

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»

В. А. КУЗУРМАН
С. В. ДИДЕНКО
И. В. ЗАДОРЖНЫЙ

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ НЕХИМИЧЕСКИХ
НАПРАВЛЕНИЙ



Владимир 2015

УДК 54 (075.8)

ББК 24.я73

К89

Рецензенты:

Доктор химических наук, профессор
зав. кафедрой неорганической химии

Ивановского государственного химико-технологического университета

А. Г. Захаров

Кандидат технических наук, доцент
кафедры химических технологий

Владимирского государственного университета
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых

Е. В. Ермолаева

Печатается по решению редакционно-издательского совета ВлГУ

Кузурман, В. А.

К89 Практикум по химии для студентов нехимических направ-
лений / В. А. Кузурман, С. В. Диденко, И. В. Задорожный ;
Владим. гос. ун-т им. А. Г. и Н. Г. Столетовых. – Владимир : Изд-во
ВлГУ, 2015. – 87 с. – ISBN 978-5-9984-0565-5.

Практикум является продолжением курса общей химии для студентов не-
химических направлений. Систематизировано экспериментальное и теоретиче-
ское освоение законов химии в соответствии с мотивационной рейтинг-системой
организации работы студентов.

Предназначен для студентов 1-го курса всех форм обучения высших учеб-
ных заведений.

Рекомендовано для формирования профессиональных компетенций в со-
ответствии с ФГОС 3-го поколения.

Табл. 6. Ил. 5. Библиогр.: 13 назв.

УДК 54 (075.8)

ББК 24.я73

ISBN 978-5-9984-0565-5

© ВлГУ, 2015

ПРЕДИСЛОВИЕ

Химия – фундаментальная наука о свойствах и превращениях веществ, из которых состоит материальный мир. Химия изучает состав, строение, реакционную способность и стабильность, способы и пути превращения одних веществ в другие.

Изучение химии включает в себя лекции, самостоятельную работу студентов с учебником, выполнение лабораторных работ. Все виды занятий взаимосвязаны. Лабораторные работы способствуют развитию знаний и умений студента только тогда, когда их выполняют не механически, а после необходимой теоретической подготовки. Студент должен знать последовательность выполнения опыта, почему и как протекает химическая реакция, какие параметры процесса превращения он определяет экспериментально.

Объективная оценка знаний и умений реализуется согласно рейтинг-системе организации самостоятельной работы студента. Все виды учебных заданий – контрольные и лабораторные работы – должны быть сданы преподавателю в соответствии с графиком учебного процесса. *Студенты, не сдавшие работы в срок, не аттестуются и не допускаются к экзамену.*

Специфика работы в химических лабораториях

Работа в химических лабораториях требует тщательного соблюдения правил техники безопасности, пожарной безопасности и охраны труда.

В лабораториях категорически запрещается:

- курить;
- принимать пищу;
- использовать химическую посуду для пищевых целей;
- проводить опыты не по теме занятия;
- пользоваться неизвестными реактивами и реактивами, на склянках которых отсутствуют этикетки;
- выносить концентрированные кислоты, щелочи и резко пахнущие вещества из вытяжного шкафа.

В приложении к изданию содержится справочный материал, необходимый для проведения расчетов.

Глава 1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1.1. Классификация неорганических соединений

Неорганические вещества в зависимости от состава и свойств делятся на следующие основные классы (рис. 1).

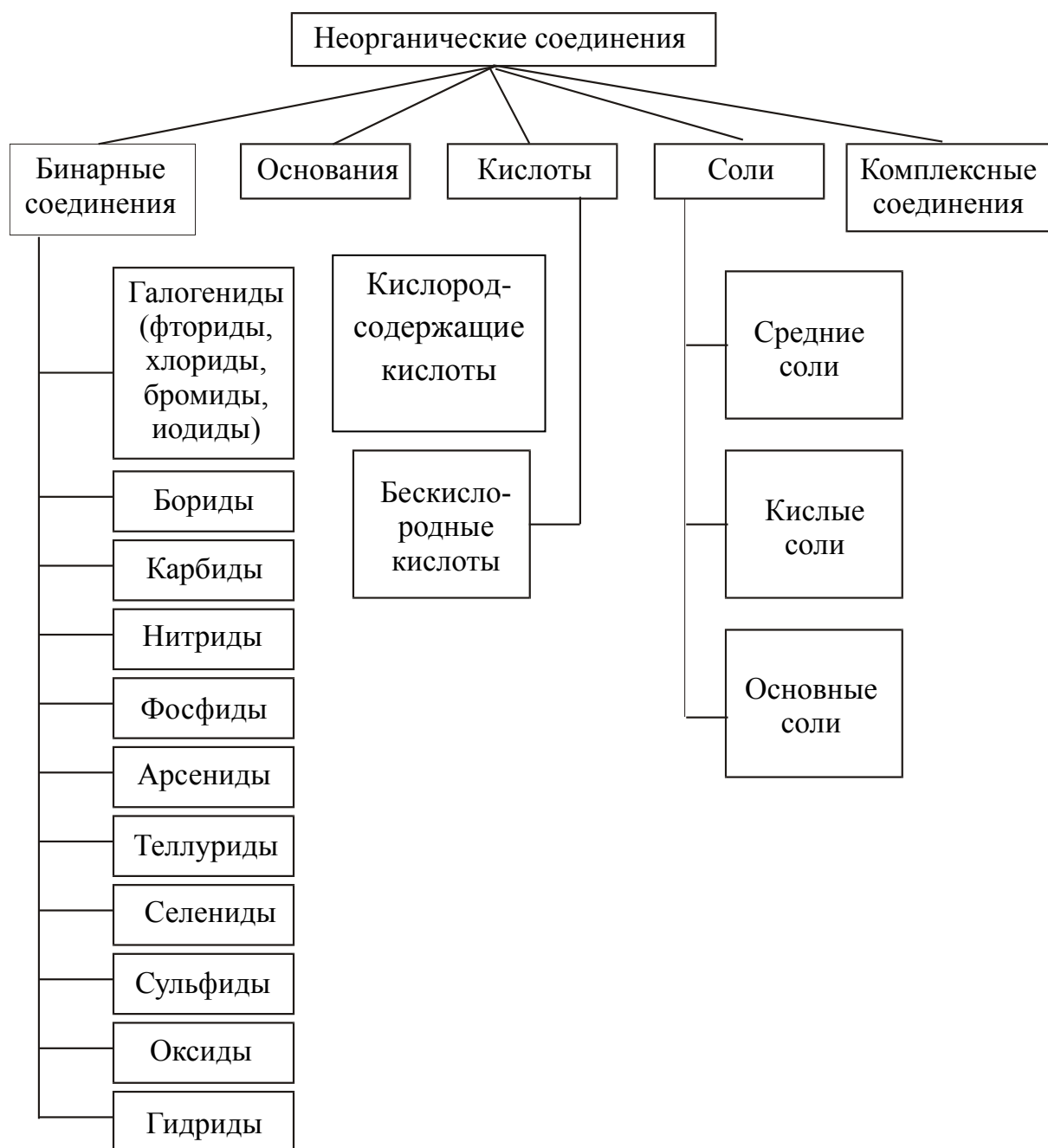


Рис. 1. Основные классы неорганических соединений

Химические формулы любого класса неорганических соединений строятся в соответствии с валентностью (или степенью окисления) атомов, входящих в соединение.

Под *валентностью* понимают число химических связей, которое может образовывать элемент. Своеобразным эталоном в этом смысле является водород: он может образовывать только одну связь. Поэтому водород считается одновалентным элементом. Валентность указывается римской цифрой H^{I} . Кислород – двухвалентный элемент, O^{II} . Валентность не имеет знака, указывающего на заряд. На заряд иона или атома указывает степень окисления.

Степень окисления – это тот заряд, который имеет ион в ионном соединении или имел бы атом в ковалентном соединении, если бы общая электронная пара была полностью смещена к более электроотрицательному элементу.

Для правильного определения степени окисления атомов в соединении необходимо применять следующие правила:

1. Элемент в простом веществе имеет нулевую степень окисления.
2. Металлы в соединениях имеют только положительные степени окисления. Щелочные металлы в соединениях всегда имеют степень окисления +1, щелочноземельные – степень окисления +2.
3. Водород в соединениях имеет степень окисления +1 (кроме гидридов щелочных и щелочноземельных металлов: Na^+H^- , $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^-$).
4. Кислород в соединениях имеет степень окисления –2 (кроме фторида кислорода $\text{O}^{+2}\text{F}_2^-$ и пероксидов H_2^+O_2^- , $\text{Na}_2^+\text{O}_2^-$).
5. Фтор в соединениях имеет всегда степень окисления –1.
6. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю.

Высшая положительная степень окисления атома в соединении, как правило, численно равна номеру группы этого элемента в Периодической системе (кроме ^8O , ^9F).

Например, в атоме фосфора ^{15}P (подгруппа VA) на внешнем энергетическом уровне содержится пять электронов. Максимальная степень окисления, которую фосфор проявляет в соединениях с более электроотрицательными элементами, равна +5.

Низшая степень окисления атома в соединениях у элементов групп IVA–VIIA численно равна разности (номер группы – 8).

Например, фосфор в соединениях с менее электроотрицательными элементами может проявлять степень окисления –3.

Исключения составляют фтор, кислород, железо: их степень окисления выражается числом, значение которого ниже, чем номер группы, к которой они относятся. У элементов подгруппы меди, наоборот, высшая степень окисления больше единицы, хотя они и относятся к 1-й группе. Сумма степеней окисления атомов в простом веществе равна нулю.

Например, NaCl – ионное соединение, в котором натрий имеет степень окисления +1, а хлор –1 (Na^+Cl^-); HCl – ковалентное соединение. Общая электронная пара между водородом и хлором смещена к атому хлора, так как хлор более электроотрицательный элемент. Степень окисления водорода +1, а хлора –1 (H^+Cl^-).

Если в процессе диссоциации молекула распадается на положительно заряженную и отрицательно заряженную части (ионы), то положительно заряженный ион называют катионом, а отрицательно заряженный ион – анионом. Например, Na_2SO_4 диссоциирует на два положительно заряженных иона (катиона) натрия и один отрицательно заряженный ион (анион) – сульфат-ион:



1.2. Номенклатура неорганических соединений

Название неорганического соединения в соответствии с современной номенклатурой ИЮПАК (Международного союза чистой и прикладной химии) строится следующим образом: сначала называют электроотрицательную (анионную) часть молекулы, а затем – электроположительную (катионную) в родительном падеже. Название анионной части молекулы, как правило, образуют от латинского корня элемента. Если элемент катионной части обладает переменной валентностью, то в скобках указывают его текущую валентность в данном соединении.

1.2.1. Бинарные соединения

Это общий класс неорганических веществ, молекулы которых состоят из двух элементов. Среди них оксиды, сульфиды, галогениды, гидриды, карбиды, нитриды, фосфиды, силициды и др.

Оксиды. Во всех оксидах электроотрицательной частью молекулы выступает кислород (O^{2-}). Например, CuO – оксид меди (II), SO_2 – оксид серы (IV), SO_3 – оксид серы (VI), FeO – оксид железа (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III).

Существуют двойные оксиды, например $Fe^{II}O \cdot Fe^{III}O_3$. Формула такого сложного оксида Fe_3O_4 называется оксидом железа (II, III).

К оксидам относятся также и пероксиды. Если в оксидах кислород имеет степень окисления -2 (O^{-2}), то в пероксидах его степень окисления -1 (O^{-1}). Например, H_2O^{-2} – оксид водорода (вода), $H_2O_2^{-1}$ – пероксид водорода, $K_2O_2^{-1}$ – пероксид калия.

Гидриды. Соединения элемента с атомом водорода. Водород является электроотрицательной частью молекулы (H). Например, LiH – гидрид лития, CaH_2 – гидрид кальция, AlH_3 – гидрид алюминия.

Карбиды и нитриды. Бинарные соединения, содержащие углерод и азот. Углерод и азот являются электроотрицательной частью молекулы: (C^{-4}), (N^{-3}). Например, CaC_2 – карбид кальция, W_2C – карбид вольфрама, Mg_3N_2 – нитрид магния.

1.2.2. Гидроксиды

Гидроксидами называют соединения, содержащие группы OH^- , которые связаны с атомами различных элементов. Гидроксо-группа является электроотрицательной частью молекулы. В названиях сначала ставят слово «гидроксид», затем называют элемент и в скобках указывают его валентность. Валентность не указывается только в гидроксидах, когда валентность элементов однозначна. Например, $NaOH$ – гидроксид натрия, $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция, $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III). Соединение NH_4OH называют гидроксидом аммония. Катион аммония NH_4^+ имеет заряд $1+$.

1.2.3. Кислоты

К кислотам относят соединения, которые диссоциируют с образованием катиона водорода H^+ . Существуют кислородсодержащие кислоты (H_2SO_4 , HNO_3) – оксикислоты и бескислородные (HCl , H_2S).

Кислородсодержащие кислоты можно представить общей формулой $H_xA_yO_z$. Часть молекулы $A_yO_z^{x-}$ является кислотным остатком (анионом), а элемент А – кислотообразующим элементом. Традиционное название таких кислот содержит название кислотообразующего элемента: HNO_3 – азотная кислота, H_2SO_4 – серная кислота.

Наличие различной валентности кислотообразующего элемента отражается в составе кислоты (разные значения индексов x , y , z) и в названиях. На высшую, или единственную, степень окисления (валентность) кислотообразующего элемента в названиях кислот указывают окончания -ная или -овая. Например, $H_2S^{+6}O_4$ – серная кислота, $HN^{+5}O_3$ – азотная кислота, $HMn^{+7}O_4$ – марганцовая кислота. На промежуточную, или низшую положительную, степень окисления указывают окончания -новатая, -истая, -новатистая. Например, $HCl^{+5}O_3$ – хлорноватая, $H_2S^{+4}O_3$ – сернистая, $HClO$ – хлорноватистая.

Если кислоты отличаются по количеству атомов кислорода и водорода, но имеют кислотосодержащий элемент одной и той же валентности, то к названию кислоты с большим числом атомов кислорода добавляется приставка «орто-», а с меньшим числом атомов кислорода – приставка «мета-», например, H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, HPO_3 – метафосфорная кислота.

Бескислородные кислоты. Водные растворы бинарных соединений HCl , HBr , H_2S являются кислотами: HF – фтороводородная кислота (плавиковая), HCl – хлороводородная кислота (соляная), HBr – бромоводородная кислота, H_2S – сероводородная кислота.

К бескислородным кислотам относятся также и водные растворы цианида водорода, роданида водорода, например, HCN – циановодородная кислота (синильная), $HSCN$ – родановодородная кислота.

В табл. 1 представлены названия важнейших кислот и соответствующих анионов по международной номенклатуре.

Таблица 1

Название важнейших кислот и анионов

Кислота		Кислотный остаток	
Формула	Название	Формула	Название
$H_3B^{III}O_3$	Ортоборная	BO_3^{3-}	Борат
$HB^{III}O_2$	Метаборная	BO_2^-	Метаборат
$H_2C^{IV}O_3$	Угольная	CO_3^{2-}	Карбонат
HN^VO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
$HN^{III}O_2$	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
$H_3P^VO_4$	Ортофосфорная	PO_4^{3-}	Ортофосфат
$H_4P_2^VO_7$	Дифосфорная	$P_2O_7^{4-}$	Дифосфат
HP^VO_3	Метафосфорная	PO_3^-	Метафосфат
$H_4Si^{IV}O_4$	Ортокремниевая	SiO_4^{4-}	Ортосиликат
$H_2Si^{IV}O_3$	Метакремниевая	SiO_3^{2-}	Метасиликат
$H_3As^VO_4$	Мышьяковая	AsO_4^{3-}	Арсенат
$H_3As^{III}O_3$	Мышьяковистая	AsO_3^{3-}	Арсенит
$H_2S^VI O_4$	Серная	SO_4^{2-}	Сульфат
$H_2S^{IV}O_3$	Сернистая	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2S^{II}	Сероводородная	S^{2-}	Сульфид
$H_2Cr^VI O_4$	Хромовая	CrO_4^{2-}	Хромат
$H_2Cr_2^VI O_7$	Дихромовая	$Cr_2O_7^{2-}$	Дихромат
$HCr^{III}O_2$	Хромистая	CrO_2^-	Хромит
$HCl^{VII}O_4$	Хлорная	ClO_4^-	Перхлорат
HCl^VO_3	Хлорноватая	ClO_3^-	Хлорат
$HCl^{III}O_2$	Хлористая	ClO_2^-	Хлорит
HCl^IO	Хлорноватистая	ClO^-	Гипохлорит
HCl^I	Хлороводородная	Cl^-	Хлорид
HBr^I	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI^I	Иодоводородная	I^-	Иодид
HF^I	Фтороводородная	F^-	Фторид
$HMn^{VII}O_4$	Марганцовая	MnO_4^-	Перманганат
$H_2Mn^VI O_4$	Марганцовистая	MnO_4^{2-}	Манганат
HCN	Циановодородная	CN^-	Цианид
$HSCN$	Родановодородная	SCN^-	Роданид

1.2.4. Соли

Соли являются наиболее многочисленным классом неорганических соединений. Их можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения ионов водорода в кислоте на катионы металлов или гидроксид-ионов гидроксидов на другие анионы. Если происходит полное замещение водорода в кислоте на катионы металлов или ионов OH^- в гидроксиде на анионы, то образуются средние соли, например Na_2CO_3 – карбонат натрия, $CaSO_4$ – сульфат кальция.

Названия *средних солей* строятся в соответствии с названиями кислотных остатков (анионов). После названия аниона ставится название катиона – иона металла – и указывается его степень окисления, например FeSO_4 – сульфат железа (II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III).

В том случае когда катион имеет однозначный заряд (например, Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+}), степень окисления не указывается, например K_3PO_4 – ортофосфат калия, CaCl_2 – хлорид кальция, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – сульфат аммония.

При неполном замещении ионов водорода в кислоте на ионы металла образуется кислая соль. *Кислыми* называют такие соли, в состав которых входит водород, способный к дальнейшему замещению на ион металла.

В названия таких солей добавляется приставка гидро-, например NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат кальция, $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ – дигидроортофосфат железа (III), $\text{KH}_3\text{P}_2\text{O}_7$ – тригидродифосфат калия.

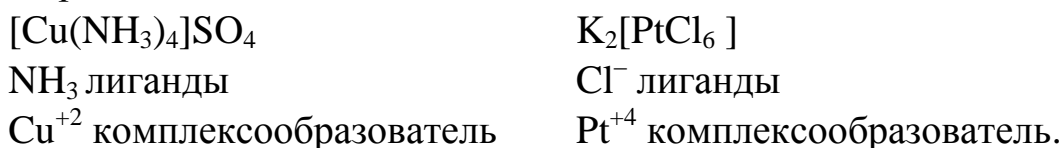
При неполном замещении ионов OH^- в гидроксидах на анионы образуется основная соль (гидроксо соль). *Основными солями* называют такие соли, в состав которых входит катион, содержащий металл и гидроксо-группу, например CuOHCl – хлорид гидроксид меди (II), FeOHCO_3 – карбонат гидроксид железа (III). При наличии нескольких гидроксильных групп числительным указывается их количество, например $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – хлорид дигидроксид алюминия.

Двойные соли. Соли, которые имеют одинаковый анион, но два разных катиона, называют двойными. Названия таких солей строятся по обычным правилам: после названия аниона катионы перечисляют в алфавитном порядке, например $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат железа (III) – калия, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат аммония-железа (II).

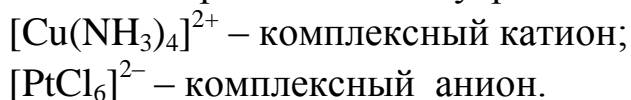
Соли, содержащие в своем составе молекулы кристаллизационной воды, являются *кристаллогидратами*. Названия кристаллогидратов солей состоят из слова «гидрат» с приставкой, отвечающей числу молекул воды, и обычного названия соли: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – пентагидратсульфата меди(II), $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – гептагидратсульфита натрия.

1.2.5. Комплексные соединения

Соединения, в состав которых входит комплексный (сложный) ион – катион или анион, называют *комплексными*. Комплексные соединения, или ионы, образуются в результате присоединения к данному иону, называемому комплексообразователем, нейтральных молекул, или отрицательно заряженных ионов, называемых лигандами, например



В комплексных соединениях комплексный ион взят в квадратные скобки. Он представляет внутреннюю сферу комплекса:

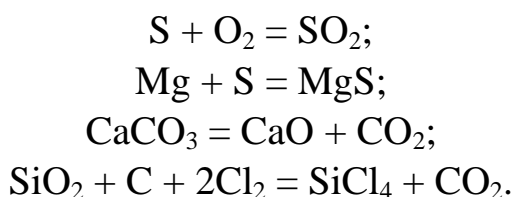


Внешнюю сферу комплекса составляют ионы SO_4^{2-} , Cl^- .

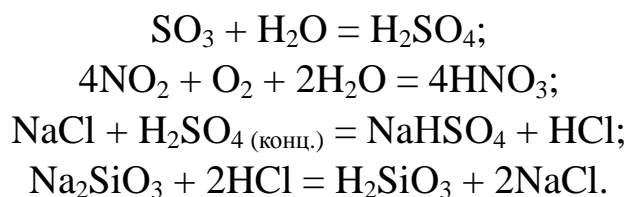
Названия таких соединений строятся следующим образом: сначала называют анион, а затем катион. При названии комплексного иона указывают количество лигандов, например $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетрааммин меди (II), $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат (IV) калия.

1.3. Получение неорганических соединений

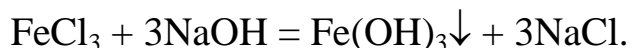
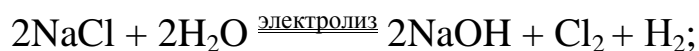
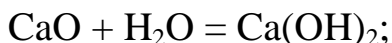
1. Бинарные соединения получают различными способами, среди них непосредственное взаимодействие простых веществ, разложение более сложных веществ при помощи различных реакций, в том числе и окислительно-восстановительных:



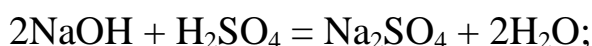
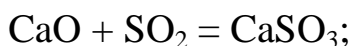
2. Кислоты получают либо взаимодействием кислотных оксидов с водой и растворением в воде бинарных соединений, либо действием на соли более сильных кислот.



3. Гидроксиды получают растворением в воде основных оксидов, электролизом солей, при помощи реакций обмена.

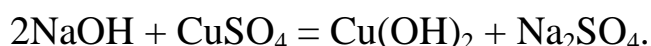
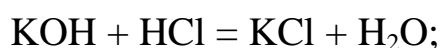
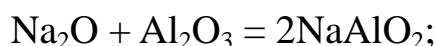
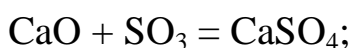


4. Соли получают взаимодействием основных и кислотных оксидов, гидроксидов и кислот, при помощи различных обменных и окислительно-восстановительных реакций.



1.4. Свойства неорганических соединений

Основные классы неорганических веществ обладают самым разнообразным спектром свойств. Приведём лишь некоторые, наиболее характерные. Так, основные оксиды взаимодействуют с амфотерными оксидами, кислотными оксидами и кислотами. Кислотные оксиды взаимодействуют с амфотерными оксидами и щелочами, гидроксиды – с кислотами. Соли могут взаимодействовать как со щелочами и кислотами, так и с другими солями.



1.5. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: аппарат Киппа; штатив с пробирками; горелка; керамическая плитка; прибор для получения оксида меди; микрошпатели; стеклянные палочки; стеклянные трубки, согнутые под прямым углом, для продувания углекислого газа; капельница с дистиллированной водой. Алюминий (стружка); оксид кремния (IV) (порошок); известковая вода. Растворы: соляной кислоты концентрированной, 10%-ной и 2 н., гидроксида натрия 2 н., серной кислоты 2 н., сульфата алюминия 0,5 н., гидроксида аммония 1 н., хлорида олова

(IV) 0,5 н., хлорида кобальта 1 н., сульфата меди (II) 2 н., иодида калия 1 н., сульфата натрия 2 н., гидроксида бария 6 н., нитрата свинца (II) 2 н., нитрата серебра 2 н., сульфата аммония 2 н., сульфата железа (II) 2 н., фенолфталеина, лакмуса.

Опыт 1

Получение и исследование свойств оксида и гидроксида меди

Оксид меди (II) получается путем термического разложения карбоната гидроксида меди (II). Для этого нужно собрать прибор, изображенный на рис. 2. В пробирку 2 на $\frac{1}{3}$ её объема насыпать порошок карбоната гидроксида меди (II), закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой 3. Газоотводную трубку опустить в стакан с известковой водой 4. Нагреть пробирку 2 на пламени горелки 1.

Нагревание проводить постепенно в направлении от верха пробирки к её дну до тех пор, пока весь карбонат гидроксида меди (II) не превратится в черный порошок. Наблюдать конденсацию паров воды на холодных частях пробирки и пробулькивание газа через раствор известковой воды в стакане 4.

Написать уравнение реакции разложения карбоната гидроксида меди (II) и взаимодействия CO_2 с известковой водой. Полученный в пробирке оксид меди (II) после охлаждения исследовать на химическую природу. Для этого в три пробирки поместить по микрошпателью порошка CuO и добавить по 10 капель в первую пробирку – дистиллированную воду, во вторую – раствор H_2SO_4 , в третью – раствор NaOH . Что наблюдается? Каждую пробирку нагреть до кипения на газовой горелке или спиртовке. Что изменилось? Написать уравнения реакций. Сделать вывод относительно химического характера оксида меди (II).

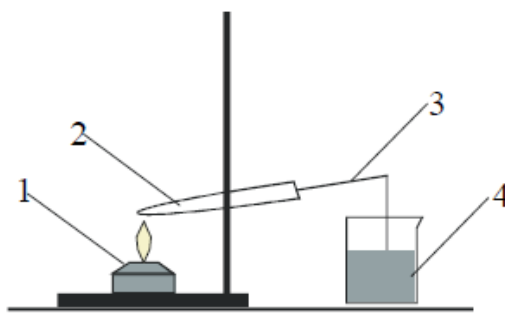


Рис. 2. Схема прибора для получения оксида меди

Гидроксид меди (II) получите следующим образом: в пробирку поместить 5 – 6 капель раствора сульфата меди (II) и добавить 5 – 6 капель щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Далее

исследовать химическую природу $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Для этого полученный осадок гидроксида меди (II) разделить на три пробирки (если разделение затруднено, то получите $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в трех пробирках). В одну пробирку добавить раствор H_2SO_4 (5 – 6 капель), в другую – столько же NaOH , а третью пробирку нагревать до тех пор, пока $\text{Cu}(\text{OH})_2$ не превратится в черный осадок. Что наблюдается в первых двух пробирках? Почему почернел осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Написать уравнения соответствующих реакций. Сделать вывод относительно химической природы гидроксида меди (II).

Опыт 2

Получение и свойства оксида и гидроксида алюминия

В пробирку поместить 20 капель 0,5 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и добавить столько же 1 н. раствора NH_4OH . Что наблюдается?

Содержимое разделить на три пробирки. В одну из пробирок при взбалтывании прибавить по каплям 10%-ный раствор соляной кислоты до полного растворения осадка, во вторую прилить 10%-ный раствор гидроксида натрия тоже до полного растворения осадка. Написать уравнения реакций и сделать вывод о характере гидроксида алюминия.

Третью пробирку нагреть на пламени горелки до полного разложения гидроксида алюминия. Синтезированный таким образом оксид алюминия исследовать на взаимодействие с кислотой и щелочью. Для этого полученный Al_2O_3 разделить на три части и поместить в три пробирки. В первую добавить 5 – 8 капель 10%-ного раствора HCl , во вторую – столько же 10%-ного раствора гидроксида натрия (NaOH), в третью – дистиллированную воду. Что наблюдается? Пробирки нагреть. Что изменилось? Написать уравнения соответствующих реакций и сделать вывод о характере оксида алюминия.

Опыт 3

Изучение свойств оксида углерода (IV) и оксида кремния (IV)

Для изучения характера свойств диоксида углерода налить в пробирку 10 – 15 капель дистиллированной воды и прибавить 1 – 2 капли

лакмуса. Затем пропустить из аппарата Киппа в воду оксид углерода (IV) до изменения окраски раствора. Почему окраска изменилась? Каков характер свойств CO_2 ? Написать уравнение реакции.

Поместить в две пробирки по микрошпателью оксида кремния (IV). В одну пробирку добавить 5 – 7 капель концентрированной щелочи, а в другую – столько же концентрированной соляной кислоты. Обе пробирки нагреть. В какой пробирке диоксид кремния растворяется? Написать уравнение реакции. Сделать вывод.

Опыт 4

Получение основной соли и перевод её в среднюю соль

Налить в пробирку 6 капель 1 н. раствора хлорида кобальта (II) и прилить к нему 4 капли 1 н. раствора NaOH. Содержимое пробирки встряхнуть. Написать уравнение реакции и назвать полученное соединение. Далее к полученной основной соли кобальта (II) добавить 2 – 3 капли 2 н. раствора соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. С помощью каких химических реакций основные соли можно перевести в нормальные?

Опыт 5

Получение кислой соли и перевод её в среднюю соль

Налить в пробирку 10 – 15 капель насыщенного раствора гидроксида кальция (известковой воды) и пропустить в данный раствор из аппарата Киппа несколько пузырьков оксида углерода (IV). Наблюдать образование нерастворимой в воде средней (нормальной) соли – карбоната кальция. Написать уравнение реакции. Продолжить пропускать в раствор известковой воды оксид углерода (IV) из аппарата Киппа до полного растворения образовавшегося вначале карбоната кальция. Написать уравнение реакции получения кислой соли. Назвать соль.

Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну пробирку добавить 2 капли насыщенного раствора гидроксида кальция. Отметить, что наблюдается. Раствор во второй пробирке нагреть до кипения. Наблюдать образование осадка нерастворимой соли. Написать уравнения реакций. Сделать соответствующий вывод.

Какие еще способы существуют для получения кислых солей и перевода кислых солей в нормальные?

Опыт 6

Способы получения солей

Получить различные соли следующими способами.

1. *Взаимодействие металла с кислотой.* В пробирку налить 5 капель 6 н. серной кислоты и опустить алюминиевую стружку (можно микрошпатель алюминиевого порошка). Для ускорения реакции пробирку нагреть. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции. Назвать полученную соль.

2. *Взаимодействие гидроксида с кислотным оксидом.* Налить в пробирку 10 капель насыщенного раствора гидроксида кальция. Продукт в раствор через согнутую трубку воздух изо рта. Наблюдать образование белого осадка, а при дальнейшем продувании – растворение его. Написать уравнения реакций образования и растворения осадка.

3. *Взаимодействие соли с металлом.* Поместить в пробирку 10 капель 2 н. раствора сульфата меди (II) и поместить в раствор алюминиевую стружку. Через некоторое время раствор обесцветится. Почему? Слить раствор и достать алюминий. Какого он цвета? Написать уравнение реакции и назвать полученную соль.

4. *Взаимодействие соли с неметаллом.* Поместить в пробирку 10 капель 2 н. раствора иодида калия и 10 капель хлорной воды. Как изменится цвет раствора? Написать уравнение реакции.

5. *Взаимодействие соли с кислотой.* Налить в пробирку 5 капель 2 н. раствора нитрата свинца (II) и 5 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Назвать соль.

6. *Взаимодействие двух солей.* Налить в пробирку 5 капель 2 н. раствора нитрата свинца (II) и 5 капель 2 н. раствора иодида калия. Наблюдать образование осадка. Написать уравнение реакции.

Добавить 10 – 15 капель дистиллированной воды. Нагреть до растворения осадка и охладить. Наблюдать образование кристаллов золотистого цвета. Назвать полученное соединение.

Опыт 7

Получение двойных солей

Налить в пробирку по 10 капель насыщенных растворов сульфата аммония и сульфата железа (II). Наблюдать выпадение осадка двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Если осадок не появляется, то добиться этого потиранием стеклянной палочкой внутренней стенки пробирки. Написать уравнение реакции и назвать соль.

Фактор эквивалентности сложных соединений определяется следующим образом:

а) фактор эквивалентности кислоты определяется её основностью, т. е. числом атомов водорода в молекуле кислоты. Например, $f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = N_{\text{H}^+} = 2$, а $M_{\text{Э}} \text{H}_2\text{SO}_4 = 98/2 = 49$ г/моль экв;

б) фактор эквивалентности основания определяется валентностью металла V_{Me} , образующего основание, или числом гидроксогрупп N_{OH^-} . Например: $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = N_{\text{OH}^-} = 2$ и $M_{\text{Э}} \text{Ca}(\text{OH})_2 = 74/2 = 37$ г/моль экв;

в) фактор эквивалентности соли определяется произведением валентности металла V_{Me} на число его атомов в молекуле N_{Me} :

$$f_{\text{ЭКВ}} = V_{\text{Me}} \cdot N_{\text{Me}}.$$

Например, $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = V_{\text{Al}} \cdot N_{\text{Al}} = 3 \cdot 2 = 6$ и $M_{\text{Э}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342/6 = 57$ г/моль экв.

Эквивалентную массу оксида $M_{\text{Э}} \text{ОКС}$ можно определить по сумме эквивалентных масс элемента $M_{\text{Э}} \text{ЭЛ}$ и кислорода $M_{\text{Э}} \text{О}$.

$$M_{\text{Э}} \text{ОКС} = M_{\text{Э}} \text{ЭЛ} + M_{\text{Э}} \text{О}.$$

Например, эквивалентная масса CO_2 будет равна сумме эквивалентных масс углерода и кислорода.

$$M_{\text{Э}} \text{CO}_2 = M_{\text{Э}} \text{C} + M_{\text{Э}} \text{O} = 3 + 8 = 11 \text{ г/моль экв.}$$

Закон эквивалентов: вещества в химических реакциях взаимодействуют друг с другом и образуются в результате реакции в эквивалентных количествах. Математически закон эквивалентов выражается следующим образом:

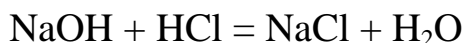
$$n_{\text{Э}1} = n_{\text{Э}2} \quad \text{или} \quad \frac{m_1}{M_{\text{Э}1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}2}},$$

где m_1 и m_2 – массы реагирующих веществ, г;

$M_{\text{Э}1}$ и $M_{\text{Э}2}$ – эквивалентные массы реагирующих веществ, г/моль экв.

Учитывая, что отношение массы вещества к его эквивалентной массе ($m/M_{\text{Э}}$) есть число эквивалентов ($n_{\text{Э}}$), можно представить закон эквивалентов следующим образом: *количества молей эквивалентов всех реагирующих веществ и продуктов реакции равны между собой.*

Например, для реакции



можно записать: $n_{\text{Э}} \text{NaOH} = n_{\text{Э}} \text{HCl} = n_{\text{Э}} \text{NaCl} = n_{\text{Э}} \text{H}_2\text{O}$.

Если в реакциях участвуют газы, их эквиваленты можно выразить при помощи эквивалентных объемов. В этом случае закон эквивалентов может быть записан так:

$$\frac{V'_0}{V'_{Э_0}} = \frac{V''_0}{V''_{Э_0}},$$

где V'_0 и V''_0 – объемы реальных газов, взятых при нормальных условиях, л;

$V'_{Э_0}$ и $V''_{Э_0}$ – эквивалентные объемы этих газов, л/моль экв.

Нормальные условия (н.у.):

$P_0 = 760$ мм рт. ст. = 101,3 кПа = 1 атм, $T_0 = 273$ К, где P_0 – давление при нормальных условиях.

Если одно из реагирующих веществ находится в твердом состоянии, а второе в газообразном, то закон эквивалентов можно выразить формулой

$$\frac{m}{M_{Э}} = \frac{V_0}{V_{Э_0}},$$

где m – масса твердого вещества,

$M_{Э}$ – его эквивалентная масса;

V_0 – объём газа при нормальных условиях, $V_{Э_0}$ – его эквивалентный объём.

2.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: прибор для определения эквивалентных масс. Металл (Mg, Zn или Fe), мрамор, соляная кислота (18%-ная), хлорид натрия (насыщенный раствор).

Опыт 1

Определение эквивалентной массы металла

Собрать установку, показанную на рис. 3. На штативе 3 укрепить две бюретки 2 и 5, соединенные между собой резиновой трубкой 1.

Бюретки заполнить наполовину водой. К бюретке 5 подсоединить через резиновую трубку 4 реакционную пробирку 6. Проверить герметичность прибора. Для этого приподнять вверх бюретку 2. Вода в обеих бюретках должна держаться на полученных уровнях.

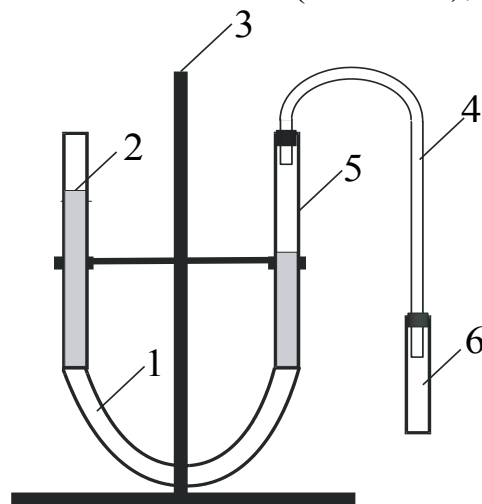


Рис. 3. Установка для определения эквивалентной массы металла

Получить навеску металла. Массу металла занести в табл. 2. Отмерить в вытяжном шкафу 4 – 5 мл 18%-ного раствора HCl при помощи цилиндра и перенести кислоту в реакционную пробирку 6.

Таблица 2

Экспериментальные данные

Параметры	Обозначение	Единица измерения	Результат
Масса металла	m_{Me}	г	
Объем выделившегося водорода	V_{H_2}	мл	
Температура	t	°C	
Атмосферное давление	P	мм рт. ст.	
Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта	P_{H_2O}	мм рт. ст.	

Приподнять бюретку 2 и установить уровень воды в бюретке 5 на нулевой отметке. Открыть реакционную пробирку 6, опустить в нее полученный металл и быстро закрыть пробирку 6 пробкой. Попав в кислоту, металл начинает с ней реагировать. Выделившийся водород по резиновой трубке 4 попадает в бюретку 5 и вытесняет воду. Уровень воды в бюретке 5 понижается. По объему вытесненной воды судят об объеме выделившегося водорода.

После прекращения реакции подождать 5 – 10 мин, чтобы газ внутри бюретки приобрел комнатную температуру, добиться совпадения уровней воды в обеих бюретках, перемещая бюретку 2. Этим создается давление внутри бюретки 5, равное атмосферному давлению. По положению нижнего мениска воды в бюретке 5 определить объем выделившегося водорода. Результат занести в табл. 2. Записать также в таблицу комнатную температуру, атмосферное давление и давление насыщенного пара (P_{H_2O}) (табл. П1).

Обработка экспериментальных данных

1. Рассчитать парциальное давление водорода P_{H_2} :

$$P_{H_2} = P - P_{H_2O}.$$

2. Привести объем водорода к значению объема при нормальных условиях, используя объединенный газовый закон:

$$\frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}.$$

3. По закону эквивалентов определить экспериментальное значение эквивалентной массы металла

$$M_{\text{Э}_{\text{Me}}} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot V_{\text{Э}}}{V_0},$$

где $V_{\text{Э}}$ – эквивалентный объем водорода при н. у.

4. Зная, что для эксперимента был взят двухвалентный металл, рассчитать атомную массу

$$A_{\text{Me}_{\text{ЭК}}} = M_{\text{Э}_{\text{Me}_{\text{ЭК}}}} \cdot B = 2 \cdot M_{\text{Э}_{\text{Me}_{\text{ЭК}}}},$$

где B – валентность металла.

По Периодической системе элементов Д. И. Менделеева определить исследуемый металл.

5. Взять из Периодической системы элементов точное значение атомной массы металла $A_{\text{Me}_{\text{ТЕОР}}}$ (самое близкое к экспериментальному значению). Рассчитать относительную погрешность опыта η , %:

$$\eta = [(A_{\text{Me}_{\text{ТЕОР}}} - A_{\text{Me}_{\text{ЭК}}}) / A_{\text{Me}_{\text{ТЕОР}}}] 100 \%.$$

6. Написать уравнение реакции и сделать соответствующий вывод об определяемом металле и причинах, вызвавших погрешность опыта.

Опыт 2

Определение эквивалентной массы карбоната кальция

В этом опыте эквивалентная масса сложного вещества – карбоната кальция – определяется по известной эквивалентной массе оксида углерода (IV) CO_2 .

В данном опыте используется прибор, который применяли в опыте 1 (см. рис. 3), но вода в нем должна быть заменена насыщенным раствором хлорида натрия. Такая замена необходима потому, что растворимость оксида CO_2 в растворе хлорида натрия значительно меньше, чем в воде.

Получить у лаборанта навеску мрамора (карбоната кальция). Навеска должна составлять 0,3 – 0,4 г. Аналогично, как в первом опыте, налить в реакционную пробирку 4 мл 16%-ного раствора соляной кислоты и, соблюдая ту же методику, провести реакцию взаимодействия карбоната кальция с соляной кислотой. Определить объем выделившегося углекислого газа. Результаты записать в табл. 3.

Результаты измерений

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Результат
Масса мрамора	m_{CaCO_3}	г	
Объем выделившегося газа	V_{CO_2}	мл	
Температура	t	°С	
Атмосферное давление	P	мм рт. ст.	

Обработка экспериментальных данных

1. Вычислить массу газа по уравнению Клапейрона – Менделеева

$$P \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M}$$

2. По закону эквивалентов $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}_1}}{M_{\text{Э}_2}}$ вычислить эквивалентную

массу карбоната кальция $M_{\text{Э}_{\text{КС}}}$, зная, что эквивалентная масса CO_2 в реакции нейтрализации, протекающей с образованием средней соли, равна его молекулярной массе, деленной на два:

$$M_{\text{Э}_{\text{CO}_2}} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{2}$$

3. Рассчитать теоретическое значение эквивалентной массы соли CaCO_3 ($M_{\text{Э}_{\text{ТЕОР}}}$) и определить относительную погрешность опыта η , %:

$$\eta = [(M_{\text{Э}_{\text{ТЕОР}}} - M_{\text{Э}_{\text{КС}}}) / M_{\text{Э}_{\text{ТЕОР}}}] 100 \%$$

4. Написать уравнение реакции и сделать соответствующий вывод.

Глава 3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ

3.1. Получение растворов различных концентраций

Раствором называется гомогенная система, состоящая из двух и более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в широких пределах. Раствор состоит из растворителя и растворенного вещества.

Количественно состав раствора характеризуется **концентрацией**. Существует ряд способов выражения концентраций растворов. Одни способы являются весовыми, другие – объемными. В учебном курсе общей химии пользуются только несколькими способами: массовой долей, массовым процентом, мольной долей, молярной концентрацией, нормальной концентрацией, моляльной концентрацией.

Массовая доля (ω) – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора, которая складывается из массы растворенного вещества и массы растворителя:

$$\omega = \frac{m_{p.v.}}{m_{p.v.} + m_{p-ля}} 100 \% .$$

Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах (например, $\omega = 0,01$, или $\omega = 1 \%$).

Мольная доля (N) – это отношение количества молей растворенного вещества к общему количеству вещества в растворе, которая складывается из количества молей растворенного вещества и растворителя:

$$N = \frac{n_{p.v.}}{n_{p.v.} + n_{p-ля}} 100 \% .$$

Мольную долю выражают в долях единицы или в процентах (например, $N = 0,03$ или $N = 3 \%$).

Молярная концентрация (C_M) – это содержание числа молей растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{n_{p.v.}}{V} .$$

Молярную концентрацию выражают в молях на литр (моль/л). Эта размерность обозначается М, например, $C_M = 0,1$ М. Раствор, содержащий в 1 л 1 моль растворенного вещества, называют одномолярным и обозначают 1 М; 0,5 М – полумолярным (в 1 л раствора со-

держится 0,5 моли вещества); 0,1 М – децимолярный (в 1 л раствора содержится 0,1 моли вещества) и т. д.

Молярная концентрация эквивалента (или нормальная концентрация) (C_H) показывает содержание молей эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_H = \frac{n_{\text{э п.в}}}{V}$$

Как следует из формулы, молярная концентрация эквивалента выражается в молях эквивалентов на литр (моль экв/л). Эта размерность обозначается н., например, 2 н. H_2SO_4 .

Моляльная концентрация (C_m) показывает число молей растворенного вещества, которое содержится в 1 кг растворителя

$$C_m = \frac{n_{\text{р.в}}}{m_{\text{р-ля}}}$$

Одномоляльный раствор (1 м): в 1 кг растворителя находится 1 моль растворённого вещества и т. д.

Задача 1. Определите массовую долю (в %) КОН в растворе, если КОН массой 40 г растворен в воде массой 160 г.

Решение. Общая масса раствора КОН равна

$$m(\text{р - ра}) = m(\text{КОН}) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

Подставляя известные величины в формулу, получаем:

$$\omega(\text{КОН}) = \frac{m(\text{КОН})}{m(\text{р - ра})} 100 \% = \frac{40}{200} 100 \% = 20 \%$$

Задача 2. Вычислите молярную концентрацию раствора NaOH, 500 мл которого содержит 1 г NaOH.

Решение

$$C_M(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})V} = \frac{1\text{г}}{40\text{г/моль} \cdot 0,5\text{ л}} = 0,05 \text{ моль/л.}$$

Задача 3. Определите нормальную концентрацию ортофосфорной кислоты, если в 300 мл раствора содержится 12 г H_3PO_4 .

Решение

$$C_{\text{Н}} = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4)V} = \frac{12}{32,67 \cdot 0,3} = 1,22 \text{ моль экв/л, или } 1,22 \text{ н.};$$

где $M_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} = \frac{98}{3} = 32,67 \text{ г/моль экв.}$

3.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: мерный цилиндр на 50 мл, химический стакан на 100 мл; мерная колба на 50 мл; пипетка на 25 мл; ареометр; стеклянная палочка. Сульфат натрия безводный кристаллический; сульфат алюминия кристаллогидрат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.

Опыт 1

Приготовление 10%-ного раствора сульфата натрия

Рассчитать навеску, необходимую для приготовления 50 г 10%-ного раствора сульфата натрия, и объем воды, который потребуется для этого. Взять навеску данной соли на технических весах. Перенести ее в химический стакан и добавить необходимый объем воды. Перемешивать раствор до полного растворения соли.

Полученный раствор перенести в мерный цилиндр и измерить ареометром плотность. По показаниям ареометра определить точную концентрацию раствора, используя табл. П2.

Результаты занести в отчет. Вычислить молярную концентрацию раствора. Определить относительную ошибку опыта.

Опыт 2

Приготовление 0,15 М раствора сульфата натрия

Пипеткой отмерить 25 мл 10%-ного раствора сульфата натрия, полученного в опыте 1, и перенести в мерную колбу на 50 мл. Довести объем раствора до метки и перемешать.

Перелить раствор в мерный цилиндр и измерить его плотность с помощью ареометра. Определить точную процентную концентрацию полученного раствора и рассчитать его молярную концентрацию.

Результаты занести в отчет и рассчитать относительную ошибку опыта.

Опыт 3

Приготовление 1,5 н. раствора сульфата алюминия из кристаллогидрата

Рассчитать, сколько граммов кристаллической соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 50 мл 1,5 н. раствора сульфата алюминия в расчете на безводную соль. Взвесить расчетное количество кристаллогидрата на технических весах. С помощью микроворонки перенести навеску сульфата алюминия в мерную колбу на 50 мл, смывая кристаллы соли дистиллированной водой. Налить колбу до половины и, перемешивая раствор, добиться полного растворения соли. Довести водой уровень раствора до метки, последние капли добавлять при помощи пипетки. Пересчитать массовую долю на нормальную концентрацию. Это будет практическое значение нормальности раствора. Найти относительную ошибку опыта, считая теоретическое значение нормальной концентрации раствора равным 1,5 н.

Глава 4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

4.1. Основные понятия окислительно-восстановительных реакций

Реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления у элементов, участвующих в них, называют **окислительно-восстановительными**.

Степенью окисления называется относительный заряд атома элемента, измеряемый количеством частично или полностью отданных или принятых электронов.

Атомы, принимающие электроны и понижающие свою степень окисления, называются **окислителями**. Атомы, отдающие электроны и повышающие свою степень окисления, называются **восстановителями**. Процесс принятия электронов называется **восстановлением**, а процесс отдачи электронов – **окислением**. Важнейшие окислители и восстановители приведены в табл. 4.

Таблица 4

Важнейшие окислители и восстановители

Окислители	Восстанавливаются до ...	Восстановители	Окисляются до ...
1. Неметаллы VI, VII групп. Их атомы принимают электроны и понижают степень окисления	$S^{-2}, O^{-2}, F^{-1}, Cl^{-1}, Br^{-1}, I^{-1}$	1. Металлы и некоторые неметаллы (H_2, C). Они отдают электроны и повышают степень окисления. Zn, Al, Cr и другие могут окисляться в щелочной среде	$Me - n\bar{e} = Me^{+n}$ $[Zn(OH)_4]^{2-}$ $[Al(OH)_4]^{-}$
2. Ионы металлов с высшей степенью окисления: $Fe^{+3}, Cu^{+2}, Pb^{+4}, Sn^{+4}, Co^{+3}, Ni^{+3}$	$Fe^{+2}, Cu^{+}, Pb^{+2}, Sn^{+2}, Co^{+2}, Ni^{+2}$	2. Ионы металлов с низшей степенью окисления: $Fe^{+2}, Cu^{+}, Pb^{+2}, Sn^{+2}, Co^{+2}, Ni^{+2}$	$Fe^{+3}, Cu^{+2}, Pb^{+4}, Sn^{+4}, Co^{+3}, Ni^{+3}$
3. Растворы кислот HNO_3 конц. HNO_3 разб. HNO_3 оч. разб. H_2SO_4 конц. $HClO, HClO_2, HClO_3, HClO_4$ HIO_3, HIO_4 $HBrO, HBrO_3$	H_2 NO_2 NO NH_3 SO_2 Cl^{-} I_2 или I^{-} Br^{-}	3. Соединения неметаллов, содержащие атомы с низким значением степени окисления элемента: $NH_3, PH_3, H_2S, HCl, HBr, HI$ и их соли	Нейтральных атомов (S, I_2 и т. д.) или соединений, где атом имеет высшую степень окисления: H_2SO_4, H_3PO_4 и т. д.
4. Соединения, содержащие атомы с высшим значением степени окисления: K_2CrO_4 в щелочной среде $K_2Cr_2O_7$ в кислой среде $KMnO_4$ в кислой среде $KMnO_4$ в нейтральной среде $KMnO_4$ в щелочной среде	CrO_2^{-} Cr^{3+} Mn^{2+} MnO_2 MnO_4^{2-}	4. H_2O_2	$2O^{-1} - 2\bar{e} = O_2$
5. H_2O_2	$2O^{-1} + 2\bar{e} = 2O^{-2} (H_2O)$	5. Кислотные оксиды и соответствующие им кислоты, соли со средним значением степени окисления: $SO_2, H_2SO_3, Na_2SO_3, KNO_2, HNO_2, KCrO_2$	Соединений с высшим значением степени окисления: $SO_3, H_2SO_4, Na_2SO_4, KNO_3, HNO_3, K_2CrO_4$ (в щелочной среде), $K_2Cr_2O_7$ (в кислой среде)
6. Кислородсодержащие кислоты со средним значением степени окисления: H_2SO_3 HNO_2	S NO		

Например: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$ – восстановление, CuSO_4 – окислитель,

$\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ – окисление, Fe – восстановитель.

Многие вещества в химических реакциях наиболее часто проявляют восстановительные свойства, другие вещества – окислительные. Так, к типичным восстановителям относятся металлы, водород, бескислородные кислоты – H_2S , HCl , HBr , HI и их соли, соли железа (II) и некоторых других металлов в низших степенях окисления. Окислительные свойства проявляют галогены, кислород, серная кислота, перманганат калия KMnO_4 , дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, хромат калия K_2CrO_4 и многие другие вещества.

Некоторые вещества в зависимости от условий протекания реакции и от тех веществ, с которыми они реагируют, могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей.

В зависимости от среды реакции могут образовываться различные продукты, т.е. от среды зависит, как изменяются степени окисления окислителя и восстановителя.

Если реакция протекает в присутствии кислоты, то среда кислая. В этом случае чаще всего степень окисления окислителя понижается до минимальной, а степень окисления восстановителя повышается до максимальной. Но если восстановителем является неметалл, то степень окисления в результате реакции чаще всего останавливается на нуле.

Если реакция протекает в присутствии щелочи, то среда щелочная. Степень окисления, как правило, изменяется до ближайшей.

Если реакция протекает в присутствии воды или пероксида водорода, то среда нейтральная и происходит изменение степени окисления на две единицы.

Необходимо помнить, что при протекании окислительно-восстановительной реакции в растворах практически невозможно получить металлы и их оксиды как продукты реакции за исключением серебра, золота, платины и оксида марганца (IV).

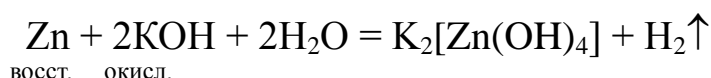
4.2. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Классификация окислительно-восстановительных реакций основывается на том, где расположены атомы окислителя и восстановителя, т. е. в состав каких молекул они входят. Все окислительно-восстановительные реакции подразделяются на три основных класса.

1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления

К реакциям данного типа относятся такие реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя входят в состав молекул разных веществ.

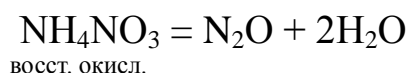
Например:



2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления

К реакциям данного типа относятся такие реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя входят в состав одной молекулы.

Например:



3. Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)

К реакциям данного типа относятся такие реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же атом. Например:



Здесь часть хлора – окислитель, а часть – восстановитель.

4.3. Метод электронного баланса

Для уравнивания коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, а также для предсказания их возможных продуктов используется метод электронного баланса. Поскольку электроны в окислительно-восстановительных реакциях переходят от восстановителя к окислителю, а молекулы исходных веществ и продуктов реакции электронейтральны, то *число электронов, отданных восстановителем, всегда равно числу электронов, принятых окислителем*. Это положение называется *электронным балансом* и лежит в основе нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций **методом электронного баланса**.

Согласно этому методу число молекул окислителя и число молекул восстановителя в уравнении окислительно-восстановительных реакций должны быть такими, чтобы количество принимаемых и отдаваемых электронов было одинаковым.

Рассмотрим пример. Допisać следующее уравнение реакции и уравнять в нём коэффициенты:

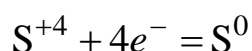
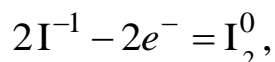


Этот метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах.

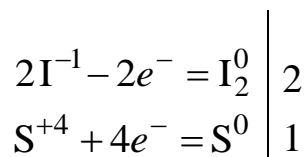
Сначала необходимо определить, какое вещество – окислитель, а какое – восстановитель, помня о том, что атомы элемента, находящиеся в высшей (максимальной) степени окисления, могут быть только окислителями, в низшей – только восстановителями. Если элемент находится в промежуточной степени окисления, то для предсказания его окислительно-восстановительных свойств необходимо посмотреть на присутствие других элементов, способных повлиять на поведение этого элемента в данной реакции.

Степень окисления иода в данной реакции является низшей, следовательно, HI – восстановитель. Степень окисления серы (S^{+4}) является промежуточной, но так как HI – явный восстановитель, SO_2 в данной реакции – окислитель.

Составляем электронные уравнения получения простых веществ I_2^0 из I^{-1} и S^0 из S^{+4} :

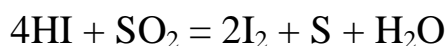


Так как число электронов, отданных восстановителем, должно быть равным числу электронов, принятых окислителем, надо каждое полученное электронное уравнение умножить на соответствующий коэффициент.

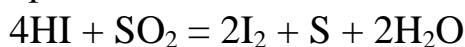


Отсюда следует, что в уравнении реакции при веществе, содержащем I^{-1} , должен быть коэффициент $2 \cdot 2 = 4$, при $\text{I}_2^0 - 2$, при S^{+4} и $\text{S}^0 - 1$.

Подставляем найденные коэффициенты в схему реакции.



Последний коэффициент (перед водой) находим, подсчитав число атомов водорода в правой и левой частях. Окончательно получаем



Проверяем правильность написания уравнения. Для этого подсчитываем число атомов серы, кислорода, водорода и иода в правой и левой частях уравнения. Число атомов каждого вида в обеих частях должно быть одинаковым, тогда уравнение написано верно. Обычно для проверки бывает достаточно подсчитать число атомов какого-либо одного элемента, например кислорода.

4.4. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: спиртовка, алюминий (стружка); медь (стружка); иодная вода; крахмал. Растворы: гидроксида калия (концентрированный); серной кислоты 2 н.; азотной кислоты 2 н. и концентрированный; пероксида водорода 3%-ный; перманганата калия 0,1 н.; иодида калия 0,1 н.; дихромата калия 2 н.; сульфида натрия 1 н.; сульфита натрия 1 н.; роданида аммония 0,02 н.; сульфата хрома (III) 0,5 н.; сульфата железа (II) 0,5 н.; хлорида железа (III) 0,5 н.; хлорида олова (II) 1 н.

Опыт 1

Окислительные свойства иода

В пробирку поместить 5 капель раствора сульфида натрия и по каплям прибавлять иодную воду. Наблюдать обесцвечивание раствора. Составить уравнение реакции, учитывая, что сульфид-ион переходит в сульфат-ион.

Опыт 2

Окисление двухвалентного олова до четырёхвалентного

К 3 каплям хлорида железа (III) прилить 1 каплю раствора роданида аммония. О наличии каких ионов в растворе говорит появившееся окрашивание?

К полученной смеси приливать по каплям раствор хлорида олова (II). Почему раствор обесцвечивается? Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции (роданид аммония в уравнение не включать).

Опыт 3

Окислительные свойства азотной кислоты

К 4 каплям раствора иодида калия прилить 4 капли 2 н. раствора азотной кислоты. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции. Как можно доказать, что появившийся цвет раствора обусловлен выделившимся иодом?

Опыт 4

Окислительные свойства концентрированной азотной кислоты

В пробирку поместить маленький кусочек меди и 4 капли концентрированной азотной кислоты (ОСТОРОЖНО! Опыт проводить в вытяжном шкафу!). Отметить, что наблюдается. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 5

Восстановление перманганата калия в кислой среде

К 4 каплям раствора перманганата калия прилить 4 капли раствора сульфата железа (II) и подкислить 2 каплями серной кислоты. Что наблюдается? Составить уравнение реакции. Для открытия образовавшихся ионов железа (III) прилить 1 каплю раствора роданида аммония.

Опыт 6

Восстановление перманганата калия в нейтральной среде

В пробирку налить по 4 капли растворов перманганата калия и пероксида водорода. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

Опыт 7

Восстановление перманганата калия в щелочной среде

К 4 каплям раствора перманганата калия прилить 3 – 4 капли концентрированного раствора щёлочи и 6 капель раствора сульфита натрия. Наблюдать появление зелёного цвета раствора, характерного для иона MnO_4^{2-} . Составить уравнение реакции.

Опыт 8

Окисление хромит-иона в хромат-ион

К 4 каплям раствора сульфата хрома (III) прилить 1 каплю раствора гидроксида калия. Наблюдать образование осадка. Составить уравнение реакции.

Растворить полученный осадок в избытке гидроксида калия. Составить уравнение реакции получения хромита калия $KCrO_2$. Каков цвет полученного раствора? К полученному раствору прилить 6 капель пероксида водорода. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

Опыт 9

Восстановление дихромат-иона до трёхвалентного хрома

3 капли раствора дихромата калия подкислить 3 каплями серной кислоты, встряхнуть и добавить 5 капель раствора сульфида натрия. Еще раз встряхнуть пробирку. Что изменяется? Составить уравнение реакции.

Опыт 10

Восстановительные свойства алюминия

В пробирку поместить кусочек алюминиевой стружки и 5 капель концентрированного раствора щёлочи. Слегка нагреть пробирку. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Глава 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

5.1. Основные понятия и законы

Возможность осуществления химического взаимодействия между веществами оценивается по их энергетическому состоянию. Расчёт энергии веществ и процессов производится на основании уравнений первого и второго законов термодинамики. Количественно величина энергии зависит от параметров состояния химической системы и типа процесса: изобарного, изохорного, изотермического и др.

Химическая термодинамика позволяет предвидеть возможность реализации химических процессов, оценить количественно реакционную способность веществ, рассчитать их химическое сродство.

К основным терминам и понятиям термодинамики относятся:

– **система** – это совокупность веществ, химических и физических факторов, находящихся во взаимодействии между собой и отделенных от окружающей среды реальной или мнимой границей;

- **фаза** – часть системы, однородная по химическим и физическим свойствам, ограниченная от других её частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства меняются скачкообразно;
- **состояние системы** – совокупность химических и физических свойств, характеризующая систему в целом;
- **теплота (Q)** представляет собой как меру хаотического движения частиц данной системы, так и способ передачи энергии от одного тела к другому;
- **работа (A)** – количественная мера энергии, связанная с перемещением масс, состоящих из большого числа частиц, под действием каких-либо сил;
- **внутренняя энергия (U)** – сумма потенциальной энергии взаимодействия всех частиц системы между собой и их кинетической энергии;
- **энтальпия (H)** – функция состояния системы, определяющая её теплосодержание. Энтальпия системы складывается из внутренней энергии и работы данной системы:

$$H = U + A.$$

В термодинамике существует несколько подходов к классификации систем:

а) по числу фаз:

- система, состоящая из одной фазы, называется **гомогенной**;
- система, состоящая из нескольких фаз, называется **гетерогенной**;

б) по типу обмена энергией:

- система, которая обменивается с окружающей средой и теплотой, и веществом, называется **открытой**;
- система, которая не обменивается с окружающей средой ни теплотой, ни веществом, называется **изолированной**.

Первый закон термодинамики является частным случаем закона сохранения вещества и энергии и формулируется следующим образом: в любой изолированной системе запас энергии остаётся постоянным, а в открытых системах он изменяется, причем разные формы энергии переходят от системы к системе в строго эквивалентных количествах. Первый закон термодинамики регламентирует взаимосвязь между основными тепловыми характеристиками химического процесса:

$$\Delta U = Q - \Delta pV, \quad \Delta H = Q + p\Delta V,$$

где ΔU и ΔH – изменение внутренней энергии и энтальпии системы в ходе какого-либо процесса соответственно; Q – теплота процесса (реакции); ΔpV и $p\Delta V$ – работа против внешних сил при изохорном и изобарном процессе, соответственно.

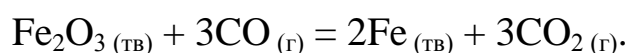
При изобарных условиях изменение энтальпии в ходе химической реакции (ΔH) является величиной противоположной тепловому эффекту. Химическое уравнение с указанием теплового эффекта (или энтальпии) процесса и агрегатного состояния веществ называется **термохимическим**. В термохимических уравнениях допускаются дробные коэффициенты.

Частным случаем первого закона термодинамики для термохимических расчётов (т. е. определения тепловых эффектов) является **закон Гесса**, который формулируется следующим образом: *теплота любого процесса зависит от начального и конечного состояния системы и не зависит от пути его протекания*. В химии практическое значение имеет следствие из этого закона, которое выражается следующей формулой:

$$\Delta H_{\text{ХИМ.Р}} = \sum_i (v_i \Delta H_i^0)_{\text{ПРОД}} - \sum_j (v_j \Delta H_j^0)_{\text{ИСХ.В-В}},$$

где v_i и v_j – стехиометрические коэффициенты i -го и j -го веществ соответственно; ΔH^0 – стандартная энтальпия образования вещества.

Задача. Рассчитать тепловой эффект следующей химической реакции:



Согласно следствию из закона Гесса можем записать следующую формулу: $\Delta H_{\text{ХИМ.Р}} = (2\Delta H_{\text{Fe}}^0 + 3\Delta H_{\text{CO}_2}^0) - (\Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 + 3\Delta H_{\text{CO}}^0)$.

Воспользовавшись справочными данными [11], вычисляем энтальпию:

$$\Delta H_{\text{ХИМ.Р}} = [2 \cdot 0 + 3(-393,9)] - [-822,7 + 3(-110,6)] = -26,9 \text{ кДж}.$$

Второй закон термодинамики позволяет определить возможность самопроизвольного протекания процесса. Он имеет статистический характер, т. е. справедлив лишь для систем, состоящих из очень большого числа частиц. Функцией состояния системы, характеризующей кинетическую упорядоченность частиц и направление передачи теплоты в системе, является **энтропия**: $S = Q/T$.

Для термохимических расчётов применяется следующая формулировка **второго закона термодинамики**: *в изолированных системах самопроизвольно идут только такие процессы, которые сопровождаются возрастанием энтропии, т. е. $\Delta S_{\text{ХИМ.Р.}} > 0$.*

Изменение энтропии в ходе химической реакции можно рассчитать согласно следствию из закона Гесса, пользуясь стандартными значениями энтропии веществ.

Энтальпия и энтропия, характеризующие две противоположные тенденции процессов – стремление к объединению, порядку и стремление к разъединению, беспорядку, взятые по отдельности, не могут быть критериями самопроизвольного течения химических реакций. Для изобарно-изотермических процессов их объединяет функция, называемая **изобарно-изотермическим потенциалом**, или **свободной энергией Гиббса (G)**, равная:

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

Энергия Гиббса служит критерием самопроизвольного протекания химической реакции:

- если $\Delta G_{\text{ХИМ.Р.}} < 0$, то возможно самопроизвольное протекание данной реакции при определенных условиях;
- если $\Delta G_{\text{ХИМ.Р.}} > 0$, то в данных условиях протекание реакции принципиально невозможно;
- если $\Delta G_{\text{ХИМ.Р.}} = 0$, то данная реакция является абсолютно равновесной, т. е. равновесие наступает в момент, когда $T_{\text{равн}} = \Delta H_{\text{ХИМ.Р.}} / \Delta S_{\text{ХИМ.Р.}}$.

5.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: термостат; мерный цилиндр; химические стаканы; термометр. Растворы: соляная кислота 1 М; гидроксид натрия 1 М; кристаллический нитрат калия; вода дистиллированная.

Опыт 1

Определение теплового эффекта (энтальпии) реакции нейтрализации кислоты щёлочью

В стеклянный стакан налить 25 мл 1 М раствора соляной кислоты. Опустить в раствор термометр и измерить температуру раствора (точность измерения зависит от шкалы термометра). В другой стакан налить 25 мл 1 М раствора щёлочи и также измерить его температуру. После выравнивания температур провести реакцию нейтрализации,

для чего к раствору кислоты осторожно прилить раствор щёлочи и, плавно помешивая смесь термометром, зафиксировать максимальное изменение температуры смеси.

Обработка экспериментальных данных

1. Составить краткое ионное уравнение реакции нейтрализации и рассчитать теоретическое значение энтальпии для этого процесса по следствию из закона Гесса.

2. Определить количество теплоты, выделившееся в реакции нейтрализации, по уравнению

$$Q = c\Delta t(m_1 + m_2),$$

где m_1 и m_2 – массы растворов кислоты и щёлочи соответственно (плотности растворов принять равными 1 г/мл), г; Δt – максимальное изменение температуры смеси, °С; c – удельная теплоёмкость смеси принимается равной теплоёмкости воды $c = 4,184$ Дж/(г·К).

3. Рассчитать экспериментальную энтальпию (кДж/моль) реакции по формуле

$$\Delta H_{\text{ЭКСП}} = \frac{Q \cdot 10^{-3}}{V \cdot c_M},$$

где Q – количество теплоты, выделившееся в ходе реакции нейтрализации, Дж; V – объём раствора кислоты, л; c_M – молярная концентрация раствора, моль/л.

4. Определить относительную ошибку опыта.

Опыт 2

Определение теплового эффекта растворения соли в воде

Налить в стакан 100 мл дистиллированной воды и измерить её температуру. Взять навеску соли массой примерно 1,5 г. Высыпать навеску соли в стакан с водой и, осторожно перемешивая термометром до полного растворения навески, зафиксировать максимальное изменение температуры раствора.

Обработка экспериментальных данных

1. Рассчитать тепловой эффект растворения соли в воде по уравнению

$$\Delta H_{\text{ЭКСП}} = \frac{c(m_1 + m_2)\Delta t \cdot M_c}{m_2 \cdot 1000},$$

где m_1 и m_2 – масса воды и соли соответственно, г; Δt – максимальное изменение температуры при растворении, °С; c – удельная теплоёмкость воды, $c = 4,184$ Дж/(г · К); M_c – молярная масса соли, г/моль.

2. Рассчитать относительную ошибку опыта, учитывая, что теоретическое значение энтальпии растворения нитрата калия в воде при 25 °С составляет $\Delta H_{\text{ТЕОР}} = +34,77$ кДж/моль.

3. Оценить изменение энтропии при растворении соли и сделать соответствующие выводы.

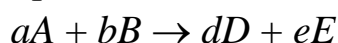
Глава 6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

6.1. Скорость химической реакции.

Факторы, влияющие на скорость

Химическая кинетика – это учение о скоростях реакций, процессе взаимодействия веществ и его зависимости от времени и различных факторов. Химическая термодинамика, как известно, позволяет рассчитывать тепловые эффекты реакций, химическое сродство, предсказывать возможность протекания данной реакции, определять состояние её равновесия. Химическая кинетика, в свою очередь, позволяет предсказать скорость реакции, механизм процесса взаимодействия веществ, стадии химического превращения и, следовательно, управлять химическим процессом в лабораторных и производственных условиях.

Основным в химической кинетике является понятие скорости реакции. **Скорость химической реакции** (v) – это изменение количества вещества за единицу времени в единице объёма. Так, для реакции



скорость расходования исходных веществ (иными словами, скорость по исходным веществам) определяется как

$$v_A = -\frac{\Delta m_A}{\Delta \tau} \frac{1}{V}, \quad v_B = -\frac{\Delta m_B}{\Delta \tau} \frac{1}{V},$$

где Δm_A и Δm_B – изменение количеств реагирующих веществ A и B соответственно; $\Delta \tau$ – время протекания реакции; V – объём реакционного пространства.

Скорость обратной реакции будет определяться следующим образом:

$$v_D = \frac{\Delta m_D}{\Delta \tau} \frac{1}{V}, \quad v_E = \frac{\Delta m_E}{\Delta \tau} \frac{1}{V}.$$

Поскольку скорость химической реакции – величина всегда положительная, и с учётом того, что изменение отношения количества вещества к объёму системы ($\Delta m/V$) есть изменение концентрации вещества (Δc), основное уравнение кинетики примет вид

$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}.$$

Скорость реакции, найденная по данному уравнению, называется **средней скоростью реакции**, так как здесь используется большой промежуток времени. Скорость реакции, вычисленная как дифференциал концентрации по времени, называется **истинной скоростью химической реакции**:

$$v = \pm \frac{dc}{d\tau}.$$

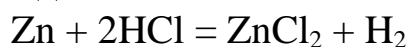
Как видно из предыдущих уравнений, скорость химической реакции зависит от текущей концентрации реагирующих веществ. Аналитически эта зависимость выражается **основным законом кинетики (законом действующих масс)**:

$$v = k[A]^a [B]^b,$$

где k – константа скорости химической реакции; $[A]$ и $[B]$ – концентрации веществ A и B соответственно в текущий момент времени; a и b – частные порядки реакции по веществу A и B соответственно.

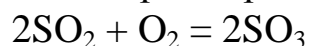
Константа скорости реакции есть величина постоянная при данной температуре. Её физический смысл заключается в том, что она показывает скорость реакции при единичных концентрациях всех веществ. Значение константы скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры, присутствия катализаторов.

Для гетерогенных реакций, когда взаимодействие веществ происходит на поверхности какой-либо фазы, решающее влияние на скорость оказывает площадь контакта этих веществ. Следует отметить, что концентрация конденсированной (твёрдой) фазы в уравнение закона действия масс никогда не записывается. Например, для реакции



кинетическое уравнение по закону действия масс будет выглядеть следующим образом: $v = k[\text{HCl}]^2$.

Задача 1. Как изменится скорость реакции



при увеличении концентрации газов в 2 раза?

Решение

По закону действующих масс скорость химической реакции зависит от концентраций реагирующих веществ.

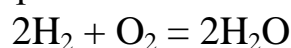
$$v_1 = k \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

$$v_2 = k(2C_{\text{SO}_2})^2 (2C_{\text{O}_2}) = 8 \cdot k \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{8 \cdot k \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}}{k \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}} = 8.$$

Ответ: скорость реакции увеличилась в 8 раз.

Задача 2. Во сколько раз изменится скорость реакции



при уменьшении давления в 3 раза?

Решение

По закону действующих масс скорость химической реакции зависит от концентраций реагирующих веществ, а концентрации, в свою очередь, зависят от давления.

$$v_1 = k \cdot C_{\text{H}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

$$v_2 = k \left(\frac{C_{\text{H}_2}}{3} \right)^2 \left(\frac{C_{\text{O}_2}}{3} \right) = \frac{1}{27} k \cdot C_{\text{H}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{1}{27}$$

Ответ: скорость уменьшилась в 27 раз.

Скорость химической реакции также зависит и от температуры. Для качественной оценки влияния температуры на скорость взаимодействия веществ можно использовать две зависимости: правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса.

Правило Вант-Гоффа формулируется следующим образом: *при изменении температуры реакции на каждые 10 градусов скорость реакции изменяется в 2 – 4 раза.* Математически это выражается следующим уравнением:

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

где v_{T_2} и v_{T_1} – скорости при температурах T_2 и T_1 соответственно; γ – температурный коэффициент скорости, который для большинства реакций принимает значения от 2 до 4.

Задача 3. Во сколько раз изменится скорость реакции при увеличении температуры от 20 до 50 °С, (температурный коэффициент реакции $\gamma = 2$)?

Решение

По правилу Вант-Гоффа определяем отношение скоростей реакций

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = 2^{\frac{50-20}{10}} = 2^3 = 8.$$

Ответ: скорость увеличится в 8 раз.

Для более точных расчётов кинетических параметров реакций в зависимости от температуры используют **уравнение Аррениуса**:

$$k_T = A \cdot \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right),$$

где A – предэкспоненциальный множитель (кинетический фактор Аррениуса); E_a – энергия активации реакции; R – универсальная газовая постоянная, $R = 8,314$ Дж/(моль·К); T – термодинамическая температура.

Энергия активации (E_a) является одной из важнейших характеристик реакции и показывает количество энергии, которым должны обладать молекулы, вступающие в элементарный акт взаимодействия. Если реагирующие молекулы обладают запасом энергии меньшим, чем энергия активации, то они не смогут вступить во взаимодействие.

Энергия активации любого процесса складывается из энергозатрат на разрыв химических связей в реагирующих молекулах, энергии образования новых химических связей, теплоты сопутствующих процессов (сублимация, возгонка, испарение, конденсация и др.) и некоторых других факторов.

Энергия активации зависит только от природы реагирующих веществ и присутствия катализаторов. Если энергия активации мала, то константа скорости будет высокой, а значит, высокой окажется и скорость реакции. Вещества, которые понижают энергию активации реакции, увеличивая тем самым её скорость, но сами в ней не участвуют, называются **катализаторами**.

Вещества, которые увеличивают энергию активации реакции, уменьшая тем самым её скорость, но сами в ней не участвуют, называются **ингибиторами**.

Катализаторы по их агрегатному состоянию принято подразделять на гомогенные и гетерогенные. Если катализатор находится в той же фазе, что и реагирующие вещества, то он будет являться гомогенным. Если катализатор находится в другой фазе по сравнению с реагирующими веществами, то он будет являться гетерогенным.

6.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: штатив с пробирками; термометр; спиртовка. Растворы: тиосульфата натрия 1 н.; серной кислоты 2 н.

Опыт 1

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

Взять 3 сухие микропробирки. Внести в первую 4, во вторую – 8, в третью – 12 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия. Для получения равных объёмов во всех пробирках добавить в первую 8, во вторую – 4 капли дистиллированной воды. Таким образом, в пробирках получаются разные концентрации тиосульфата натрия. Условно обозначим их: c – первая пробирка, $2c$ – вторая пробирка, $3c$ – третья пробирка.

Добавить в первую пробирку одну каплю 2 н. раствора серной кислоты и начать отсчет времени от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции, вызванной помутнением раствора в связи с выделением серы:



Аналогичные опыты проделать со второй и третьей пробирками. Данные опыта занести в табл. 5.

Таблица 5

Опытные данные

Номер опыта	Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель H_2O	Число капель H_2SO_4	Общий объём раствора (число капель)	Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции τ , с	Условная скорость реакции $v = 1/\tau$, с^{-1}
1	4	8	1	13	c
2	8	4	1	13	$2c$
3	12	–	1	13	$3c$

Рассчитать условные скорости реакции во всех трёх случаях. Начертить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ $v = f(c)$. Сделать выводы.

Опыт 2

Влияние температуры на скорость реакции

Подготовить растворы для проведения опыта, для чего в четыре микропробирки поместить по 4 капли 2 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и по 8 капель дистиллированной воды. Пробирки со смесью поставить в штатив.

Наполнить на $\frac{2}{3}$ объёма дистиллированной водой комнатной температуры стакан на 50 мл и поместить туда первую пробирку с раствором и термометр. Через несколько минут, когда температура воды и температура раствора в пробирке выравняются, записать показания термометра. Добавить в пробирку одну каплю 2 н. серной кислоты. Записать время от начала реакции до момента появления опалесценции раствора.

Поместить в стакан вторую пробирку с тиосульфатом натрия и нагреть воду до температуры на 10°C выше той, при которой находилась первая пробирка. Затем добавить в раствор каплю 2 н. серной кислоты и отметить время протекания реакции.

Аналогично поступить с третьей и четвёртой пробирками, каждый раз повышая температуру воды ещё на 10°C .

Полученные результаты занести в таблицу.

Номер опыта	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Время реакции $\tau, \text{с}$	Относительная скорость реакции $v = 1/\tau, \text{с}^{-1}$	Во сколько раз изменяется скорость реакции при повышении температуры на каждые 10°C
1				

Результаты опытов представить в виде графика, построенного в координатах $v = f(t)$. Сделать выводы о зависимости скорости от температуры.

По результатам опыта определить условную энергию активации данной реакции графическим способом, для чего необходимо составить вспомогательную таблицу.

Номер опыта	Температура		1/T	Относительная скорость реакции $v, \text{с}^{-1}$	ln v
	t, °C	T, K			
1					

Используя полученные данные, построить график зависимости $\ln v = f(1/T)$. График должен представлять собой прямую линию, если точки разбросаны на координатном поле, то их необходимо усреднить для получения линейной зависимости.

Условная энергия активации реакции E_a определяется по следующей формуле:

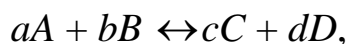
$$E_a = -R \cdot \text{tg } \alpha,$$

где R – универсальная газовая постоянная; $\text{tg } \alpha$ – тангенс угла наклона графика к оси абсцисс; определяется как отношение $\frac{\Delta(\ln v)}{\Delta(1/T)}$.

Глава 7. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

7.1. Обратимость химических процессов

При взаимодействии веществ в замкнутом объёме наряду с химической реакцией между исходными соединениями (**прямая реакция**) по мере образования продуктов начинается химическое взаимодействие между ними (**обратная реакция**), в результате которой снова образуются исходные компоненты:



где A и B – исходные вещества; C и D – продукты реакции, a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты; \rightarrow обозначает прямую реакцию; \leftarrow обозначает обратную реакцию.

Через определённое время, которое зависит от условий химической реакции, скорость прямой реакции (количество молекул продуктов реакции, образующихся в единицу времени) уменьшается, а скорость обратной реакции (количество молекул этих продуктов, прореагировавших в единицу времени с образованием исходных веществ) увеличивается.

После уравнивания скоростей реакций наступает состояние химического равновесия, обозначаемого по схеме реакции. Число молекул веществ, составляющих химическую систему, перестает изменяться при постоянных внешних условиях. Реакции, одновременно протекающие в двух направлениях, называются **обратимыми реакциями**.

Химическая термодинамика позволяет предсказать концентрации реагентов в равновесной смеси, предвидеть и рассчитать максимальный выход продукта реакции, а также степень превращения исходных веществ в продукты.

Связь между равновесными концентрациями (или парциальными давлениями) веществ, участвующих в реакции, выражается законом действующих масс, открытым в 1867 году Гульдбергом и Вааге. Для вышеприведенной реакции при $T = \text{const}$

$$K = \frac{C^c \cdot D^d}{A^a \cdot B^b},$$

где K – константа равновесия.

Если $K > 1$, реакция смещена в сторону образования продуктов реакции. Если $K = 1$, количество веществ эквивалентно. Если $K < 1$, реакция смещена в сторону образования исходных веществ. Численные значения константы равновесия зависят от того, в каких величинах используются в уравнении взаимодействующие вещества. Это могут быть концентрации, парциальные давления, активности компонентов и т. д.

Константа равновесия реакции связана со стандартным изменением энергии Гиббса реакции следующим уравнением:

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K_T,$$

где ΔG_T° – энергия Гиббса реакции при постоянной температуре T , кДж/моль; R – универсальная газовая постоянная; T – термодинамическая температура, К; K_T – значение константы равновесия при постоянной температуре T .

Переход из одного равновесного состояния в другое называется **смещением химического равновесия**. Для качественного определения направления сдвига равновесия реакции используется **принцип Ле Шателье – Брауна**: *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывают внешнее воздействие, то в системе происходит такое смещение равновесия, которое ослабляет это воздей-*

ствие. Например, при увеличении температуры системы равновесие процесса будет смещаться в сторону эндотермической реакции (идущей с поглощением теплоты), а при понижении – в сторону экзотермической (идущей с выделением теплоты). Если в реакции участвуют газы, например $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, то увеличение общего давления в системе смещает равновесие в сторону прямой реакции образования аммиака, так как при этом происходит уменьшение числа молекул (4 моля газа в левой части уравнения и 2 моля газа – в правой).

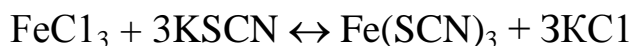
7.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: штатив с пробирками; газовая горелка или спиртовка. Хлорид железа (III) кристаллический и 0,0025 н. раствор; роданид калия кристаллический и 0,0025 н. раствор; хлорид калия или хлорид аммония кристаллический; крахмал 0,3%-ный раствор; водный насыщенный раствор иода.

Опыт 1

Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Приготовить четыре пробирки. В одну из них налить приблизительно одну треть пробирки раствора хлорида железа (III) и добавить равный объем раствора роданида калия. Раствор перемешать. Получить равномерно окрашенный в красноватый цвет исходный раствор роданида железа (III). Разлить полученный раствор приблизительно поровну по всем четырем пробиркам, одну пробирку сохранить в качестве контрольной для сравнения. В растворе идет обратимая реакция



Роданид железа (III) придает раствору красный цвет, по изменению интенсивности которого можно судить об изменении концентрации роданида железа (III), т. е. о смещении равновесия вправо или влево.

Во вторую пробирку добавить микрошпателем кристаллик $FeCl_3$, в третью – кристаллик $KSCN$, в четвертую – несколько кристалликов KCl . Отметить изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнивая с раствором в контрольной пробирке. Заполнить следующую таблицу.

Номер пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности цвета (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия
1	Контроль		
2			
3			
4			

Написать выражение константы равновесия данного обратимого процесса. Объяснить смещение равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, применив принцип Ле Шателье – Брауна.

Опыт 2

Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия

Налить приблизительно половину пробирки раствора крахмала, добавить 2 капли раствора иода. Наблюдать появление синего цвета раствора. После перемешивания отлить половину раствора в другую пробирку. Нагреть одну из них в пламени горелки, не доводя до кипения. Наблюдать изменение цвета раствора. Затем охладить эту же пробирку проточной водой из-под крана. Наблюдать появление синего цвета раствора.

При взаимодействии крахмала с иодом образуется сложное соединение синего цвета. Эта реакция экзотермическая, ее можно представить следующей схемой:



Объяснить изменение цвета и смещение равновесия при нагревании и охлаждении, исходя из принципа Ле Шателье – Брауна.

Глава 8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРОВ

8.1. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды

Как известно, вода является слабым электролитом, диссоциирующим по уравнению



Для воды, а также для водных растворов любых электролитов произведение активных равновесных концентраций водородных и

гидроксильных ионов – величина постоянная при данной температуре. Она называется **ионным произведением воды** и при 22 °С составляет $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$. Следовательно, для чистой воды можно записать

$$[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Прибавление к воде кислоты или щелочи смещает ионное равновесие воды. Концентрации ионов H^+ или OH^- изменяются. Однако произведение концентраций $[H^+][OH^-]$ остается постоянным и равным ионному произведению воды. Это дает возможность, зная концентрацию одного иона, вычислить концентрацию другого:

$$[H^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[OH^-]}; \quad [OH^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[H^+]}$$

Более удобно характеризовать кислотность и щелочность среды величинами, являющимися десятичными логарифмами концентраций ионов H^+ и OH^- , взятыми с обратными знаками. Эти величины называются **водородным (рН) и гидроксильным (рОН) показателями**.

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-]$$

В нейтральной среде $[H^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л; $pH = 7$.

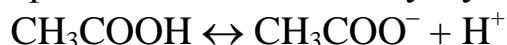
В кислой среде $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л; $pH < 7$.

В щелочной среде $[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л; $pH > 7$.

Для определения кислотности или щёлочности среды используют индикаторы – вещества, которые меняют свой цвет в зависимости от рН среды. Это изменение происходит в определенном интервале рН, например, у метилового оранжевого (или кратко – метилоранжа) цвет от желтого до красного изменяется в интервале рН 4,4 – 3,1. При помощи индикаторов возможно определение рН раствора. Например, если в испытуемом растворе индикатор метилоранж желтеет, а лакмус краснеет, то рН раствора лежит в интервале 4,4 – 5,0.

Для характеристики поведения слабых электролитов в растворах используют понятие **константы диссоциации слабого электролита**, которое по своему смыслу является константой равновесия процесса распада молекул этого электролита на ионы. Для слабых кислот оно носит название **константы кислотности (K_a)**, а для слабых оснований – **константы основности (K_b)**.

Например, для процесса диссоциации уксусной кислоты



выражение константы кислотности примет вид

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Поскольку все слабые электролиты диссоциируют частично и обратимо, существует ещё одна характеристика глубины протекания этого процесса, она носит название **степени диссоциации** (α) и показывает отношение числа молекул, подвергшихся распаду на ионы N_i , к общему количеству молекул $N_{\text{общ}}$, введённых в раствор:

$$\alpha = \frac{N_i}{N_{\text{общ}}}.$$

Степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита связаны между собой **уравнением разбавления Оствальда**:

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha},$$

где c – молярная концентрация слабого электролита.

При малых значениях концентрации вещества и очень низкой степени диссоциации (т. е. $\alpha \rightarrow 0$) уравнение разбавления Оствальда можно упростить до вида

$$K_a \approx c\alpha^2.$$

8.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: иономер (рН-метр); компаратор; колбы мерные на 50 мл – 2 шт.; стаканчики химические по 50 мл – 2 шт.; пипетки мерные на 5 мл; пробирки. Растворы: уксусная кислота 1 М; гидроксид натрия 0,05 М. Лакмус; метилоранж; фенолфталеин; универсальный индикатор.

Опыт 1

Окраска индикаторов в различных средах

В три пробирки налить по 1,5 – 2 мл (половина микропробирки) дистиллированной воды и добавить по 2 капли лакмуса. В одну пробирку добавить 2 капли 2 М HCl, в другую – 2 капли 2 М NaOH. Наблюдать цвет лакмуса в нейтральной, кислой и щелочной средах. После выполнения опыта растворы вылить, посуду тщательно вымыть. Повторить опыт с использованием индикаторов фенолфталеина и метилоранжа. Цвет индикаторов записать в следующую таблицу.

Индикатор	Среда		
	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранж			

Опыт 2

Определение pH раствора уксусной кислоты

В мерной колбе на 50 мл приготовить 0,1 М раствор из 1 М уксусной кислоты. Для этого пипеткой на 5 мл набрать нужное количество 1 М уксусной кислоты в мерную колбу и долить до метки дистиллированной воды. Вычислить степень диссоциации 0,1 М раствора кислоты по формуле

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c_M}},$$

где α – степень диссоциации; K_a – константа кислотности, для уксусной кислоты $K_a = 1,86 \cdot 10^{-5}$; c_M – молярная концентрация кислоты.

Затем, используя значение α , вычислить концентрацию ионов водорода $[H^+]$ по формуле

$$[H^+] = \alpha \cdot c_M \cdot b,$$

где b – число ионов водорода, получающихся при диссоциации одной молекулы кислоты (для уксусной кислоты $b = 1$). После этого рассчитать водородный показатель раствора pH.

Приготовленный раствор перелить в стаканчик вместимостью 50 мл и измерить величину pH на приборе. Сравнить измеренную величину pH и теоретически вычисленное значение. Вычислить относительную ошибку опыта.

Опыт 3

Определение pH раствора NaOH

Приготовить 50 мл 0,005 М раствора из 0,05 М раствора NaOH. Для этого пипеткой на 5 мл отобрать нужное количество 0,05 М раствора NaOH в мерную колбу и долить до метки дистиллированной воды.

Вычислить активную концентрацию ионов OH^- в растворе по формуле

$$[OH^-] = \gamma_{OH^-} \cdot c_{MNaOH},$$

где γ_{OH^-} – коэффициент активности иона OH^- .

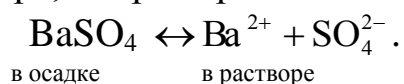
Рассчитать активную концентрацию ионов водорода, а затем – теоретическое значение рН раствора.

Измерить значение водородного показателя приготовленного раствора на рН-метре. Вычислить относительную ошибку опыта.

Глава 9. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

9.1. Условия образования осадка

В насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита устанавливается равновесие между осадком и ионами электролита, находящимися в растворе, например:



Поскольку данный процесс является равновесным, то для его характеристики можно использовать константу равновесия:

$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}.$$

Активность твёрдого сульфата бария, как и любого соединения, находящегося в твёрдой фазе гетерогенной системы, есть величина постоянная, таким образом, произведение $K[\text{BaSO}_4]$ тоже является константой. Отсюда следует, что произведение равновесных активных концентраций ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} представляет собой постоянную величину при данной температуре. Она называется **произведением растворимости** и обозначается ПР

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

В растворе малорастворимого электролита концентрация ионов ничтожно мала, и при этом коэффициент активности каждого иона стремится к единице, следовательно, активная концентрация становится равной моляльной концентрации. Для сильноразбавленных водных растворов при стандартных условиях можно принять их плотность равной плотности растворителя, т. е. воды ($\rho = 1$ г/мл), тогда моляльная концентрация будет равна молярной концентрации раствора. Вследствие этого уравнение произведения растворимости примет вид:

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = c_{M \text{Ba}^{2+}} \cdot c_{M \text{SO}_4^{2-}}.$$

При увеличении концентрации одного из ионов электролита в его насыщенном растворе произведение концентраций ионов (ПК) в этом растворе становится больше ПР. При этом равновесие между твёрдой фазой и раствором смещается в сторону образования осадка. Таким образом, *условием образования осадка является превышение произведения концентрации ионов над произведением растворимости.*

Поскольку ПР является по своей сути константой равновесия, а значит, не зависит от текущих концентраций ионов, то увеличение концентрации одного из ионов в растворе приводит к уменьшению растворимости всего соединения.

9.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: сероводорода (насыщенный); азотной кислоты 2 н.; соляной кислоты 2 н.; уксусной кислоты 2 н.; хлорида натрия 0,5 н.; сульфата натрия 0,5 н.; карбоната натрия 0,5 н.; сульфата меди (II) 0,5 н.; сульфата железа (II) 0,5 н.; сульфата магния 0,5 н.; нитрата свинца (II) 0,5 н.; хромата калия 0,5 н.; хлорида аммония 2 н.; сульфида аммония 0,5 н.; сульфата марганца (II) 0,5 н.; хлорида калия (насыщенный); хлорида натрия (насыщенный); хлората калия (насыщенный).

Опыт 1

Условия выпадения осадка

В две пробирки внести по 3 капли раствора сульфата марганца (II). Затем в одну пробирку добавить 3 капли сероводородной воды, а в другую – столько же раствора сульфида аммония. Обратить внимание на выпадение осадка в одной из пробирок.

Написать уравнения реакций в ионном виде. Объяснить, в чем заключаются условия выпадения осадка по правилу произведения растворимости. Пользуясь этим правилом, сделать вывод, почему в одной из пробирок выпадает осадок, а в другой – нет.

Опыт 2

Влияние одноименных ионов на выпадение осадка

В две пробирки налить по 7 – 8 капель насыщенного раствора хлората калия. В одну пробирку добавить 4 капли насыщенного раствора хлорида калия, в другую – столько же хлорида натрия. В каком случае появляются блестящие кристаллики хлората калия?

Написать выражение произведения растворимости для хлората калия и объяснить на основе условия выпадения осадков появление осадка $KClO_3$ в одной пробирке и его отсутствие в другой. Увеличилась или уменьшилась при этом растворимость хлората калия?

Опыт 3

Последовательность выпадения осадков малорастворимых солей

В одной пробирке получить осадок сульфата свинца (II) путем взаимодействия 3 капель раствора сульфата натрия с 3 каплями раствора свинца (II). В другой пробирке получить осадок хромата свинца (II) смешиванием 3 капель раствора хромата калия с 3 каплями раствора нитрата свинца (II). Отметить цвет выпавших осадков.

В третью пробирку внести по 3 капли тех же растворов сульфата натрия и хромата калия, перемешать и добавить 2 капли нитрата свинца (II). Определить по цвету, какое вещество выпало в осадок в первую очередь: сульфат свинца (II) или хромат свинца (II). Написать величины ПР обеих солей и объяснить последовательность выпадения в осадок солей свинца.

Опыт 4

Условие растворения осадков в результате химического взаимодействия

Получите в двух пробирках гидроксид магния путем взаимодействия 2 капель сульфата магния с 2 каплями гидроксида натрия. В первую пробирку добавить по каплям 2 н. раствор соляной кислоты до полного растворения осадка. Записать число капель. Во вторую пробирку добавить по каплям 2 н. раствор хлорида аммония до полного растворения осадка. Записать число капель.

В чем заключается условие растворения осадка по принципу ПР? Пользуясь этим правилом, объяснить растворение гидроксида магния и хлорида аммония в соляной кислоте. В каком случае растворение проходит легче? Почему?

Опыт 5

Влияние величины произведения растворимости электролита на его способность к химическому взаимодействию

В одну пробирку влить 2 капли раствора сульфата железа (II), а в другую – 2 капли раствора сульфата меди (II). В каждую пробирку добавить по 2 капли раствора сульфида аммония. Наблюдать выпадение

осадка. Написать уравнения реакций получения сульфидов железа и меди. К осадку сульфидов добавить 6 – 7 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Какой из сульфидов растворяется? Почему? Написать уравнение реакции в ионной форме. Почему другой сульфид не растворяется в соляной кислоте?

Опыт 6

Получение одних малорастворимых соединений из других

Налить в пробирку 2 капли раствора нитрата свинца (II) и 3 капли раствора сульфата натрия. Осадок какого вещества образовался? Написать ионное уравнение реакции. После отстаивания слить жидкость и к осадку добавить 4 капли раствора сульфида аммония. Содержимое перемешать. Как изменился цвет осадка? Почему? Какое вещество образовалось?

С помощью величин ПР объяснить переход одного осадка в другой.

Глава 10. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

10.1. Виды гидролиза солей

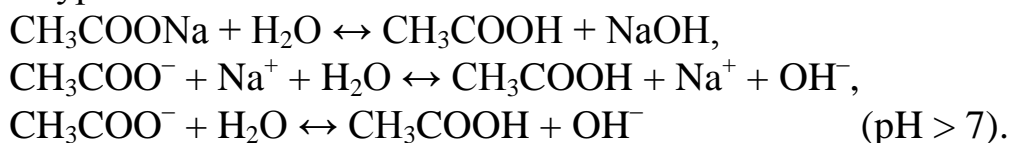
При растворении многих солей в воде образующиеся при диссоциации ионы способны вступать во взаимодействие с молекулами воды. При этом происходит смещение равновесия при диссоциации воды, связывание ионов H^+ или OH^- , в результате чего изменяется pH раствора.

В общем случае процесс обмена ионами между водой и растворёнными в ней солями называется **гидролизом**.

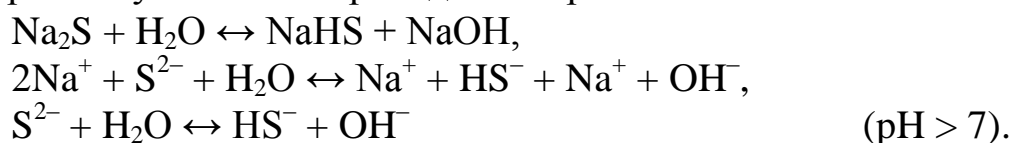
Существует несколько видов гидролиза солей.

1. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (например, CH_3COONa , K_2SO_3 , Na_2CO_3 , Na_2S).

Гидролиз этих солей обусловлен связыванием ионов водорода в слабый электролит. Так, гидролиз ацетата натрия может быть представлен уравнениями:



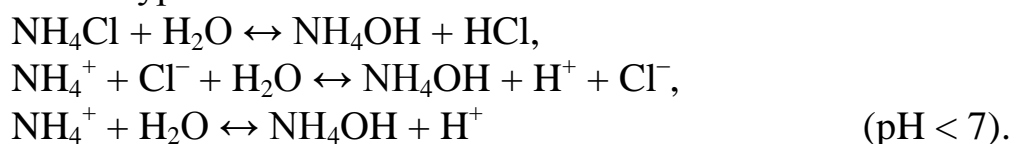
Соли, образованные слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато. Гидролиз протекает в значительно большей мере по первой ступени. Это приводит к образованию кислых солей.



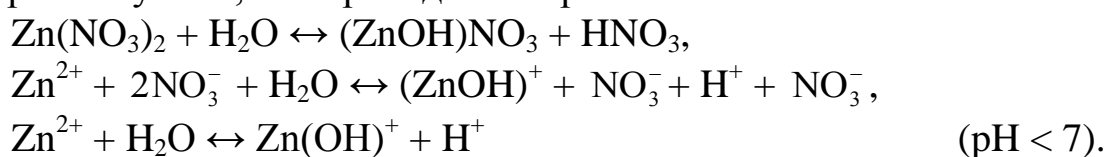
Растворы солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, имеют щелочную реакцию среды.

2. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (например, NH_4Cl , CuSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3).

Гидролиз этих солей обусловлен связыванием гидроксид-ионов в слабый электролит. Так, гидролиз хлорида аммония может быть представлен уравнениями



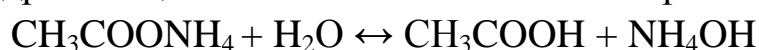
Соли, образованные слабым многокислотным основанием, гидролизуются ступенчато. Процесс гидролиза протекает в большей мере по первой ступени, что приводит к образованию основных солей:



Растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, имеют кислую реакцию среды.

3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой.

Соли этого типа гидролизуются наиболее сильно, так как их ионы одновременно связывают ионы водорода и гидроксид-ионы воды. Например, гидролиз ацетата аммония может быть выражен уравнением:



Соли, образованные слабыми многокислотными основаниями и слабыми многоосновными кислотами, гидролизуются необратимо:



поэтому не могут быть получены водные растворы таких солей, как $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, Cr_2S_3 , Fe_2S_3 и др.

В зависимости от соотношения констант диссоциации образующихся при гидролизе кислоты и основания растворы солей этого типа могут иметь слабокислую или слабощелочную среду реакции, т. е. $\text{pH} \approx 7$.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (например, NaCl , K_2SO_4 , KNO_3 и др.), гидролизу не подвергаются, так как при их растворении взаимодействия ионов этих солей с водой не происходит. Поэтому в растворах этих солей $\text{pH} = 7$, т. е. реакция среды остаётся нейтральной.

10.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: спиртовка; микрошпатель. Растворы: карбоната натрия 0,2 н.; хлорида цинка 0,1 н.; нитрата натрия 0,2 н.; гидрокарбоната натрия 0,2 н.; сульфата алюминия 0,1 н.; сульфата меди (II) 0,2 н.; соляной кислоты (концентрированной). Ацетат натрия кристаллический; вода дистиллированная; фенолфталеин; лакмус.

Опыт 1

Изучение различных видов гидролиза

В четыре пробирки налить по 10 капель: в первую – дистиллированной воды, во вторую – раствора карбоната натрия, в третью – раствора хлорида цинка, в четвёртую – раствора нитрата натрия. В каждую добавить по 1 капле лакмуса.

Сравнить цвет индикатора в воде и растворах солей. Какие из испытуемых растворов подверглись гидролизу? Написать уравнения реакций. Объяснить, чем обусловлена реакция среды в каждом случае.

Опыт 2

Сравнение гидролиза кислых и средних солей

В одну пробирку поместить 3 – 4 капли карбоната натрия, в другую – такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. В обе пробирки добавить по одной капле фенолфталеина. Обратит внимание на различие интенсивности цвета растворов. Слабо-розовый цвет раствора гидрокарбоната натрия говорит о незначительной степени гидролиза этой соли. Яркое малиновое окрашивание раствора карбоната натрия указывает на гидролиз этой соли по первой ступени.

Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза карбоната натрия с образованием кислой соли. Сделать вывод о различной степени гидролиза кислых и средних солей.

Опыт 3

Получение и гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты

В пробирку внести 5 – 7 капель раствора сульфата алюминия и такое же количество раствора карбоната натрия. Отметить образование белого осадка и выделение газа. Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения всех протекающих в опыте процессов.

Проверить, входит ли карбонат алюминия в состав осадка. Для этого подействовать концентрированным раствором соляной кислоты. Что наблюдается? Сделать вывод.

Опыт 4

Зависимость степени гидролиза от температуры

В пробирку внести 1 микрошпатель ацетата натрия, 5 – 7 капель дистиллированной воды и две капли фенолфталеина. Пробирку с раствором нагреть на спиртовке. Отметить изменение цвета раствора. Охладить раствор и отметить его обесцвечивание.

Составить уравнение гидролиза ацетата натрия при нагревании. Сделать вывод об обратимости процесса гидролиза.

Опыт 5

Образование основных солей при гидролизе

В пробирку внести 5 – 7 капель раствора сульфата меди (II) и прилить по каплям раствор карбоната натрия до образования светло-зеленого осадка основной соли меди (II). Отметить выделение оксида углерода (IV).

Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения всех протекающих в опыте процессов.

Глава 11. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

11.1. Электродный потенциал. Уравнение Нернста

Электрохимические процессы – это гетерогенные окислительно-восстановительные процессы, сопровождающиеся возникновением электрического тока или протекающие под воздействием электрического тока на границе раздела: «электрод – раствор или расплав

электролита». Электрохимические реакции протекают в химических источниках электрической энергии: гальванических элементах, аккумуляторах, топливных элементах, при электрохимической коррозии металлов и сплавов, в процессах электролиза и др.

При погружении металла в раствор электролита, содержащий ионы этого металла, на границе раздела «металл – раствор» устанавливается подвижное равновесие:



или с учетом гидратации ионов:



Этому равновесию соответствует определенный скачок потенциала, называемый равновесным **электродным потенциалом**. Электродный потенциал можно вычислить по **уравнению Нернста**:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}},$$

где $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартный электродный потенциал, В; n – количество электронов в электродной реакции; $a_{\text{Me}^{n+}}$ – активная концентрация ионов металла, моль/л.

Активная концентрация иона может быть рассчитана по формуле

$$a_{\text{Me}^{n+}} \approx c_M \cdot \gamma,$$

где c_M – молярная концентрация электролита, моль/л; γ – коэффициент активности иона.

Стандартные потенциалы металлических электродов определяют по отношению к стандартному водородному электроду, потенциал которого условно принят равным нулю. Если концентрация ионов отличается от стандартных условий, потенциал водородного электролита может быть вычислен по уравнению Нернста. Для растворов слабых электролитов

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}} = 0,059 \cdot \lg [\text{H}^+].$$

Если известен рН раствора, то потенциал водородного электрода может быть рассчитан по формуле

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

Из двух любых электродов, имеющих различные потенциалы, можно составить гальваническую цепь или собрать гальванический элемент. Конструктивно гальванический элемент можно пред-

ставить как систему, состоящую из двух электродов, погруженных в раствор электролитов. Для замыкания внутренней электрической цепи растворы соединяют электролитическим мостиком. Внешняя цепь замыкается металлическим проводником. Измерительные приборы включаются во внешнюю цепь.

Разность потенциалов катода и анода при силе тока во внешней цепи близкой к нулю составляет электродвижущую силу (ЭДС) элемента

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}.$$

Вычислив по уравнению Нернста потенциалы катода и анода, можно рассчитать теоретическое значение ЭДС элемента.

При работе гальванического элемента на аноде протекает реакция окисления, на катоде – восстановления.

11.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: потенциометр; медная и цинковая пластины; мерные колбы на 50 мл – 2 шт.; мерные цилиндры на 10 мл – 2 шт. Растворы: сульфата цинка 0,05 М; сульфата меди (II) 0,1 М и 0,05 М.

Опыт 1

Определение ЭДС цинк-медного гальванического элемента

Приготовить 0,005 М раствор ZnSO_4 путем разбавления 0,05 М раствора этой соли и раствор 0,1 М CuSO_4 разбавлением 0,5 М раствора. Растворы готовить следующим образом. Отмерить пипеткой или мерным цилиндром расчетное количество раствора сульфата цинка, перенести в мерную колбу на 50 мл, довести дистиллированной водой до метки и перемешать. Аналогично приготовить и раствор сульфата меди. Растворы солей цинка и меди налить отдельно в стаканчики на 50 мл.

Собрать гальванический элемент, как показано на рис. 4. Для этого погрузите цинковую пластину в раствор сульфата цинка, а медную – в раствор сульфата меди. Для замы-

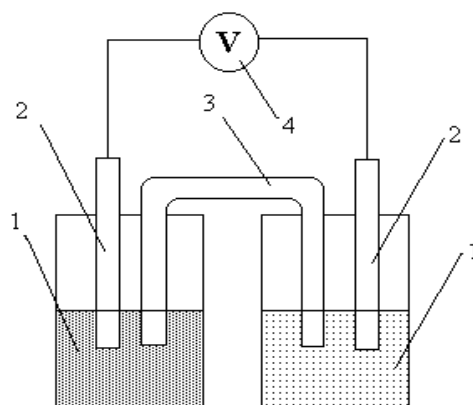


Рис. 4. Цинк-медный гальванический элемент: 1 – стаканы с раствором электролита, 2 – электроды, 3 – солевой мостик, 4 – вольтметр

кания внутренней цепи элемента солевой мостик в виде изогнутой трубки с гелем, содержащим хлорид калия, опустить в раствор солей. Электроды с помощью проводов подключить к высокоомному входу потенциометра. Измерить разность потенциалов электродов, которая должна соответствовать практическому значению ЭДС элемента.

Рассчитать теоретическое значение ЭДС данного элемента по уравнению Нернста, учитывая, что коэффициент активности ионов цинка в 0,005 М растворе сульфата цинка $\gamma = 0,48$, а коэффициент активности ионов меди в 0,1 М растворе сульфата меди $\gamma = 0,16$. Рассчитать относительную ошибку опыта. Написать схему гальванического элемента и уравнения электродных реакций.

Опыт 2

Определение ЭДС концентрационного гальванического элемента

Приготовить 0,01 М раствор сульфата меди (II) из 0,05 М раствора. Для этого расчётное количество 0,05 М раствора сульфата меди (II) отмерить пипеткой или мерным цилиндром, перенести в мерную колбу на 50 мл и довести до метки дистиллированной водой. В качестве второго раствора взять приготовленный в предыдущем опыте 0,1 М раствор сульфата меди (II). Оба раствора налить в стаканчики на 50 мл и собрать гальванический элемент, используя в качестве электродов две медные пластины. Измерить практическое значение ЭДС элемента. Рассчитать потенциал медного электрода в растворе с меньшей концентрацией, учитывая, что коэффициент активности ионов для 0,01 М раствора сульфата меди (II) $\gamma = 0,43$. Потенциал медного электрода в 0,1 М растворе сульфата меди взять из первого опыта. Сопоставить величины двух медных электродов. Определить анод и катод. Рассчитать теоретическое значение ЭДС. Вычислить относительную ошибку опыта. Написать схему гальванической цепи. Составить уравнения реакций. Сделать вывод о том, сколько времени может работать гальванический элемент.

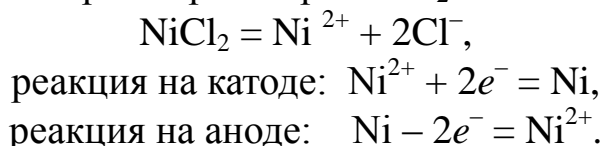
Глава 12. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ И РАСПЛАВОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

12.1. Процессы электролиза. Законы Фарадея

Электролизом называют окислительно-восстановительные процессы, протекающие на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Электролиз осуществляют с помощью источников постоянного тока в устройствах, называемых электролизерами. Электрод, соединённый с отрицательным полюсом источника тока, называют **катодом**, а электрод, подключённый к положительному полюсу, – **анодом**. На аноде протекают реакции окисления, на катоде – восстановления.

Процессы электролиза могут проходить с растворимым или нерастворимым анодом. Металл, из которого сделан анод, непосредственно участвует в реакции окисления, т. е. отдаёт электроны и в виде ионов переходит в раствор или расплав электролита. Типичным случаем электролиза с растворимым анодом является электролиз водного раствора соли, содержащей ион металла, из которого изготовлен анод. Например, электролиз раствора NiCl_2 с никелевым анодом:



Нерастворимые аноды сами не принимают непосредственного участия в окислительном процессе, а являются только переносчиками электронов. В качестве нерастворимых анодов могут быть использованы графит, инертные металлы, такие как платина, иридий и др. На нерастворимых анодах идёт реакция окисления какого-либо восстановителя, находящегося в растворе.

Отрицательные ионы окисляются на аноде в определённой последовательности. По активности к окислению анионы могут быть расположены в ряд: S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- , OH^- , (H_2O) , SO_3^{2-} , NO_2^- , SO_4^{2-} , NO_3^- .

При характеристике катодных реакций следует иметь в виду, что последовательность восстановления ионов металлов зависит от положения металла в ряду напряжений и от концентрации их в растворе. Если в растворе одновременно находятся ионы двух или нескольких металлов, то в первую очередь восстанавливаются ионы того металла, который имеет более положительный потенциал. Если потенциалы

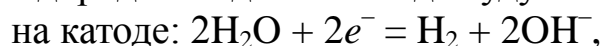
двух металлов близки, то наблюдается совместное выделение двух металлов, т.е. образуется сплав. В водных растворах на катоде совместно с такими металлами, как цинк, хром, марганец и другими может восстанавливаться также водород. В растворах, содержащих ионы щелочных и щелочноземельных металлов (стандартный потенциал которых отрицательнее, чем $-1,5$ В), на катоде при электролизе выделяется только водород.

Примеры электролиза с нерастворимым анодом.

1. Электролиз раствора хлорида калия



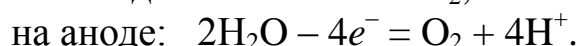
Под действием электрического поля ионы калия будут двигаться к катоду, но восстанавливаться не будут, так как потенциал калия очень отрицателен ($\varphi = -2,9$ В). В этом случае на катоде будет восстанавливаться водород из воды. На аноде будут окисляться ионы хлора:



2. Электролиз раствора серной кислоты



Из положительных ионов в растворе содержатся только ионы водорода. Они и будут восстанавливаться на катоде. Ионы SO_4^{2-} окисляться на аноде не будут, так как сера в кислотном остатке находится в высшей степени окисления. В водном растворе в этом случае на аноде идёт окисление воды:



Суммарная реакция электролиза: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

Таким образом, при электролизе раствора серной кислоты на электродах идёт разложение воды.

Количество окисленного или восстановленного на электродах вещества может быть рассчитано согласно **закону Фарадея**:

$$m = \frac{M_{\text{Э}}}{F} \cdot I \cdot \tau,$$

где m – масса вещества, г; $M_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса, г/моль экв; I – сила тока, А; τ – время, с; F – число Фарадея, $F = 96480$ Кл/моль.

Если при электролизе на электродах выделяются вещества в газообразном состоянии, то объём можно подсчитать по формуле

$$V = \frac{V_{\text{Э}}}{F} \cdot I \cdot \tau,$$

где V – объём газа, л; $V_{\text{Э}}$ – эквивалентный объём газа, л/моль экв.

12.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: выпрямитель тока; магазин сопротивлений; амперметр; штатив; зажимы; соединительные провода; графитовые электроды; сушильный шкаф; весы; образцы медной проволоки диаметром 2 мм; никелевый анод; электролизер. Раствор электролита для никелирования: сульфат никеля 0,5 М, хлорид никеля 0,2 М, борная кислота 0,5 М. Раствор для обезжиривания: гидроксид натрия 0,5 М, карбонат натрия 0,25 М, ортофосфат натрия 0,1 М. Раствор для активации: серная кислота 0,1 М. Растворы: хлорида натрия 0,1 М; сульфата натрия 0,1 М; сульфата меди (II) 0,1 М; иодида калия 0,1 М. Фенолфталеин; лакмус.

Опыт 1

Электролиз раствора хлорида натрия

Закрепить электролизер, которым служит U-образная стеклянная трубка, на штативе. Налить в неё на $\frac{2}{3}$ объёма раствор хлорида натрия. Вставить в оба отверстия трубки электроды и включить постоянный ток напряжением 4 – 6 В. Электролиз вести 3 – 5 мин.

После этого добавить в раствор к катоду несколько капель фенолфталеина, а в раствор к аноду – несколько капель раствора иодида калия. Наблюдать окрашивание раствора у катода и анода. Какие процессы проходят на катоде и аноде? Написать уравнения реакций, происходящих на катоде и аноде. Как изменился характер среды в растворе у катода?

Опыт 2

Электролиз раствора сульфата натрия

В электролизер налить раствор сульфата натрия. В раствор к катоду и аноду прилить несколько капель нейтрального лакмуса. Включить ток и через 3 – 5 мин наблюдать изменение цвета раствора электролита в прикатодном и прианодном пространстве.

Написать уравнения реакций, происходящих на катоде и аноде. Как изменился характер среды в прикатодном и прианодном пространстве раствора?

Опыт 3

Электролиз раствора сульфата меди (II)

В электролизер налить раствор сульфата меди (II). Пропустить ток в течение 5 – 10 мин до появления заметного слоя розовой меди на катоде. Составить уравнение электродных реакций.

Опыт 4

Электролиз раствора сульфата меди (II) с использованием растворимого анода

Использовать электролизер с раствором и электродами после третьего опыта. Переключить полюса электродов на клеммах источника тока. После этого электрод, который был катодом, теперь будет анодом, а электрод, бывший анодом, – катодом. Таким образом, электрод, покрытый в предыдущем опыте медью, будет выполнять в данном опыте роль растворимого анода. Электролиз проводить до полного растворения меди на аноде.

Что происходит на катоде? Написать уравнения реакций.

Опыт 5

Электролитическое осаждение никелевых покрытий

Собрать установку для электролиза. Использовать в качестве источника питания выпрямитель переменного тока. В электрическую цепь включить магазин сопротивлений и амперметр. Анод подключить к положительному полюсу источника тока, а катод к отрицательному (схему подключения проверить у преподавателя). С помощью штатива и зажима закрепить никелевый анод в электролизере.

Проволочный медный образец скрутить в цилиндрическую спираль диаметром 15 мм с таким расчетом, чтобы площадь поверхности части образца, погруженной в раствор электролита, составляла 5 см². Взвесить образец. Выдержать его в горячем (50 – 60 °С) щелочном растворе для обезжиривания в течение 5 мин. Затем образец промыть водой и обработать в активирующем растворе 0,1 М серной кислоты. Снова промыть водой.

Налить в электролизер раствор электролита для никелирования, подогретый до 60 °С. С помощью штатива и зажима закрепить проволочный образец в электролизере. Включить ток силой 100 мА. Электролиз проводить в течение 45 мин. Строго следить за постоянством величины силы тока. В случае отклонения силы тока от заданной величины корректировать её с помощью магазина сопротивлений.

После нанесения покрытия образец промыть водой, высушить в сушильном шкафу и взвесить с точностью до третьего знака после запятой. По разности масс до и после электроосаждения покрытия вычислить массу выделившегося никеля. Рассчитать теоретическое значение массы выделившегося металла по закону Фарадея. Из соотношения практического и теоретического значений массы никеля определить выход по току:

$$\eta = \frac{m_{\text{ЭКСП}}}{m_{\text{ТЕОР}}} 100 \% .$$

Рассчитать толщину никелевого покрытия по формуле

$$\delta = \frac{1000m}{\rho s} ,$$

где δ – толщина покрытия, мкм; m – экспериментальная масса выделившегося никеля, г; ρ – плотность никеля, г/см³; s – площадь покрываемой поверхности образца, см².

Написать уравнения реакций на аноде и катоде при электролизе.

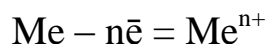
Глава 13. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ

13.1. Процессы, протекающие на аноде и катоде

Коррозией металлов называют процессы разрушения металлических материалов вследствие химического или электрохимического взаимодействия их с внешней средой. Электрохимическая коррозия имеет наибольшее распространение. Например: коррозия металлов в атмосфере воздуха при конденсации влаги на металлической поверхности, коррозия трубопроводов в грунте, коррозия металлов в водных растворах кислот, щелочей, солей, морской и речной воде и т. д.

В основе процессов электрохимической коррозии лежит работа короткозамкнутых микро- или макрогальванических элементов (коррозионных гальванопар). Причинами возникновения гальванопар могут служить, например, контакт двух металлов, соприкасающихся с раствором электролита, примеси в металлах, контакт металла с его оксидом, электрохимическая неоднородность поверхности металла и др.

На участках с более отрицательными значениями потенциалов, являющихся анодами, протекает процесс окисления металла по механизму



с переходом ионов металла в раствор электролита и возникновением некомпенсированных электронов в металле. Эти электроны самопроизвольно переходят на участки с более положительными потенциалами (катодные участки), смещают их потенциал и тем самым обуславливают реакцию восстановления каких-либо окислителей (деполяризаторов). В большинстве случаев катодными деполяризаторами являются растворённый в электролите молекулярный кислород воздуха или ионы водорода, которые восстанавливаются на катоде по уравнениям:

в нейтральных и щелочных средах:

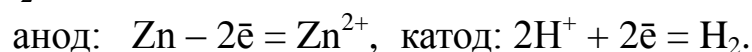


в кислых средах:



Принципиальная возможность протекания процесса электрохимической коррозии определяется соотношением $\varphi_{\text{K}} > \varphi_{\text{A}}$, т. е. для электрохимического окисления металла (анода) необходимо присутствие окислителя-деполяризатора, равновесный потенциал которого более положителен по сравнению с потенциалом металла в данных условиях. При соблюдении условий $\varphi_{\text{K}} - \varphi_{\text{A}} > 0$, а $\Delta G = -nF(\varphi_{\text{K}} - \varphi_{\text{A}}) < 0$, т. е. возможно самопроизвольное протекание процесса.

Для определения катодного процесса необходимо сравнить потенциал корродирующего металла (анода) в данных условиях с равновесным потенциалом водородного или кислородного электродов. Если $\varphi_{\text{Me}} < \varphi_{\text{H}_2}$, на катоде в основном восстанавливается водород по реакциям 2-й или 4-й. Если $\varphi_{\text{O}_2} > \varphi_{\text{Me}} > \varphi_{\text{H}_2}$, на катоде восстанавливается только кислород по реакциям 1-й или 3-й. Например, при контакте цинка с медью в водном растворе HCl возникает коррозионная гальванопара, в которой анодом является цинк, а катодом – медь. Так как $\varphi_{\text{Zn}} < \varphi_{\text{H}_2}$, на аноде и катоде протекают следующие процессы:



В случае контакта меди с серебром в растворе соляной кислоты в образующейся гальванопаре медь является анодом, а серебро – катодом:



(т. к. $\varphi_{\text{O}_2} > \varphi_{\text{Cu}} > \varphi_{\text{H}_2}$).

13.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: штатив с пробирками; пластинка стали; кусочки цинка, алюминия и свинца; оцинкованное и луженое железо; медная проволока. Растворы: серной кислоты 0,2 н.; уксусной кислоты 0,5 н.; иодида калия 0,5 н.; красной кровяной соли 0,5 н. Ферроксилиндикатор.

Опыт 1

Коррозия, возникающая при контакте двух различных металлов

Налить в пробирку 10 капель раствора серной кислоты и поместить кусочек цинка. Что наблюдается? Опустить в пробирку медную проволоку. Отметить, выделяются ли пузырьки водорода на поверхности проволоки. Коснуться медной проволокой кусочка цинка и наблюдать изменение скорости выделения водорода. На каком металле выделяется водород? Объяснить наблюдения и составить схему гальванопары. Написать уравнения всех процессов.

Опыт 2

Коррозия в результате различного доступа кислорода к поверхности металла (атмосферная коррозия)

Очистить стальную пластинку наждачной бумагой. На чистую поверхность нанести каплю специального раствора (ферроксилиндикатора). Через 10 – 15 мин наблюдать появление синего цвета в центре капли и розового – по окружности. Составить схему действия гальванопары, возникшей в результате различного доступа кислорода. Чем вызвано появление розового цвета у краёв и синего цвета в центре капли?

Катодные участки с более положительными потенциалами возникают возле краев капли, куда легче проникает кислород. Анодные участки с более отрицательными потенциалами возникают на неокисленной поверхности металла, защищённой слоем раствора электролита ближе к центру капли. Раствор ферроксилиндикатора содержит фенолфталеин (индикатор на гидроксид-ионы) и красную кровяную соль (индикатор на ионы двухвалентного железа – синее окрашивание). Написать уравнения всех реакций, протекающих при атмосферной коррозии.

Опыт 3

Активирующее действие ионов хлора на коррозию

Ионы, разрушающие защитные оксидные плёнки металлов и тем самым способствующие коррозии, называют **активаторами коррозии**. В данном случае активаторами коррозии являются ионы хлора.

Поместить в две пробирки по кусочку алюминия, по 10 капель 0,5 н. раствора сульфата меди и по 3 капли 0,2 н. раствора серной кислоты. В одну пробирку добавить 3 капли 3%-ного раствора хлорида натрия. Наблюдать контактные выделения меди на поверхности алюминия в виде красно-бурого налёта и вследствие этого обесцвечивание раствора. Наблюдать также образование пузырьков водорода. В какой пробирке эти процессы протекают интенсивнее? Составить схемы возникающих гальванопар. Написать уравнения реакций катодных и анодных процессов. Сделать вывод об активирующем действии ионов хлора.

Опыт 4

Анодные и катодные покрытия

Налить в пробирку по 10 – 15 капель 3%-ного раствора хлорида натрия и по 1 – 2 капли красной кровяной соли. Поместить в одну пробирку кусочек оцинкованного железа, в другую – лужёного. Наблюдать за изменением цвета растворов. Учесть, что красная кровяная соль образует с ионами Fe^{2+} соединение синего цвета. Как происходит коррозия? Что подвергается коррозии в каждом случае: железо или покрытие? Сделать вывод об этом по появлению синей окраски. Составить схемы гальванопар и написать уравнения реакций, протекающих при коррозии в обоих случаях.

Опыт 5

Протекторная защита

В две пробирки налить по 10 капель 0,5 н. CH_3COOH и по 2 капли 0,5 н. иодида калия. В одну пробирку опустить кусочек свинца, в другую – свинец в контакте с цинком. Отметить, в какой пробирке быстрее появляется жёлтое окрашивание (иодид свинца (II)). Составить схему гальванопары. Объяснить результаты опыта.

Глава 14. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

14.1. Виды титриметрического метода анализа

Титриметрический анализ основан на точном измерении объёмов растворов веществ, вступающих в химическую реакцию, с целью определения количественного содержания одного из соединений в исследуемом растворе.

В данном методе анализа используются растворы реактивов точно известной концентрации – **титранты**. Раствор, к которому в ходе определения добавляется титрант, называется **титруемым раствором**. Точно измеренный перед началом анализа объём титруемого раствора называется **аликвотой**, или **аликвотной частью, исследуемого раствора**.

Процесс медленного прибавления титранта к раствору определяемого вещества называется **титрованием**.

Момент титрования, когда количество добавленного титранта становится эквивалентным количеству определяемого вещества, называется **точкой эквивалентности**. Достижение точки эквивалентности называется **концом титрования**, который определяется с помощью индикаторов или по изменению физико-химических свойств раствора.

Титриметрический анализ отличается быстротой выполнения, дешевизной материалов и оборудования, точностью результатов.

Важнейшими характеристиками любого метода анализа являются его чувствительность и точность:

– **чувствительностью** анализа называют наименьшее количество вещества, которое можно достоверно определить данным методом;

– **точностью** анализа называют относительную ошибку определения, проведённого данным методом.

Чувствительность титриметрического анализа примерно составляет 10^{-4} моль/л, а его точность – 0,1 %.

Для графического описания процесса титрования используют **кривые титрования** – графические зависимости значения аналитического сигнала от объёма добавленного титранта. На рис. 5 показана схематическая кривая титрования кислоты щёлочью.

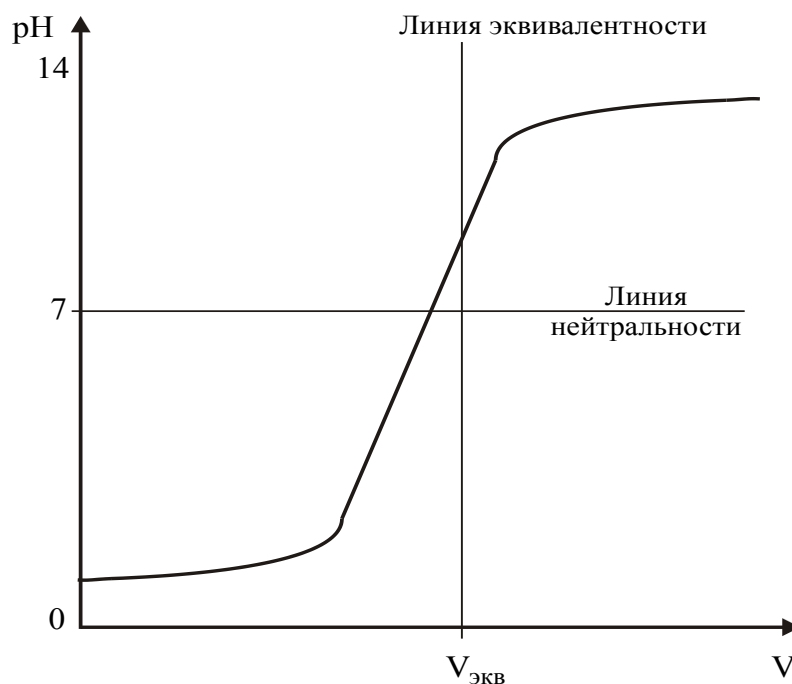


Рис. 5. Примерная кривая титрования кислоты щёлочью

Аналитическим сигналом называется физический фактор, значения которого находятся в строго определённой зависимости от концентрации определяемого вещества.

По типу химических процессов, протекающих при титровании, данный метод анализа подразделяют на несколько видов:

а) **кислотно-основное титрование (ацидо-алкалометрия)**. В основе этого метода лежит реакция нейтрализации, аналитическим сигналом здесь является рН титруемого раствора;

б) **окислительно-восстановительное титрование (редоксиметрия)**. В основе редоксиметрии лежит окислительно-восстановительный процесс, аналитическим сигналом в данном методе является электродный потенциал либо восстановителя, либо окислителя;

в) **комплексное титрование (комплексометрия)**. В основе данного вида титрования лежит реакция образования или разрушения комплексного соединения. Аналитическим сигналом здесь является показатель концентрации свободного иона металла ($pMe = -\lg c_{M_{Me^{n+}}}$).

Титриметрические методы анализа также подразделяют на прямые и обратные:

– **прямым титрованием** называется такой метод, в котором титруется непосредственно раствор исследуемого вещества;

– в **обратном методе** титруется вещество, полученное по предварительной реакции исследуемого соединения с другим веществом.

14.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: штатив; бюретка вместимостью 25 мл; конические колбы вместимостью 200 мл – 3 шт.; пипетка вместимостью 20 или 25 мл; мерная колба вместимостью 50 мл. Растворы: соляной кислоты 0,1 н.; тиосульфата натрия 0,01 н.; серной кислоты 0,1 М. Метиловый оранжевый.

Опыт 1

Кислотно-основное титрование

Получить в мерной колбе у преподавателя образец раствора щёлочи для исследования. Довести объём раствора в колбе до метки дистиллированной водой. Затем пипеткой перенести аликвотную часть полученного раствора в коническую колбу и оттитровать соляной кислотой с индикатором метиловым оранжевым до перехода цвета раствора от жёлтого до красно-оранжевого. Для получения достоверных результатов провести титрование раствора щёлочи три раза.

После проведения анализа рассчитать средний объём кислоты, пошедший на титрование. Согласно полученному среднему значению объёма рассчитать массу щёлочи, находившуюся в выданном растворе, и показать результаты преподавателю.

Построить кривую титрования раствора щёлочи соляной кислотой, исходя из полученных данных, нанести на график интервал изменения цвета метилоранжа и рассчитать погрешность по индикатору.

Опыт 2

Окислительно-восстановительное титрование

Получить в мерной колбе у преподавателя образец раствора перманганата калия для исследования. Дистиллированной водой довести объём анализируемого раствора до метки. Пипеткой перенести аликвотную часть перманганата калия в коническую колбу и добавить такое же количество 0,1 М раствора серной кислоты. Полученную смесь перемешать. Затем пипеткой перенести аликвотную часть полученного раствора в коническую колбу и оттитровать раствором тиосульфата натрия до исчезновения цвета раствора. Для получения достоверных результатов провести титрование раствора щёлочи три раза.

После выполнения анализа рассчитать средний объём раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование. Согласно полученному среднему значению объёма рассчитать массу перманганата калия в выданном для исследования образце раствора и показать результаты преподавателю.

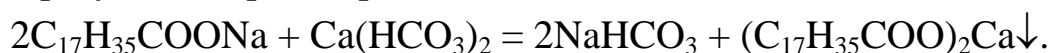
Построить кривую окислительно-восстановительного титрования перманганата калия тиосульфатом натрия, исходя из полученных в ходе опыта данных.

Глава 15. ЖЁТКОСТЬ ВОДЫ

15.1. Временная и постоянная жесткость воды

Кальций и магний относятся к наиболее распространенным в природе элементам, обладают типичными для этой группы металлов свойствами и являются химически активными металлами. На воздухе при обычных условиях кальций и магний покрываются оксидной пленкой, препятствующей дальнейшему окислению металлов. Металлический кальций применяется в качестве восстановителя при металлическом способе получения металлов, например ванадия, циркония, тория. Магний используется в производстве лёгких сплавов, применяется как протектор при защите металлов от коррозии.

Присутствие в воде ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} обуславливает так называемую жёсткость воды. Жёсткая вода вызывает повышенный расход мыла, поскольку при взаимодействии солей кальция и магния с мылом образуются нерастворимые осадки:



На стенках паровых котлов жёсткая вода образует накипь, обладающую плохой теплопроводностью. Кроме того, накипь способствует коррозии стенок котлов. В жёсткой воде плохо разваривается мясо, овощи, плохо заваривается чай. Очень жёсткая вода не пригодна для питья. Условная классификация воды по уровню жёсткости приведена в табл. 6.

Классификация воды по уровню жёсткости

Класс воды	Общая жёсткость, ммоль/л
Очень мягкая	До 1,5
Мягкая	1,5 – 3,0
Умеренно жёсткая	3 – 6
Жёсткая	6 – 9
Очень жёсткая	Более 9

Помимо общей жёсткости различают временную и постоянную жёсткость. **Временная (карбонатная) жёсткость** обусловлена присутствием в воде только гидрокарбонатов кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, а **постоянная (некарбонатная) жёсткость** – сульфатами и хлоридами кальция и магния: CaSO_4 , MgSO_4 , CaCl_2 , MgCl_2 .

Временная и постоянная жёсткость вместе составляют **общую жёсткость** воды. Процесс, снижающий или полностью устраняющий жёсткость, называется **умягчением воды**. Временную жесткость можно устранить, если воду подвергнуть кипячению. При повышении температуры из воды, содержащей растворенный гидрокарбонат кальция, выпадает в осадок труднорастворимый карбонат кальция и выделяется диоксид углерода



Наиболее распространены химические методы умягчения воды, основанные на связывании ионов кальция и магния в труднорастворимые соединения. Для этой цели применяют гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, карбонат натрия Na_2CO_3 , гидроксид натрия NaOH , ортофосфат натрия Na_3PO_4 и др. Широко используется метод устранения жёсткости при помощи катионообменных смол (катионитов). Жёсткая вода, пропущенная через слой измельченного катионита, освобождается от ионов кальция и магния. В последнее время находят всё большее применение методы снижения или устранения жёсткости воды с использованием мембран. Это метод обратного осмоса и метод электродиализа.

Жёсткость выражается количеством миллимоль эквивалентов ионов кальция, магния или их солей в одном литре воды. Расчет жёсткости можно производить по следующей формуле:

$$Ж = \frac{m \cdot 1000}{M_{\text{Э}} \cdot V},$$

где Ж – жёсткость воды, ммоль/л; m – масса ионов кальция или магния (или их солей), г; $M_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса кальция или магния (или их солей), г/моль экв; V – объём воды, л.

По указанной формуле жёсткость рассчитывается отдельно по кальцию и магнию, а затем суммируется.

Аналитическое определение общей жёсткости воды производится комплексометрическим методом с помощью двузамещенной натриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты. Сокращенное техническое название соли – трилон Б. Трилон Б образует с катионами Ca^{2+} и Mg^{2+} в щелочной среде устойчивые комплексные соединения. Точка эквивалентности определяется с помощью индикатора хромогена черного. Индикатор реагирует с ионами кальция и магния в щелочной среде, образуя комплексные соединения винно-красного цвета. Сам индикатор окрашен в щелочной среде в синий цвет. Комплексные соединения ионов кальция и магния с трилоном Б более прочны, чем с хромогеном черным, поэтому при титровании трилоном Б в точке эквивалентности, когда все катионы кальция и магния будут связаны с трилоном Б, раствор меняет цвет с винно-красного на синий, т. е. на цвет свободного индикатора. Жёсткость воды с помощью трилона Б можно определить, если раствор имеет постоянное значение рН, равное 10. Такая среда создается и поддерживается на определенном уровне в процессе титрования аммиачным буферным раствором, состоящим из NH_4OH и NH_4Cl .

15.2. Выполнение лабораторной работы

Приборы и реактивы: электроплитка с асбестовой сеткой; колбы конические на 250 мл – 3 шт.; бюретка на 25 мл; мерный цилиндр на 100 мл; пипетка на 25 мл. Индикаторы: метилоранж; хромоген чёрный. Растворы: соляной кислоты 0,1 н.; трилона Б 0,1 н.; буферный раствор с рН = 10.

Опыт 1

Определение карбонатной жёсткости воды

В три конические колбы мерным цилиндром налить по 100 мл воды. Оттитровать образцы в каждой колбе раствором соляной кислоты до

перехода цвета индикатора от жёлтого к красному. Вычислить средний объём кислоты, пошедший на титрование. Карбонатную жёсткость рассчитать по формуле

$$Ж_{\text{КАРБ}} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot c_{\text{н. HCl}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где $Ж_{\text{КАРБ}}$ – карбонатная жёсткость, ммоль экв/л; V_{HCl} – объём раствора соляной кислоты, пошедший на титрование, мл; $c_{\text{н. HCl}}$ – нормальная концентрация соляной кислоты, моль экв/л; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объём воды, взятый для исследования, мл.

Опыт 2

Определение общей жёсткости воды

В три конические колбы поместить пипеткой аликвоту исследуемой воды и добавить такое же количество буферного раствора. Оттитровать все образцы воды раствором трилона Б с индикатором хромогеном чёрным до перехода цвета от винно-красного к синему. Вычислить средний объём раствора трилона Б, пошедшего на титрование. Общую жёсткость вычислить по формуле

$$Ж_{\text{ОБЩ}} = \frac{V_{\text{Т.Б}} \cdot c_{\text{н. Т.Б}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где $Ж_{\text{ОБЩ}}$ – общая жёсткость воды, ммоль экв/л; $V_{\text{Т.Б}}$ – объём раствора трилона Б, пошедшего на титрование, мл; $c_{\text{н. Т.Б}}$ – нормальная концентрация раствора трилона Б, моль экв/л; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объём исследуемой воды, мл.

Опыт 3

Снижение карбонатной жёсткости воды

Воду, карбонатная жёсткость которой определена в опыте 1, прокипятить в течение 10 мин, дать ей остыть и снова провести анализ на карбонатную жёсткость по описанной методике. Рассчитать процент снижения жёсткости.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Химия как одна из базовых естественнонаучных дисциплин составляет основу современного образования. Химия органически связана с другими естественными науками. С одной стороны, с науками, изучающими свойства и поведение вещества в целом, такими как материаловедение, сопротивление материалов и так далее, с другой стороны, с науками, связанными с изучением ядер атомов, такими как атомная физика, ядерная физика и т.д.

Важным фактором модернизации российского образования стал переход на двухуровневую систему в соответствии с ФГОС 3-го поколения. Основным видом учебных занятий является самостоятельная работа над учебным материалом. Она складывается из изучения материала по учебникам и учебным пособиям, выполнения контрольных заданий, лабораторного практикума.

Глубокое изучение курса общей химии невозможно без практического его освоения. Правильно поставленные опыты позволяют проследить закономерности химических процессов, исследовать влияние различных факторов на протекание химической реакции, экспериментально подтвердить свойства химических веществ, а также заложить основы «химического» мышления.

Предлагаемый практикум составлен в соответствии с программами по химии для студентов нехимических направлений вузов ФГОС-3 и позволяет формировать указанные в стандартах нехимических направлений профессиональные компетенции.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П1

Давление насыщенного водяного пара

Температура, °С	Давление		Температура, °С	Давление	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
10	1,23	9,21	18	2,07	15,5
11	1,31	9,84	19	2,20	16,5
12	1,40	10,5	20	2,33	17,5
13	1,49	11,2	21	2,49	18,7
14	1,58	11,9	22	2,64	19,8
15	1,68	12,6	23	2,81	21,1
16	1,81	13,6	24	2,99	22,4
17	1,93	14,5	25	3,17	23,8

Таблица П2

Плотность водных растворов некоторых солей

Массовая доля, %	Плотность раствора, г/мл		Массовая доля, %	Плотность раствора, г/мл	
	Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃		Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃
5	1,044	1,050	10	1,091	1,105
6	1,053	1,061	11	1,101	1,117
7	1,063	1,072	12	1,111	1,129
8	1,072	1,083	13	1,121	1,140
9	1,082	1,094	14	1,141	1,152

Таблица П3

Коэффициенты активности ионов в водных растворах при 25 °С

Ион	Коэффициенты активности при ионной силе (моль/кг) раствора							
	0,001	0,002	0,005	0,01	0,02	0,05	0,1	0,2
H ⁺	0,975	0,967	0,950	0,923	0,914	0,880	0,860	0,830
Li ⁺	0,975	0,965	0,948	0,929	0,907	0,870	0,865	0,800
Rb ⁺ , Cs ⁺ , NH ₄ ⁺ , Ag ⁺	0,975	0,964	0,945	0,924	0,898	0,850	0,800	0,750
K ⁺ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , CN ⁻ , NO ₃ ⁻	0,975	0,964	0,945	0,925	0,899	0,850	0,805	0,755
OH ⁻ , F ⁻ , CNS ⁻ , MnO ₄ ⁻	0,975	0,964	0,946	0,925	0,900	0,855	0,810	0,760
Na ⁺ , H ₂ PO ₄ ⁻ , HSO ₃ ⁻	0,975	0,964	0,947	0,790	0,920	0,860	0,820	0,875
SO ₄ ²⁻ , CrO ₄ ²⁻ , HPO ₄ ²⁻	0,903	0,967	0,803	0,740	0,660	0,545	0,445	0,355
Pb ²⁺ , CO ₃ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , MnO ₄ ²⁻	0,903	0,868	0,805	0,742	0,665	0,550	0,455	0,370
Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Cd ²⁺ , S ²⁻ , Hg ²⁺	0,903	0,868	0,805	0,744	0,670	0,555	0,465	0,380
Zn ²⁺ , Sn ²⁺ , Mn ²⁺ , Fe ²⁺ , Ni ²⁺ , Ca ²⁺ , Cu ²⁺	0,905	0,870	0,809	0,749	0,675	0,570	0,485	0,405
Mg ²⁺ , Be ²⁺	0,906	0,870	0,813	0,755	0,690	0,595	0,520	0,450
Al ³⁺ , Fe ³⁺ , Cr ³⁺ , Sc ³⁺ , In ³⁺ , La ³⁺	0,802	0,738	0,632	0,540	0,445	0,325	0,245	0,180

Таблица П4

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Эквивалент	Формула	K_a
Азотистая кислота	HNO_2	$K_1 = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Циановодородная кислота	HCN	$K_1 = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Муравьиная кислота	HCOOH	$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-5}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Ортоборная кислота	H_3BO_3	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$
Фтороводородная кислота	HF	$K_1 = 6,2 \cdot 10^{-1}$
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Кремниевая кислота	H_4SiO_4	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$ $K_3 = 2,0 \cdot 10^{-14}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Таблица П5

Произведение растворимости малорастворимых веществ

Вещество	ПР	Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$2,0 \cdot 10^{-15}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$8,3 \cdot 10^{-20}$	PbCl_2	$1,6 \cdot 10^{-5}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$3,2 \cdot 10^{-34}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	PbBr_2	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$7,1 \cdot 10^{-16}$	PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaCrO_4	$1,2 \cdot 10^{-10}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-38}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaCO_3	$3,8 \cdot 10^{-9}$	KClO_3	$3,6 \cdot 10^{-3}$	PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaCrO_4	$7,1 \cdot 10^{-4}$	MgCO_3	$2,1 \cdot 10^{-5}$	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$6,0 \cdot 10^{-10}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-16}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-14}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$1,9 \cdot 10^{-13}$	SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$

Таблица П6

Важнейшие кислотно-основные индикаторы

Индикатор	Интервал перехода pH и окраска индикатора
Лакмус	4,0 – 6,4 Красная — синяя
Метиловый красный	4,2 – 6,4 Красная — желтая
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,0 Красная — оранжево-желтая
Фенолфталеин	8,2 – 10,0 Нет – пурпурная

Таблица П7

*Электродные потенциалы (В) металлов, водорода и кислорода
в различных электролитах при 25 °С*

Электрод	0,1 н. HCl	0,1 н. NaOH	0,1 н. NaCl
Mg/Mg ²⁺	– 1,570	– 1,401	– 1,137
Al/Al ³⁺	– 0,493	– 1,403	– 0,577
Zn/Zn ²⁺	– 0,769	– 1,126	– 0,772
Cr/Cr ³⁺	– 0,039	– 0,412	– 0,032
Fe/Fe ²⁺	– 0,328	– 0,161	– 0,255
Cd/Cd ²⁺	– 0,510	– 0,565	– 0,530
Ni/Ni ²⁺	– 0,031	– 0,128	– 0,023
Sn/Sn ²⁺	– 0,248	– 0,127	– 0,429
Pb/Pb ²⁺	– 0,233	– 0,511	– 0,288
Mn/Mn ²⁺	– 0,880	– 1,000	– 0,720
Co/Co ²⁺	– 0,160	– 0,144	– 0,093
Mo/Mo ²⁺	– 0,350	+ 0,100	– 0,280
Ta/Ta ²⁺	+ 0,390	– 0,010	– 0,300
W/W ³⁺	+ 0,390	– 0,020	– 0,330
Sb/Sb ²⁺	+ 0,190	– 0,051	– 0,460
Bi/Bi ³⁺	+ 0,170	– 0,024	– 0,240
Cu/Cu ²⁺	+ 0,154	+ 0,027	+ 0,070
Ag/Ag ⁺	+ 0,277	+ 0,300	+ 0,277
Au/Au ⁺	+ 0,348	+ 0,245	+ 0,250
Hg/Hg ²⁺	+ 0,330	+ 0,303	+ 0,160
H ₂ /2H ⁺	– 0,059	– 0,765	– 0,413
O ₂ /2O ²⁺	+ 1,173	+ 0,442	+ 0,805

Таблица П8

Продукты восстановления при взаимодействии кислот с металлами

Металл	Разбавленные кислоты			Концентрированные кислоты		
	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃
Ca, Na, K	H ₂	H ₂	NH ₃	H ₂	H ₂ S	N ₂ O
Mg, Zn	H ₂	H ₂	NH ₃	H ₂	SO ₂	N ₂ O
Al	H ₂	H ₂	NH ₃	H ₂	SO ₂	—
Fe, Cr, Ni	H ₂	H ₂	NO	H ₂	SO ₂	—
Sn, Pb	H ₂	H ₂	NO	H ₂	SO ₂	NO ₂
Cu, Hg, Ag	—	—	NO	—	SO ₂	NO ₂
Au, Pt	—	—	—	—	—	—

Таблица П9

Стандартные электродные потенциалы металлов

Электрод	Электродный процесс	φ^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,045
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,924
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e ⁻ = Be	-1,847
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,663
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e ⁻ = Ti	-1,630
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0,037
H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ = H ₂	0,000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,337
Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e ⁻ = Cu	+0,520
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,850
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	+1,188
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ = Au	+1,498
Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e ⁻ = Au	+1,692

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au



активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	?	-	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?	?
HSO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	-	Н	Р	Р
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?	?	?	М	Н	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	Р	Р	Р	Р	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	Н
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	Р	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?

Примечание. Р – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O); М – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O); Н – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды); - - в водной среде разлагается; ? – нет достоверных сведений о существовании соединений.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Ахметов, Н. С.* Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 2002. – 743 с. – ISBN 5-06-003363-5.

2. *Коровин, Н. В.* Общая химия : учеб. для техн. направлений и специальностей вузов / Н. В. Коровин. – М. : Высш. шк., 1998. – 559 с. – ISBN 5-06-003471-2.

3. *Лучинский, Г. П.* Курс химии : учеб. для инженерно-техн. вузов / Г. П. Лучинский. – М. : Высш. шк., 1985. – 416 с.

4. *Кудрявцев, А. А.* Составление химических уравнений : учеб. пособие для высш. техн. учеб. заведений / А. А. Кудрявцев. – М. : Высш. шк., 1991. – 320 с.

5. *Суворов, А. В.* Общая химия : учеб. пособие для вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химия, 1995. – 624 с. – ISBN 5-7245-1018-9.

6. *Павлов, Н. Н.* Теоретические основы общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Н. Павлов. – М. : Высш. шк., 1978. – 304 с.

7. *Общая химия : учебник / под ред. Е. М. Соколовской и Л. С. Гузея.* – М. : Изд-во МГУ, 1989. – 640 с.

8. *Ремсден, Э. Н.* Начала современной химии / Э. Н. Ремсден. – Л. : Химия, 1989. – 784 с.

9. *Химия: основные понятия, термины и законы / Л. Н. Блинов [и др.].* – М. : КНОРУС, 2010. – 160 с. – ISBN 978-5-392-01213-8.

10. *Зайцев, О. С.* Общая химия. Состояние веществ и химические реакции / О. С. Зайцев. – М. : Химия, 1990. – 332 с. – ISBN 5-7245-0193-7.

11. *Учебное пособие по химии для студентов нехимических направлений. В 2 ч. Ч. 2 / В. А. Кузурман [и др.].* – Владимир : Изд-во ВлГУ, 2012. – 91 с. – ISBN 978-5-9984-0276-0.

12. *Глинка, Н. Л.* Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1985. – 704 с.

13. *Учебное пособие по химии для студентов нехимических направлений. В 2 ч. Ч. 1 / В. А. Кузурман [и др.].* – Владимир : Изд-во ВлГУ, 2011. – 121 с. – ISBN 978-5-9984-0228-9.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	3
Глава 1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	4
1.1. Классификация неорганических соединений.....	4
1.2. Номенклатура неорганических соединений.....	6
1.2.1. Бинарные соединения.....	7
1.2.2. Гидроксиды.....	7
1.2.3. Кислоты.....	8
1.2.4. Соли.....	9
1.2.5. Комплексные соединения.....	11
1.3. Получение неорганических соединений.....	11
1.4. Свойства неорганических соединений.....	12
1.5. Выполнение лабораторной работы.....	12
Глава 2. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.....	17
2.1. Определение эквивалентных масс простых и сложных веществ.....	17
2.2. Выполнение лабораторной работы.....	19
Глава 3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ....	22
3.1. Получение растворов различных концентраций.....	22
3.2. Выполнение лабораторной работы.....	25
Глава 4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	26
4.1. Основные понятия окислительно-восстановительных реакций.....	26
4.2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.....	29
4.3. Метод электронного баланса.....	29
4.4. Выполнение лабораторной работы.....	31
Глава 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	33
5.1. Основные понятия и законы.....	33
5.2. Выполнение лабораторной работы.....	36
Глава 6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.....	38
6.1. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость.....	38
6.2. Выполнение лабораторной работы.....	42

Глава 7. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	44
7.1. Обратимость химических процессов	44
7.2. Выполнение лабораторной работы.....	46
Глава 8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРОВ.....	47
8.1. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды	47
8.2. Выполнение лабораторной работы.....	49
Глава 9. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ	51
9.1. Условия образования осадка.....	51
9.2. Выполнение лабораторной работы.....	52
Глава 10. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	54
10.1. Виды гидролиза солей	54
10.2. Выполнение лабораторной работы.....	56
Глава 11. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ	57
11.1. Электродный потенциал. Уравнение Нернста	57
11.2. Выполнение лабораторной работы.....	59
Глава 12. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ И РАСПЛАВОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	61
12.1. Процессы электролиза. Законы Фарадея	61
12.2. Выполнение лабораторной работы.....	63
Глава 13. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ	65
13.1. Процессы, протекающие на аноде и катоде.....	65
13.2. Выполнение лабораторной работы.....	67
Глава 14. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА	69
14.1. Виды титриметрического метода анализа.....	69
14.2. Выполнение лабораторной работы.....	71
Глава 15. ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ	72
15.1. Временная и постоянная жесткость воды.....	72
15.2. Выполнение лабораторной работы.....	74
Заключение.....	76
Приложение.....	77
Библиографический список.....	84

Учебное издание

КУЗУРМАН Валентина Алексеевна
ДИДЕНКО Сергей Владимирович
ЗАДОРЖНЫЙ Игорь Валерьевич

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ ДЛЯ СТУДЕНТОВ
НЕХИМИЧЕСКИХ НАПРАВЛЕНИЙ

Редактор Р. С. Кузина
Технический редактор Н. В. Тупицына
Корректор В. С. Тверовский
Компьютерная верстка Л. В. Макаровой

Подписано в печать 02.04.15.
Формат 60×84/16. Усл. печ. л. 5,12. Тираж 260 экз.
Заказ

Издательство
Владимирского государственного университета
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых.
600000, Владимир, ул. Горького, 87.