



РОССИЙСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им. Н. И. ПИРОГОВА

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ДЛЯ МЕДИКОВ И ФАРМАЦЕВТОВ

УЧЕБНИК И ПРАКТИКУМ ДЛЯ ВУЗОВ

Под общей редакцией **В. В. Негребецкого,**
И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой

*Рекомендовано Учебно-методическим отделом
высшего образования в качестве учебника
для студентов высших учебных заведений, обучающихся
по естественно-научным направлениям и специальностям*

Книга доступна в электронной библиотечной системе
biblio-online.ru

Москва ■ Юрайт ■ 2014

УДК 546(075.8)

ББК 24.1я73

О28

Ответственные редакторы:

Негребецкий Вадим Витальевич — доктор химических наук, заведующий кафедрой химии, заведующий отделом медицинской химии и токсикологии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова, лауреат Государственной премии Российской Федерации, лауреат премии Европейской академии:

Белавин Иван Юрьевич — кандидат химических наук, доцент, профессор кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова;

Сергеева Валентина Петровна — старший преподаватель кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова.

Рецензенты:

Терентьев А. А. — доктор медицинских наук, профессор, член-корреспондент Российской академии медицинских наук, заведующий кафедрой биохимии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова;

Берлянд А. С. — доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой общей и биоорганической химии Московского государственного медико-стоматологического университета им. А. И. Евдокимова.

О28

Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов : учебник и практикум для вузов / под общ. ред. В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой. — М. : Издательство Юрайт, 2014. — 357 с. — Серия : Специалист.

ISBN 978-5-9916-4137-1

Изложены теоретические и практические основы курсов общей и неорганической химии. Даны фундаментальные представления о физико-химической природе веществ, закономерности протекания химических реакций, а также современные представления о координационных соединениях и окислительно-восстановительных процессах. Описаны свойства и реакционная способность химических элементов и их соединений.

Содержание учебника соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту высшего образования четвертого поколения и методическим требованиям, предъявляемым к учебным изданиям.

Для студентов фармацевтических, медико-биологических, лечебных и педиатрических факультетов медицинских вузов, а также медицинских и фармацевтических колледжей.

УДК 546(075.8)

ББК 24.1я73

ISBN 978-5-9916-4137-1

© Коллектив авторов, 2014

© ООО «Издательство Юрайт», 2014

Оглавление

Авторский коллектив	8
Список сокращений и условных обозначений	9
Предисловие	13

Часть 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава 1. Основные понятия и законы химии	19
1.1. Предмет изучения (химические определения)	19
1.2. Понятия о растворах	23
1.3. Лабораторная работа «Приготовление растворов»	26
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	28
Глава 2. Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов	29
2.1. Электронное строение атома	29
2.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов...	36
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	44
Глава 3. Химическая связь и строение химических соединений	45
3.1. Основные определения химических связей	45
3.2. Химическая связь: определение, виды и характеристики	48
3.3. Метод валентных связей	57
3.4. Метод молекулярных орбиталей	59
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	65
Глава 4. Основы химической термодинамики	66
4.1. Основные понятия термодинамики	66
4.2. Теплота, энергия и работа	69
4.3. Типы состояния системы	69
4.4. Термодинамические процессы	70
4.5. Первый закон термодинамики	70
4.6. Термохимия	71
4.7. Второй закон термодинамики	76
4.8. Свободная энергия Гиббса	78
4.9. Лабораторная работа «Определение стандартной энтальпии реакции»...	79
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	80
Глава 5. Основы химического равновесия	81
5.1. Константа химического равновесия	82
5.2. Применение константы равновесия	84
5.3. Химическое равновесие и энергия Гиббса	86
5.4. Смещение положения химического равновесия	86

5.5. Лабораторная работа «Химическое равновесие и его сдвиг»	90
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	90
Глава 6. Процессы в растворах. Протолитические равновесия	92
6.1. Теория электролитической диссоциации	93
6.2. Механизм электролитической диссоциации	95
6.3. Сильные электролиты. Ионная сила и активность	96
6.4. Ионизация воды и шкала водородного показателя (рН)	98
6.5. Теория кислот и оснований	99
6.6. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах	100
6.7. Реакция нейтрализации	104
6.8. Реакции гидролиза солей	104
6.9. Протолитические буферные системы	107
6.10. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости	111
6.11. Лабораторная работа «Гидролиз солей»	115
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	116
Глава 7. Комплексные (координационные) соединения	118
7.1. Структура координационных соединений	119
7.2. Классификация, номенклатура и изомерия координационных соединений... ..	121
7.3. Равновесия в растворах координационных соединений	129
7.4. Лабораторная работа «Комплексные соединения»	131
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	132
Глава 8. Окислительно-восстановительные равновесия. Основы электрохимии...	134
8.1. Окислительно-восстановительные реакции	135
8.2. Метод электронного баланса	136
8.3. Метод электронно-ионного баланса	136
8.4. Электродный потенциал	138
8.5. Окислительно-восстановительный потенциал (редокс-потенциал)	138
8.6. Понятие о диффузионном и мембранном потенциалах	139
8.7. Направление окислительно-восстановительного процесса	141
8.8. Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»	143
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	144
Глава 9. Основные классы неорганических соединений	145
9.1. Классификация неорганических веществ	145
9.2. Оксиды	146
9.3. Основания	150
9.4. Кислоты	153
9.5. Соли	156
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	161

Часть 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Раздел 1. S-ЭЛЕМЕНТЫ

Глава 10. Водород и его соединения	165
10.1. Водород	165
10.2. Вода	169
10.3. Пероксид водорода	175

10.4. Природные и минеральные воды	176
10.5. Биологическая роль и применение в медицине	178
10.6. Лабораторная работа «Водород»	179
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	180
Глава 11. Элементы IA (1-й) группы	181
11.1. Общая характеристика щелочных металлов	181
11.2. Простые вещества	183
11.3. Оксиды	185
11.4. Гидроксиды	186
11.5. Соли щелочных металлов	187
11.6. Биологическая роль и применение в медицине	188
11.7. Лабораторная работа «Щелочные металлы»	190
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	190
Глава 12. Элементы IIA (2-й) группы	192
12.1. Общая характеристика элементов	192
12.2. Простые вещества	194
12.3. Оксиды	196
12.4. Гидроксиды	197
12.5. Соли	198
12.6. Жесткость воды	199
12.7. Биологическая роль и применение в медицине	200
12.8. Лабораторная работа «Бериллий. Магний»	201
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	201
Раздел 2. P-ЭЛЕМЕНТЫ	
Глава 13. Элементы IIIA (13-й) группы	203
13.1. Общая характеристика элементов	203
13.2. Бор	205
13.3. Алюминий	208
13.4. Элементы подгруппы галлия	211
13.5. Биологическая роль и применение в медицине	211
13.6. Лабораторная работа «Бор. Алюминий»	212
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	214
Глава 14. Элементы IVA (14-й) группы	215
14.1. Общая характеристика элементов	215
14.2. Углерод	217
14.3. Кремний	222
14.4. Элементы подгруппы германия	225
14.5. Биологическая роль и применение в медицине	227
14.6. Лабораторная работа «Углерод. Кремний»	228
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	229
Глава 15. Элементы VA (15-й) группы	230
15.1. Общая характеристика элементов	230
15.2. Азот	232
15.3. Фосфор	239
15.4. Элементы подгруппы мышьяка	243
15.5. Биологическая роль и применение в медицине	246

15.6. Лабораторная работа «Азот. Фосфор»	249
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	249
Глава 16. Элементы VIA (16-й) группы	251
16.1. Общая характеристика элементов	251
16.2. Кислород	253
16.3. Сера	255
16.4. Элементы подгруппы селена	263
16.5. Биологическая роль и применение в медицине	264
16.6. Лабораторная работа «Кислород. Сера»	265
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	266
Глава 17. Элементы VIIA (17-й) группы	268
17.1. Общая характеристика галогенов	268
17.2. Простые вещества	269
17.3. Соединения с водородом	272
17.4. Кислородные соединения (на примере соединений хлора)	274
17.5. Биологическая роль и применение в медицине	276
17.6. Лабораторная работа «Галогены»	278
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	279
Глава 18. Элементы VIIIA (18-й) группы	280
18.1. Общая характеристика элементов	280
18.2. Биологическая роль и применение в медицине	282
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	283
Раздел 3. D-ЭЛЕМЕНТЫ	
Глава 19. Общая характеристика d-элементов. Элементы IIIB (3-й) группы ...	284
19.1. Общая характеристика элементов	285
19.2. Элементы f-блока	286
19.3. Биологическая роль и применение в медицине	288
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	289
Глава 20. Элементы IVB (4-й) группы	290
20.1. Общая характеристика элементов	290
20.2. Биологическая роль и применение в медицине	292
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	293
Глава 21. Элементы группы VB (5-й) группы	294
21.1. Общая характеристика элементов	294
21.2. Биологическая роль и применение в медицине	296
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	297
Глава 22. Элементы VIB (6-й) группы	299
22.1. Общая характеристика элементов	299
22.2. Хром	300
22.3. Молибден, вольфрам	303
22.4. Биологическая роль и применение в медицине	303
22.5. Лабораторная работа «Хром»	304
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	305

Глава 23. Элементы VIIВ (7-й) группы	307
23.1. Общая характеристика элементов	307
23.2. Марганец	308
23.3. Технеций, рений	310
23.4. Биологическая роль и применение в медицине	310
23.5. Лабораторная работа «Марганец»	311
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	312
Глава 24. Элементы VIIIВ (8–10-й) группы	313
24.1. Общая характеристика элементов	313
24.2. Железо	314
24.3. Кобальт, никель	317
24.4. Платиновые металлы	317
24.5. Биологическая роль и применение в медицине	318
24.6. Лабораторная работа «Железо»	321
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	322
Глава 25. Элементы IB (11-й) группы	323
25.1. Общая характеристика элементов	323
25.2. Медь	324
25.3. Серебро, золото	325
25.4. Биологическая роль и применение в медицине	326
25.5. Лабораторная работа «Медь. Серебро»	328
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	328
Глава 26. Элементы IВ (12-й) группы	330
26.1. Общая характеристика элементов	330
26.2. Цинк	331
26.3. Кадмий	332
26.4. Ртуть	333
26.5. Биологическая роль и применение в медицине	333
26.6. Лабораторная работа «Цинк. Кадмий»	335
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	335
Приложение 1. Важнейшие физические константы	337
Приложение 2. Термодинамические свойства простых веществ, соединений и ионов в водных растворах при 298 К	337
Приложение 3. Константы диссоциации кислот в водных растворах при 298 К ...	343
Приложение 4. Константы ионизации оснований в водных растворах при 298 К ...	344
Приложение 5. Константы устойчивости ($K_{уст}$) комплексных ионов и молекул в водных растворах при 298 К	344
Приложение 6. Константа (произведение) растворимости ($K_{пр}$) солей и осно- ваний в воде при 18–25°С	346
Приложение 7. Стандартные восстановительные потенциалы при 298 К (E_{298}^0) и стандартные биологические восстановительные потенциалы при 310 К и рН = 7 (E_{310}^0) в водных растворах	346
Приложение 8. Растворимость солей и оснований в воде при 293 К	349
Ответы на задания	350
Список рекомендуемой литературы	351
Предметный указатель	352

Авторский коллектив

Негребецкий Вадим Витальевич — доктор химических наук, заведующий кафедрой химии, заведующий отделом медицинской химии и токсикологии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова, лауреат Государственной премии Российской Федерации, лауреат премии Европейской академии (ч. I, кроме лабораторных практикумов, вопросов и заданий для самоконтроля, совместно с И. Ю. Белавиным; ч. II, кроме параграфов «Биологическая роль и применение в медицине», совместно с В. П. Сергеевой);

Белавин Иван Юрьевич — кандидат химических наук, доцент, профессор кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова, автор научного открытия «Явление элементотропной таутомерии в кето-енольных системах» (ч. I, кроме лабораторных практикумов, вопросов и заданий для самоконтроля, совместно с В. В. Негребецким);

Сергеева Валентина Петровна — старший преподаватель кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова (ч. II, кроме параграфов «Биологическая роль и применение в медицине», совместно с В. В. Негребецким);

Буцеева Алла Анатольевна — старший преподаватель кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова (ч. I: лабораторные практикумы, вопросы и задания для самоконтроля);

Камкина Ольга Васильевна — доктор медицинских наук, профессор кафедры фармакологии педиатрического факультета, декан медико-биологического факультета Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова (ч. II: параграфы «Биологическая роль и применение в медицине» совместно с Д. З. Албеговой и С. И. Павловой);

Албегова Диана Заурбековна — кандидат медицинских наук, старший преподаватель кафедры фармакологии педиатрического факультета, декан фармацевтического факультета Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова (ч. II: параграфы «Биологическая роль и применение в медицине» совместно с О. В. Камкиной и С. И. Павловой);

Павлова Светлана Ивановна — доктор медицинских наук, заведующая кафедрой фармакологии, клинической фармакологии и биохимии медицинского факультета Чувашского государственного университета им. И. Н. Ульянова (ч. II: параграфы «Биологическая роль и применение в медицине» совместно с О. В. Камкиной и Д. З. Албеговой).

Список сокращений и условных обозначений

Используемые в данном учебнике обозначения физических величин и единиц их измерения являются общепринятыми и соответствуют международной системе единиц (СИ¹), а также рекомендациям ИЮПАК.

Физические величины

a	активность
A	массовое число ядра
A_r	относительная атомная масса
b	моляльность (моляльная концентрация)
B	буферная емкость
c	молярная концентрация
$c_{\text{осм}}$	осмолярная концентрация
$c_{\text{экв}}$	молярная концентрация эквивалента
e	элементарный электрический заряд
E	энергия, электрический потенциал
E_a	энергия активации
E_{ea}	энергия сродства к электрону
E_i	энергия ионизации
E^0	энергия покоя частицы
f	коэффициент активности
$f_{\text{экв}}$	фактор эквивалентности
F	энергия Гельмгольца, постоянная Фарадея
G	энергия Гиббса
h	постоянная Планка, высота
H	энтальпия
i	изотонический коэффициент Вант-Гоффа
I	сила электрического тока, ионная сила
K	константа равновесия
K_W	ионное произведение воды
l	длина
m	масса
M	молярная масса
M_r	относительная молекулярная масса
n	количество вещества, главное квантовое число

¹ *SI* (сокр. от фр. *Système international d'unités*) — международная система измерений физических величин, использующая семь базовых единиц, производные единицы и десятичные префиксы.

N	число частиц (атомов, молекул и т.п.), число нейтронов в ядре
N_A	постоянная Авогадро
p	давление
P	проницаемость мембраны
pH	водородный показатель (pH_a — с учетом активности, pH_c — без ее учета)
pOH	гидроксидный показатель (pOH_a — с учетом активности, pOH_c — без ее учета)
Q	количество теплоты, количество электричества
r	радиус, расстояние
R	универсальная газовая постоянная
s	растворимость
S	энтропия, площадь
t	время
T	температура, титр
U	внутренняя энергия
V	объем
V_m	молярный объем идеального газа
W	работа
z	электрический заряд
Z	порядковый номер ядра
α	степень диссоциации
$K_{уст}$	общая константа устойчивости
μ	химический потенциал, дипольный момент
v	скорость
ρ	плотность
χ	молярная доля, электроотрицательность
Ψ	волновая функция
ω	массовая доля

Подстрочные и надстрочные индексы

$\langle \rangle^0$	стандартное состояние (E^0 — стандартный восстановительный потенциал)
$\langle \rangle'$	биологические условия ($pH = 7$) ($E^{0'}$ — стандартный биологический восстановительный потенциал)
a	кислота, кислотный (K_a — константа кислотности)
b	основание, основной (K_b — константа основности)
BH^+	сопряженная кислота (по отношению к основанию B)
c	сгорание ($\Delta_c H$ — энтальпия сгорания)
f	образование из простых веществ ($\Delta_f H$ — энтальпия образования сложного вещества из простых)
\max	максимальное значение (p_{\max} — максимальное давление)
n	порядковый номер (K_n — константа n -ного процесса)
r	реакция ($\Delta_r H$ — энтальпия реакции)
гор. р-р	горячий раствор

д	диффузионный (E_d — диффузионный потенциал)
дисс	диссоциация ($K_{\text{дисс}}$ — константа диссоциации)
изб	избыток
кип	кипение
конц	концентрированный
мб	мембранный ($E_{\text{мб}}$ — мембранный потенциал)
недост	недостаток
нест	нестойкость ($K_{\text{нест}}$ — константа нестойкости)
пл	плавление
прод	продуктов ($H_{\text{прод}}$ — изменение энтальпии продуктов)
разб	разбавленный
раскал	раскаленный
расплав	расплавленный
содерж	($C_{\text{содерж}}$ — удельная теплоемкость содержимого)
сосуд	($C_{\text{сосуд}}$ — теплоемкость сосуда)
уст	устойчивость ($K_{\text{уст}}$ — константа устойчивости)
хол. р-р	холодный раствор
экв	эквивалент, эквивалентный ($c_{\text{экв}}$ — молярная концентрация эквивалента)

Агрегатные состояния веществ

(aq)	водный
(s)	растворенный (в неводном растворителе)
(г)	газообразный
(ж)	жидкий
(к)	кристаллический
(тв)	твердый (кристаллический или аморфный)

Прочие сокращения

а.е.м.	атомная единица массы
АО	атомная орбиталь
ВС	валентная связь
КЧ	координационное число
МО	молекулярная орбиталь
ОВР	окислительно-восстановительная реакция
ПР	произведение растворимости
ЭДС	электродвижущая сила

Знак « Δ » перед функцией означает ее изменение (конечное значение минус начальное значение). Знак « Σ » означает сумму последующих значений, а знак « Π » — их произведение.

Если для выполнения задания требуются дополнительные данные, не указанные в явном виде (температура, давление и др.), то необходимо придерживаться следующих соглашений:

- все условия считаются нормальными, т.е. давление равно 1 атм (101,3 кПа, или 760 мм рт. ст.), молярные концентрации всех растворимых веществ составляют 1 моль/л; температура равна 25°C (298 К) для физико-химических систем или 37°C (310 К) для медико-биологических объектов;
- значения термодинамических (ΔH , ΔS , ΔG , ΔF), электрохимических (E , ЭДС) и прочих (растворимость, K_a , K_b , $K_{\text{ПР}}$, β_n и т.п.) величин и констант приведены для стандартных условий;
- зависимостью тепловых эффектов ($\Delta_r H$ или Q) и температурных коэффициентов скорости химической реакции от температуры можно пренебречь;
- растворителем считается вода (если не указано иное);
- плотности разбавленных растворов принимаются равными 1 г/мл (1000 кг/м³);
- если плотности растворов не заданы, то при сливании разбавленных растворов объем полученного раствора можно считать равным сумме объемов исходных растворов, а при растворении небольшого количества твердого вещества или газа изменением объема раствора можно пренебречь;
- коэффициенты активности растворенных веществ и ионов в разбавленных растворах принимаются равными единице;
- в разбавленных растворах вместо моляльности (b , моль/кг) можно использовать молярную концентрацию (c , моль/л).

Предисловие

Необходимость создания данного учебника вызвана тем, что до настоящего времени в России отсутствовали специальные учебники по общей и неорганической химии, предназначенные для студентов фармацевтических факультетов медицинских вузов.

В основу представленного материала положены лекции, читаемые на кафедре химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова (РНИМУ) по дисциплине «Общая и неорганическая химия».

Данная кафедра — единственная в России, где преподают все химические дисциплины, предусмотренные Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования четвертого поколения по специальности «Фармация». Такая структурная организация кафедры не является традиционной для Российской Федерации, однако она принята в большинстве зарубежных университетов. Это дает возможность выстроить так называемую линейку химических дисциплин в рамках одной кафедры с последовательным изложением необходимого для освоения студентами материала. Представленный учебник является первым в серии, которая учитывает уникальный опыт *сквозной программы обучения* на одной кафедре и сложившиеся связи с рядом кафедр Университета (фармакологии, организации и планирования фармацевтической деятельности и др.), осуществляющих преподавание на фармацевтическом факультете.

Структурно учебник разделен на две части: «Общая химия» (В. В. Негребецкий, И. Ю. Белавин) и «Неорганическая химия» (В. В. Негребецкий, В. П. Сергеева).

Первую часть «Общая химия» открывает вводная глава 1, в которой рассмотрены основные понятия и законы химии, понятия о растворах, а также приведены формулы, используемые при решении расчетных задач.

Главы 2 и 3 содержат фундаментальные представления о физико-химической природе веществ — современную модель атома, Периодический закон и Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева. В них обсуждаются закономерности изменения свойств элементов и их соединений, основы теории строения неорганических веществ, теории химической связи, а также типы химической связи.

Основные закономерности протекания химических реакций изложены в главах 4 и 5, где рассматриваются энергетические характеристики химических процессов, направление и глубина их протекания, способы расчета химических равновесий.

Теория электролитической диссоциации и кислотно-основные равновесия изложены в главе 6. Современные представления о координационных соединениях и окислительно-восстановительных процессах, а также основы электрохимии включены в главы 7 и 8. Классификация и номенклатура неорганических соединений приведены в главе 9. Вторая часть учебника, «Неорганическая химия», содержит главы с описанием свойств и реакционной способности химических элементов и их соединений.

В главе 10 подробно рассмотрены свойства водорода и его важнейших соединений, приведена классификация природных и минеральных вод, указаны свойства воды, применяемой в медицине и фармации, а также способы ее очистки.

В главах 11 и 12 описаны свойства металлов — *s*-элементов IA и IIA групп Периодической системы химических элементов, в том числе общая характеристика простых веществ, свойства основных классов: оксидов, гидроксидов, солей. Глава 12 содержит сведения о жесткости воды, которая зависит от наличия в воде солей кальция и магния.

p-Элементы IIIA — VIA групп Периодической системы химических элементов подробно рассматриваются в главах 13—16, где дана общая характеристика элементов бора, алюминия, углерода, кремния, азота, фосфора, кислорода и серы, а также приведены свойства их наиболее важных соединений. В общем виде представлены свойства соединений атомов элементов подгрупп галлия, германия, мышьяка и селена. Глава 17 дает представление об элементах VIIA группы — галогенах, где изложены химические свойства и способы получения простых веществ, галогеноводородов (на примере хлороводорода), а также свойства кислородсодержащих соединений галогенов (на примере соединений хлора).

Свойства инертных (благородных) газов рассматриваются в главе 18, где приводится обзор реакций для наиболее изученных соединений ксенона — фторидов и оксидов.

В главах 19—26 представлены свойства *d*-элементов. В каждой главе дается общая характеристика атомов элементов группы, далее подробно излагаются свойства наиболее важных элементов группы, например скандия, титана, ванадия, хрома, марганца, триады железа, платиновых металлов, меди, цинка, ртути и т.д. Представления об элементах редкоземельных металлов *f*-блока — лантаноидах и актиноидах, а также способах их получения излагаются в главе 19.

Кроме того, в каждой главе данного издания рассматриваются медико-биологическая роль соответствующих элементов, их фармакологическое применение, а также токсическое воздействие на организм человека (О. В. Камкина, Д. З. Албегова, С. И. Павлова).

Для более полного усвоения и закрепления пройденного материала после каждой главы приведены вопросы и задания для самостоятельной работы студента (А. А. Буцеева). При выполнении этих заданий рекомендуется пользоваться справочными данными, приведенными в конце учебника.

Успешное усвоение всего объема обширного теоретического материала невозможно без закрепления его практическими навыками. С этой целью

в учебник включены основные лабораторные практикумы с описанием рекомендуемых работ (А. А. Буцеева).

По теоретическому содержанию и практическим заданиям данный учебник полностью соответствует перечню компетенций, предусмотренных Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования четвертого поколения для обучения по специальности 33.05.01 «Фармация».

Таким образом, после усвоения материала учебника студент должен:

знать

- основные разделы общей и неорганической химии, основные понятия и методы общей и неорганической химии;
- современную модель атома, Периодический закон, Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева, закономерности изменения свойств элементов и их соединений, зависимость фармакологической активности и токсичности от положения элемента в Периодической системе;
- основы теории строения неорганических веществ, теории химической связи, типы химической связи;
- строение комплексных соединений и их свойства;
- основные свойства химических элементов и их соединений;
- основные классы неорганических соединений и их номенклатуру;
- основные энергетические характеристики химических процессов, определение направления их протекания, способы расчета химических равновесий по известным исходным концентрациям и константе равновесия;
- растворы и процессы, протекающие в водных растворах;
- биологическую роль элементов и их соединений, а также их применение в медицине и фармации;
- основные литературные источники и справочную литературу по общей и неорганической химии;

уметь

- рассчитывать основные термодинамические функции состояния системы, тепловые эффекты химических процессов;
- вычислять константы равновесия и равновесные концентрации продуктов реакции и исходных веществ;
- составлять электронные конфигурации атомов, ионов, электронно-графические формулы атомов и молекул, определять тип химической связи;
- прогнозировать реакционную способность химических соединений и их физические свойства в зависимости от положения в Периодической системе химических элементов;
- теоретически обосновывать химические основы фармакологического эффекта и токсичности;
- смещать равновесия в растворах электролитов;
- применять правила номенклатуры неорганических соединений;

владеть

- основными законами химической науки о веществе;
- способами составления уравнений химических реакций;

- техникой выполнения экспериментов по общей и неорганической химии, в том числе экспериментального определения рН растворов с помощью индикаторов и приборов;
- способами проведения стехиометрических расчетов по уравнениям реакций;
- методами решения расчетных задач при выполнении лабораторных работ;
- навыками работы с химическими реактивами и оборудованием.

Учебник может быть использован для подготовки студентов медико-биологических факультетов по дисциплинам специальностей 30.05.01 «Медицинская биохимия» и 30.05.03 «Медицинская кибернетика», а также медицинских и фармацевтических колледжей.

Учебник может быть рекомендован также студентам лечебного и педиатрического факультетов для углубленного изучения отдельных разделов дисциплины «Химия».

Авторы выражают благодарность доценту С. Ю. Быликину (Открытый Университет, Великобритания), предоставившему ряд материалов, своим коллегам, всем сотрудникам кафедры химии, доценту Л. А. Павловой (кафедра организации фармацевтической деятельности РНИМУ им. Н. И. Пирогова), внимательно ознакомившейся с главой 10 и внесшей ряд важных предложений, а также старшему научному сотруднику Т. А. Шмиголь (отдел медицинской химии и токсикологии), нашедшей время ознакомиться с текстом рукописи и сделавшей много полезных и ценных замечаний. Авторы признательны также старшим преподавателям С. А. Артамкину и О. Б. Артамкиной за участие в технической подготовке учебника к изданию.

Авторы с пониманием и благодарностью примут все замечания и предложения по улучшению содержания учебника, которые просят направлять по адресу: 117997, Москва, ул. Островитянова, д. 1, РНИМУ им. Н. И. Пирогова, кафедра химии лечебного факультета.

Часть 1

ОБЩАЯ ХИМИЯ



Глава 1

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

В результате изучения содержания этой главы студент должен:

знать

- основные понятия химии, атомно-молекулярное учение;
- закон постоянства состава вещества, закон сохранения массы, закон Авогадро и следствия из него;

- понятия о растворах, способы выражения состава раствора;
- понятия эквивалента, фактора эквивалентности;

уметь

- осуществлять расчеты по формулам веществ, стехиометрические расчеты по уравнениям реакций;

- рассчитывать концентрации растворенных веществ;

владеть

- теоретическими основами атомно-молекулярного учения;
 - методами решения расчетных задач;
 - техникой выполнения химических экспериментов;
 - навыками работы с химическим оборудованием и реактивами.
-

1.1. Предмет изучения (химические определения)

В основе современной химии как науки лежит атомно-молекулярное учение. Его основные положения, формировавшиеся на протяжении нескольких веков, в современной трактовке сводятся к следующим.

- Все вещества состоят из атомов. Атомы различных видов отличаются массой и свойствами.

- Атомы могут объединяться в молекулы. Атомы и молекулы находятся в непрерывном движении, скорость которого возрастает с повышением температуры.

- Существуют вещества молекулярного и немолекулярного строения. У веществ с молекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллической решетки находятся молекулы (H_2O , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и др.). У веществ с немолекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллической решетки находятся атомы или ионы (алмаз, графит, NaCl и др.).

- Расстояния между молекулами зависят от агрегатного состояния вещества и от температуры. Наибольшие расстояния существуют между молекулами газов, наименьшие — в твердых веществах.

- Между молекулами действуют силы взаимного притяжения и отталкивания.

• При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических, как правило, разрушаются или видоизменяются.

Атом — мельчайшая *химически* неделимая частица вещества. Атом электрически нейтрален и представляет собой систему, состоящую из элементарных частиц — *протонов* и *нейтронов*, входящих в ядро атома (*нуклонов*), а также *электронов*, окружающих ядро, связанных сложными электромагнитными и другими взаимодействиями.

Молекула — мельчайшая электронейтральная частица вещества, сохраняющая его состав и химические свойства. Молекула может состоять из *одного* (инертные газы), *двух* (например, O_2) или *более* (например, $C_6H_{12}O_6$) атомов, характеризуется видом и числом входящих в нее атомов, а также определенной структурой.

Формульная единица вещества — это химическая частица (атом, молекула, катион, анион), а также любая совокупность химических частиц, передаваемая ее химической формулой, например: Na , H_2O , $NaCl$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и т.д.

Протон (p^+), масса $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг (1 а.е.м.), имеет положительный заряд $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл (условно +1).

Нейтрон (n^0), масса $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг (1 а.е.м.).

Электрон (e^-), масса покоя $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг (1/1836 а.е.м.), имеет отрицательный заряд $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл (условно -1).

Химический элемент — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Каждый элемент имеет свое название и свой символ.



Для каждого электронейтрального атома:

$$\begin{aligned} \text{Число протонов} &= \text{Заряд ядра } (Z) = \text{Число электронов} = \\ &= \text{Порядковый номер элемента.} \end{aligned}$$

Массовое число атома (A) равно сумме протонов (Z) и нейтронов (N):

$$A = Z + N;$$

$$\begin{aligned} \text{Массовое число} &\rightarrow {}^{56}_{26}\text{Fe}(26p^+, 26e^-, 30n^0), A = 56; Z = 26; N = 30. \\ \text{Заряд ядра} &\rightarrow \end{aligned}$$

Изотопы — разновидности атомов одного химического элемента, имеющие разные *массовые числа*.

Атомная масса химического элемента равна среднему значению масс всех его изотопов с учетом их распространенности в природе ($1,66 \cdot 10^{-24} \div \div 4,5 \cdot 10^{-22}$ г). Для удобства расчетов введена специальная единица измерения атомных масс, а именно 1 а.е.м.

Атомная единица массы (а.е.м.) — это 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C ($1,66 \cdot 10^{-24}$ г). Часто ее называют *дальтоном* (Да). 1 Да = 1 а.е.м.

Относительная атомная масса элемента (A_r) — отношение средней массы атома данного элемента для природного изотопного состава к 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r) — отношение средней массы молекулы данного вещества для природного изотопного состава входящих в него элементов к 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C . Относительная

молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс всех входящих в состав молекулы элементов, вычисляется по химической формуле вещества, например:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98.$$

Ион — заряженная частица, состоящая из одного или нескольких атомов. Положительно заряженные ионы называются *катионами* (H^+ , K^+ , NH_4^+ и др.), отрицательно заряженные — *анионами* (OH^- , Cl^- , NO_3^- и др.).

Простое вещество — вещество, состоящее из атомов одного элемента (O_2 , H_2 , Cl_2 и др.).

Аллотропия — способность элементов образовывать несколько простых веществ. Аллотропия может быть обусловлена различным числом атомов в молекуле (O_2 и O_3 и др.) или различием в строении кристаллической решетки, например, алмаз и графит.

Сложное вещество — вещество, состоящее из атомов разных элементов, например, H_2O , NaCl .

Моль — единица измерения количества вещества. Моль — это такое количество вещества, которое содержит столько же структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных элементов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C , а именно $6,022 \cdot 10^{23}$. Эта величина называется **числом Авогадро** ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$).

Молярная масса (M) — масса (в граммах) 1 моль-вещества. M численно равна A_r или M_r . Единица измерения — г/моль.

Закон постоянства состава вещества: всякое химически чистое вещество молекулярного строения имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа и места его получения.



Для веществ *немолекулярного строения* возможны небольшие отклонения от этого закона.

Закон сохранения массы: суммарная масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна суммарной массе веществ, образовавшихся в этой реакции.

Количества веществ, вступающих в химическую реакцию, и количества веществ, образующихся в результате этой реакции, соотносятся как коэффициенты в уравнении реакции.

Для записи реакции, протекающей между химическими веществами, используют **химические уравнения, или уравнения химической реакции**, под которыми понимают *условную* запись химической реакции с помощью химических формул, числовых коэффициентов и математических символов (рис. 1.1).

Уравнение химической реакции дает качественную и количественную информацию о химической реакции, реагентах и продуктах реакции; его составление основывается на законах стехиометрии, в первую очередь, законе сохранения массы веществ и количеств веществ элементов в химических реакциях. Кроме уравнений используются полные и краткие **схемы химических реакций** — условные записи, дающие представление о природе реагентов и продуктов, т.е. качественную информацию о химической реакции.

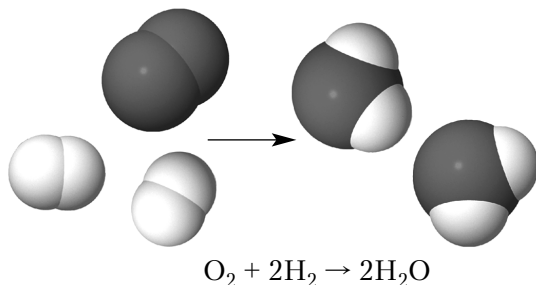


Рис. 1.1. Схема реакции, протекающей между химическими веществами

Эквивалент — это реальная или условная частица, которая соответствует переносу одного иона H^+ в кислотно-основной реакции или одного электрона в окислительно-восстановительной реакции, или единичному заряду иона, участвующего в химической реакции, не сопровождающейся изменением степеней окисления элементов.

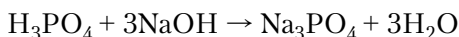
Фактор эквивалентности ($f_{\text{экр}}$) — число, показывающее, какая доля реальной частицы или формульной единицы соответствует одному эквиваленту.

Закон эквивалентов: количества веществ эквивалентов всех веществ, вступивших в химическую реакцию и образовавшихся в результате реакции, численно равны между собой.



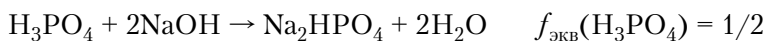
Следует учитывать, что эквивалент одного и того же вещества может меняться в зависимости от реакции, в которую оно вступает. Эквивалентом может являться как сама молекула или какая-либо другая формульная единица вещества, так и ее часть.

Например, в реакции

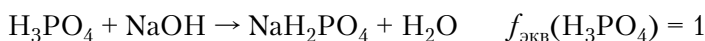


три атома водорода замещаются на атомы натрия; иначе говоря, в реакцию вступают три иона H^+ . В этом случае эквивалентом H_3PO_4 в этой реакции будет являться условная частица $1/3 \text{H}_3\text{PO}_4$, так как если одна молекула H_3PO_4 предоставляет три иона H^+ , то один ион H^+ соответствует $1/3$ молекулы H_3PO_4 . С другой стороны, в реакцию с одной молекулой ортофосфорной кислоты вступает три моль щелочи, которые отдают три иона OH^- , следовательно, один ион OH^- потребуется на взаимодействие с $1/3$ молекулы кислоты. Эквивалент щелочи — одна формульная единица NaOH .

Между H_3PO_4 и NaOH также могут происходить реакции с другим соотношением реагирующих веществ. При этом кислота будет иметь другие значения фактора эквивалентности:



Эквивалент фосфорной кислоты — $1/2$ молекулы H_3PO_4 .

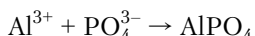
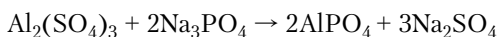


Эквивалент фосфорной кислоты — молекула H_3PO_4 .

Пример 1.1. Определите фактор эквивалентности перманганата калия, используемого в перманганатометрии для количественного определения восстановителей в кислой среде.

Решение. Перманганат ион восстанавливается в кислой среде по следующему уравнению: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$. С учетом переноса пяти электронов в этой полуреакции $f_{\text{эКВ}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$.

Пример 1.2. Определите фактор эквивалентности сульфата алюминия и фосфата натрия в реакции



Решение. Так как в составе формульной единицы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ содержатся два иона Al^{3+} , то $f_{\text{эКВ}}[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 1/(2 \cdot 3)$, или $1/6$; $f_{\text{эКВ}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 1/(1 \cdot 3) = 1/3$, так как в составе формульной единицы Na_3PO_4 содержится один ион PO_4^{3-} .

Молярная масса эквивалента ($M_{\text{эКВ}}$) — это масса одного моль эквивалента. Она равна произведению молярной массы вещества на фактор эквивалентности:

$$M_{\text{эКВ}} = M \cdot f_{\text{эКВ}}$$

Количество вещества эквивалента ($n_{\text{эКВ}}$) — это количество вещества, условной структурной единицей которого является эквивалент:

$$n_{\text{эКВ}} = n(\text{X})/f_{\text{эКВ}}$$

Закон Авогадро (*закон точен только для идеальных газов, в которых не учитываются межмолекулярные взаимодействия*): равные объемы различных газов при одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро

- Один моль любого газа занимает одинаковый объем при одинаковых условиях. Этот объем называется *молярным объемом* (V_m). При нормальных условиях ($0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$; $1\text{ атм} = 101,325\text{ кПа}$) он равен $22,4\text{ л/моль}$.

- Молярная масса любого газа может быть рассчитана по формуле $M = \rho \cdot 22,4$, где ρ — плотность газа при нормальных условиях (г/л или г/см^3 в системе Си).

- Отношение плотностей двух газов равно отношению их молярных масс. Это отношение называется *относительной плотностью* (D) первого газа по второму.

$$D = \rho_1/\rho_2 = M_1/M_2$$

- Объемы газов, вступающих в химическую реакцию и образующихся в результате этой реакции, измеренные при одинаковых давлении и температуре, соотносятся как коэффициенты в уравнении реакции.

1.2. Понятия о растворах

Растворы — это гомогенные (*однородные*) системы переменного состава, которые содержат два или более компонентов. Наибольшее значение в медицине имеют жидкие растворы, в которых растворителем является вода. Растворяемое вещество может быть в твердом, жидком или газообразном состоянии.

Процесс растворения является физико-химическим процессом, при котором происходит разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его между молекулами растворителя. Одновременно с этим осуществляется взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества (*сольватация*).

Растворимость — это способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Определяется природой вещества и растворителя, условиями осуществления процесса растворения: температурой, давлением. Существует правило — подобное растворяется в подобном. Так, полярные вещества растворяются в полярных растворителях (соли, кислоты, щелочи, низшие спирты — в воде), неполярные вещества растворяются в неполярных растворителях (жиры и масла — в углеводородах).

Насыщенный раствор — это раствор, который содержит максимально возможное количество растворяемого вещества при данных температуре и давлении.

Ненасыщенный раствор — это раствор, в котором при данных температуре и давлении возможно растворение дополнительного количества уже содержащегося в нем вещества.

Растворимость (s) характеризует насыщенный раствор и часто выражается как масса вещества, которую можно растворить в 100 г растворителя при данной температуре.

Существуют **различные способы выражения состава раствора**.

Массовая доля (ω) вещества X в растворе — это отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})}. \quad (1.1)$$



Допускается (в том числе в медицине и фармацевтике) выражать массовую долю в долях единицы, в процентах, % ($\omega \cdot 100$), в промилле, ‰ ($\omega \cdot 10^3$), в миллионных долях ($\omega \cdot 10^6$).

Пример 1.3. В 450 г воды растворили 50 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю кристаллогидрата, безводной соли и ионов меди в растворе.

Решение. Выразив массу раствора через массы растворителя (вода) и растворенного вещества, запишем:

$$\omega(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{50}{450 + 50} = 0,1 = 10\%.$$

Массовую долю безводной соли определим по уравнению

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{50 \cdot 160}{250} = 6,4\%,$$

а массовую долю ионов меди в растворе как

$$\omega(\text{Cu}^{2+}) = \frac{50 \cdot 64}{250} = 2,56\%.$$

Молярная концентрация (c) вещества X в растворе — отношение количества растворенного вещества, содержащегося в растворе, к объему раствора.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{(p-ра)}}$$

Обычно измеряется в моль/л. Вместо обозначения моль/л допускается обозначение «М». Например, 1М HCl — одномолярный раствор HCl; 0,1М — децимолярный раствор; 0,01М — сантимольярный раствор.

Молярная концентрация эквивалента $C(1/f_{\text{экр}})$ — это отношение количества вещества эквивалента в растворе к объему этого раствора.

$$C(1/f_{\text{экр}}) = \frac{n_{\text{экр}}}{V_{p-ра}} \text{ [моль/л]}.$$

Молярную концентрацию эквивалента в *аналитической химии* часто называют *нормальностью* и обозначают как «н», например, 0,2 н H₂SO₄.

Пример 1.4. Вычислите молярную концентрацию и нормальность раствора H₃PO₄ с массовой долей кислоты 49% и плотностью 1,33 г/мл. Фактор эквивалентности кислоты принять равным 1/3.

Решение. Приняв объем раствора за 1 л, найдем его массу как произведение объема на плотность:

$$1000 \text{ мл} \cdot 1,33 \text{ г/мл} = 1330 \text{ г}.$$

Преобразовав уравнение (1.1) в вид: $m(X) = (X) \cdot m(p-ра)$, рассчитаем массу фосфорной кислоты в растворе

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1330 \text{ г} \cdot 0,49 = 650 \text{ г}.$$

Количество вещества кислоты можно определить по формуле

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = m/M = 650/98 = 6,6 \text{ моль}.$$

Отсюда молярная концентрация кислоты в 1 л раствора

$$C(\text{H}_3\text{PO}_4) = n/V = 6,6 \text{ моль/л}.$$

Молярная концентрация эквивалента $C(1/3\text{H}_3\text{PO}_4)$ (или нормальность H₃PO₄) равна $6,6/(1/3) = 19,8 \text{ моль} \cdot \text{экр/л}$.

Массовая концентрация (c) вещества X в растворе — это отношение массы растворенного вещества, содержащегося в растворе, к объему раствора.

$$c(X) = \frac{m(X)}{V_{(p-ра)}}$$

Используется для веществ, количество вещества которых определить затруднительно (полимеры, природные субстанции), обычно измеряется в г/л.

Титр раствора (T) вещества X : массовая концентрация, выраженная в г/мл (используется в аналитической химии).

Молярная доля (χ) компонента X может быть определена как отношение количества вещества этого компонента к суммарному количеству вещества всех компонентов.

$$\chi(X) = n(X)/\sum n_i$$

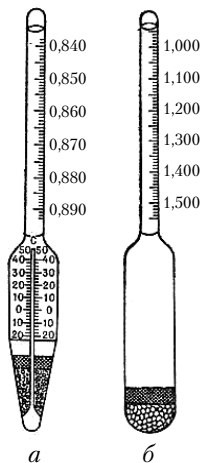


Рис. 1.2. Ареометры (градуированные в единицах плотности):

а — с термометром;
б — без термометра

Объемная доля (φ) компонента X — отношение объема этого компонента к суммарному объему раствора.

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V_{(p-pa)}}$$

Применяется для газовых смесей, а также для спиртосодержащих жидкостей.

В растворах, состоящих из одного растворенного вещества и растворителя, существует зависимость между плотностью раствора и его составом (при данной температуре) (табл. 1.1). Это дает возможность определять на практике составы таких растворов с помощью ареометра (рис. 1.2) (денсиметра, спиртометра, сахариметра, лактометра).

Таблица 1.1

Плотность водных растворов NaCl при 20°C

ω (NaCl), %	ρ , г/мл	ω (NaCl), %	ρ , г/мл	ω (NaCl), %	ρ , г/мл
0,00	1,000	5,50	1,038	11,00	1,078
0,50	1,003	6,00	1,041	11,50	1,082
1,00	1,005	6,50	1,045	12,00	1,086
1,50	1,009	7,00	1,049	12,50	1,089
2,00	1,013	7,50	1,053	13,00	1,093
2,50	1,017	8,00	1,056	13,50	1,097
3,00	1,020	8,50	1,060	14,00	1,101
3,50	1,024	9,00	1,063	14,50	1,105
4,00	1,027	9,50	1,067	15,00	1,109
4,50	1,031	10,00	1,071	15,50	1,113
5,00	1,034	10,50	1,074	16,00	1,116

1.3. Лабораторная работа «Приготовление растворов»

Вопросы и задания по теме лабораторной работы.

1. Что такое раствор? Из каких компонентов он состоит?
2. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными?
3. Что такое растворимость вещества?
4. С помощью каких методов осуществляется приготовление растворов в этой работе?
5. Как определяется плотность приготовленных растворов?
6. Как рассчитывается относительная ошибка в опыте 1?

Опыт 1. Приготовление раствора поваренной соли с заданной массовой долей из насыщенного раствора

Оборудование и реактивы: мерная колба на 100 мл, бюретка, ареометр, цилиндр, насыщенный раствор хлорида натрия.

Выполнение работы

1. Рассчитайте объем насыщенного раствора NaCl, необходимый для приготовления 100 мл раствора NaCl с заданной массовой долей. Для расчета необходимо воспользоваться табличными данными по плотности приготавливаемого раствора (см. табл. 1.1), а также данными по насыщенному раствору NaCl при 20°C: $\rho = 1,200$ г/мл, $s = 36,0$ г/100 г H₂O.

2. Рассчитанный объем насыщенного раствора с помощью бюретки переносят в пустую, промытую дистиллированной водой мерную колбу на 100 мл и затем разбавляют его до метки дистиллированной водой. Последние капли воды добавляют с особой осторожностью. Колбу закрывают пробкой и раствор тщательно перемешивают.

3. Приготовленный таким образом раствор должен иметь рассчитанную массовую долю, которую можно проверить по его плотности с помощью ареометра. Для этого пустой цилиндр ополаскивают 3–5 мл приготовленного раствора, затем наливают в него достаточное (для свободного перемещения ареометра) количество раствора, и опускают в раствор чистый сухой ареометр.

4. Рассчитайте относительную ошибку, которая не должна превышать 2%. Отношение абсолютной ошибки к измеряемой величине называется относительной ошибкой ($\Delta x/x_{\text{ист}}$). Абсолютной ошибкой определения (Δx) называют отклонение результата отдельного измерения от истинного значения $\Delta x = x_{\text{ист}} - x_{\text{экс}}$.

5. Рассчитайте молярную концентрацию, моляльность, молярную долю и титр NaCl для приготовленного раствора.

Опыт 2. Приготовление водного раствора из навески твердого вещества

Оборудование и реактивы: электронные весы, воронка, колба на 100 мл, кальцинированная сода, дистиллированная вода.

Выполнение работы

1. Рассчитайте необходимую массу соды для приготовления 100 мл 0,1 М раствора.

2. Отвесьте на электронных весах рассчитанное количество соды с точностью до 0,01 г.

3. Высыпьте через воронку отвешенную соду в мерную колбу на 100 мл и тщательно смойте с воронки оставшуюся на ней соду. Навеску в колбе растворите в воде, добавляя воду и перемешивая жидкость легким круговым движением колбы. Объем воды не должен превышать 2/3 объема колбы. Доведите объем раствора до 100 мл, добавляя последние капли воды из пипетки. Колбу закройте пробкой и хорошо перемешайте раствор.

4. Определите плотность приготовленного раствора (г/мл), для чего во взвешенный бюкс отмерьте пипеткой 10 мл приготовленного раствора и взвесьте бюкс с раствором. По результатам взвешивания рассчитайте плотность приготовленного раствора.

5. Рассчитайте массовую долю в % растворенного вещества.

Вопросы и задания для самоконтроля

1. Объясните, чем масса атома отличается от относительной атомной массы.
2. Какая молекула имеет наибольшую массу: CO_2 , N_2O , SO_2 , H_2S ?
3. Определите количество вещества сульфата алюминия массой 17,1 г.
4. Сколько атомов фосфора содержится в молекуле P_4 массой 248 г?
5. Какую массу имеют $1,55 \cdot 10^{23}$ молекул воды?
6. Какую массу имеет азот объемом 15 л при нормальных условиях?
7. Сколько молекул содержится в газообразном хлоре объемом 2 л при нормальных условиях (н.у.)?
8. Определите относительную плотность сероводорода по кислороду.
9. Какой объем воды необходимо взять, чтобы из 45 г сульфата натрия приготовить 20%-ный раствор соли?
10. Какая масса хлорида калия содержится в 0,4 л его 0,3 М раствора?
11. В воде объемом 2 л растворили хлороводород объемом 320 л (н.у.). Рассчитайте массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.
12. Какой объем 96%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 мл 15%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,10$ г/мл)?
13. Определите фактор эквивалентности вещества, указанного в уравнениях реакций первым:
 - а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 \rightarrow 3\text{BaSO}_4 + 2\text{AlCl}_3$;
 - в) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$.
14. Определите количества вещества эквивалента в данных веществах:
 - а) 9,8 г H_2SO_4 в реакции $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) 28 г KOH в реакции $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - в) 5,3 г Na_2CO_3 в реакции $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + 2\text{NaCl}$.
15. Для полной нейтрализации раствора серной кислоты объемом 42 мл потребовалось 14 мл 0,3 н раствора щелочи. Какова молярная концентрация серной кислоты в исходном растворе?