

Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
"Брестский государственный технический университет"
Кафедра инженерной экологии и химии

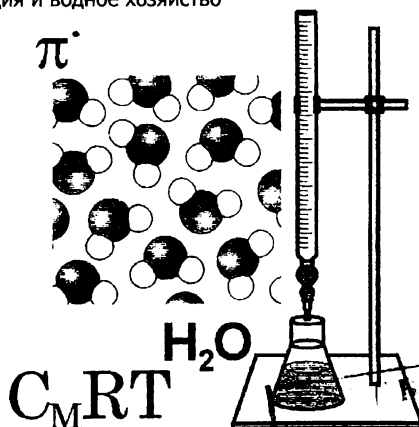
МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам по курсу «Химия»

по теме «Растворы. Производство растворимости»

для студентов специальностей:

- 36 01 01 "Технология машиностроения",
- 36 01 03 "Технология и оборудование машиностроительного производства",
- 37 01 06 "Техническая эксплуатация автомобилей",
- 40 02 01 "Вычислительные машины, системы и сети",
- 53 01 01 "Автоматизация технологических процессов и производств",
- 70 01 01 "Производство строительных изделий и конструкций",
- 70 02 01 "Промышленное и гражданское строительство",
- 70 03 01 "Автомобильные дороги",
- 70 04 03 "Водоотведение, водоснабжение и охрана водных ресурсов",
- 74 05 01 "Мелиорация и водное хозяйство"



Брест
2003

УДК 541.4+543.32

Методические указания содержат теоретическую информацию об основных методах выражения состава растворов, коллигативных свойствах растворов, антифризах. Кратко рассмотрены процессы, протекающие при растворении химических соединений, а также условия образования осадка малорастворимых солей. В методические указания включено описание опытов к лабораторным работам «Приготовление растворов заданной концентрации» и «Произведение растворимости», а также правила работы с мерной посудой и ареометрами. Пособие содержит контрольные задания для самостоятельной работы студентов.

Составитель: Халецкий В.А., доцент
Кафедра инженерной экологии и химии
Брестский государственный технический университет

Рецензенты: Российский химико-технологический университет им. Д.И. Менделеева
(г. Москва, Российская Федерация)
Кафедра химической технологии пластических масс
Киреев В.В., д.х.н., профессор, зав. кафедрой

Ярославский государственный технический университет
(г. Ярославль, Российская Федерация)
Кафедра общей и физической химии
Мальшева З.Г., к.х.н., доцент

1. РАСТВОРЫ

1.1. Основные понятия

Раствором называется термодинамически устойчивая гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или большего числа компонентов.

Составными частями раствора являются растворитель и растворенное вещество. Компонент, в среде которого равномерно распределено растворенное вещество, называется растворителем. Агрегатное состояние растворителя при образовании раствора не изменяется. Если раствор состоит из двух жидких веществ, способных неограниченно смешиваться между собой, понятия растворитель и растворенное вещество трудно разграничить. Растворителем в этом случае считается компонент, которого больше.

Для выражения состава раствора используют отношение массы (или количества) растворенного вещества к массе (или объему) раствора (или растворителя).

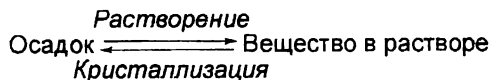
Растворы бывают жидкие, твердые и газообразные. Наибольшее практическое значение имеют жидкие растворы.

Растворы с размером частиц менее 10^{-9} м называются *истинными* растворами. Они состоят из молекул, атомов или ионов растворенного вещества и растворителя. Данные растворы представляют собой гомогенные системы, внутри которых отсутствуют поверхности раздела. Все части истинного раствора однородны по составу и свойствам.

Истинные растворы следует отличать от гетерогенных систем: коллоидных растворов и суспензий/эмульсий. Коллоидные растворы (размер частиц от 10^{-9} м до 10^{-7} м) образуют вещества с очень большими молекулами - макромолекулами (белки, синтетические полимеры и т.д.) или агрегаты ионов или молекул малорастворимых соединений. Суспензии и эмульсии являются грубодисперсными системами (размер частиц более 10^{-7} м) и представляют собой взвесь твердого вещества в жидкости, либо одного жидкого вещества в другом соответственно. В отличие от истинных растворов частицы растворенных веществ в гетерогенных системах можно наблюдать с помощью оптических методов (микроскопия), а в ряде грубодисперсных систем и визуально. В дальнейшем в данном методическом руководстве под термином "растворы" следует понимать только истинные растворы.

1.2. Процесс растворения. Строение растворов

Растворение твердых веществ в жидкостях можно представить следующим образом. Под влиянием растворителя от поверхности твердого вещества постепенно отрываются молекулы или ионы и в результате диффузии равномерно распределяются по всему объему раствора. Процесс растворения носит обратимый характер, т.е. параллельно с растворением идет кристаллизация растворенного вещества. Причем скорость кристаллизации увеличивается по мере увеличения концентрации раствора. В определенный момент времени скорость растворения вещества становится равной скорости его кристаллизации, т.е. сколько частиц вещества будет переходить в раствор в единицу времени, столько же частиц будет и выделяться. Наступает динамическое равновесие:



Концентрация раствора в данных условиях перестает увеличиваться и раствор становится насыщенным. *Насыщенным* называется раствор, находящийся в динамическом равновесии с избытком растворенного вещества.

Частицы в растворе удерживаются в жидкой фазе силами нековалентных взаимодействий. При этом в растворе можно выделить три типа взаимодействий:

- а) между частицами растворителя;
- б) между частицами растворенного вещества и частицами растворителя;
- в) между частицами растворенного вещества.

Первые два типа взаимодействий характерны для любого раствора. Третий тип взаимодействия становится ощутимым лишь в растворах высокой концентрации. В разбавленном растворе при низкой концентрации растворенного вещества частицы последнего практически не встречаются друг с другом, и взаимодействие между ними практически не оказывает значительного влияния на свойства раствора. Раствор, в котором можно пренебречь взаимодействием частиц растворенного вещества называется *предельно разбавленным раствором*. В случае растворов, образованных веществами имеющими сходную химическую природу и близкие размеры частиц, закономерности характерные для предельно разбавленных растворов сохраняются и для высоких концентраций. Растворы такого типа называются *идеальными*.

Слой молекул растворителя прилегающий к частице растворенного вещества называется *сольватной оболочкой*. Образование этой оболочки называется *сольватацией* растворенного вещества. Частица растворенного вещества вместе с сольватной оболочкой называется *сольватом*, или в случае водных растворов *гидратом*.

Сольват имеет специфическую структуру даже в том случае, когда между растворенным веществом и растворителем существуют только Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия. Если же между частицами растворенного вещества и растворителя существует специфическое взаимодействие, например, образование водородной связи, говорят о *специфической сольватации*.

1.3. Термодинамика процесса растворения.

Растворение веществ сопровождается тепловым эффектом, т.е. либо поглощением, либо выделением энергии. Количество тепла, выделяющееся или поглощающееся при растворении одного моля вещества называется *теплотой растворения*.

При растворении в жидкостях твердых веществ протекает два основных процесса. Во-первых, разрушается кристаллическая решетка вещества, что сопровождается поглощением энергии. Во-вторых, образуются сольваты, что сопровождается выделением энергии. В большинстве случаев растворение твердых веществ - эндотермический процесс ($\Delta H > 0$), протекающий с увеличением энтропии ($\Delta S > 0$). По этой причине с увеличением температуры растворимость большинства твердых веществ в жидкостях возрастает.

Растворение в жидкостях газов или других жидкостей обычно сопровождается выделением теплоты ($\Delta H < 0$). Энтропия при растворении газов уменьшается ($\Delta S < 0$).

1.4. Основные способы выражения состава растворов

Способ выражения состава	Обозначение	Определение	Расчетная формула	Размерность
<i>Основной способ выражения состава</i>				
Молярная концентрация	C_M (C; M)	Число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора	$C_M = \frac{n_{p.v-va}}{V_{p-ra}}$	моль/л
<i>Дополнительные способы выражения состава</i>				
Массовая доля (процентное содержание по массе)	ω ($C_{\%mass.}$)	Число граммов растворенного вещества, содержащегося в 100 граммах раствора	$\omega = \frac{m_{p.v-va}}{m_{p-ra}} \cdot 100\%$	безразмерная величина, часто выражают в %
Эквивалентная концентрация (молярная концентрация эквивалентов, нормальность)	C_N (N)	Число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора	$C_N = \frac{n_{\text{Э } p.v-va}}{V_{p-ra}}$	моль-эquiv/л
Моляльная концентрация (моляльность)	C_m	Число молей растворенного вещества, приходящихся в 1 кг (1000 г) растворителя	$C_m = \frac{n_{p.v-va}}{m_{p-ля}}$	моль/кг
Молярная доля растворенного вещества	$n_{p.v-va}$	Отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей растворенного вещества и растворителя	$n_{p.v-va} = \frac{n_{p.v-va}}{n_{p.v-va} + n_{p-ля}}$	безразмерная величина

Примечания: 1) Молярную концентрацию вещества часто обозначают в виде химической формулы вещества, заключенной в квадратные скобки, например, $C_M(\text{HCl}) = [\text{HCl}]$;

2) Размерность молярной концентрации часто обозначают только одной буквой М, например $C_M(\text{NaOH}) = 0.5 \text{ моль/л} = 0.5\text{M}$;

3) Размерность эквивалентной концентрации часто обозначают только одной буквой N, например $C_N(\text{HBr}) = 2 \text{ моль-эquiv/л} = 2\text{N}$;

4) Массовую долю микропримесей иногда выражают в тысячных долях (промиллях) – ‰ и в миллионных долях – pp.m.

1.5. Коллигативные свойства растворов

К коллигативным относятся такие свойства растворов, которые определяются только концентрацией растворенного вещества и не зависят от химического состава раствора. Коллигативные свойства относятся только к растворам, содержащим *нелетучие* растворимые вещества.

1. Понижение температуры замерзания раствора. При понижении температуры в чистом растворителе происходит постепенное уменьшение кинетической энергии частиц. Силы притяжения становятся преобладающими. Поэтому при определенной температуре ($T_{кр}$) все частицы оказываются фиксированными в определенных положениях - узлах кристаллической решетки. В растворах же частицы растворенного вещества препятствуют образованию строго упорядоченной кристаллической структуры. В результате температура замерзания раствора оказывается меньше, чем у чистого растворителя.

Понижение температуры замерзания раствора ($\Delta T_{кр}$) определяется из соотношения:

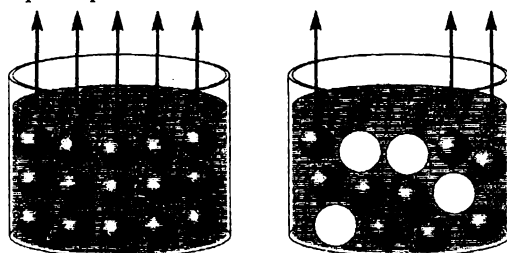
$$\Delta T_{кр} = K \cdot C_m, \quad (1.1)$$

где K - криоскопическая постоянная растворителя, C_m - моляльная концентрация раствора. Криоскопическая постоянная определяется природой растворителя. Ее значения для некоторых растворителей приведены в табл. 1.1.

Таблица 1.1. Криоскопические постоянные некоторых растворителей.

Вещество	Диэтиловый эфир	Вода	Уксусная кислота	Бензол	Циклогексан	Камфора
$K, K \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{кг}$	1.73	1.86	3.90	5.12	20	40

2. Понижение давления насыщенного пара растворителя. Частицы чистого растворителя могут переходить в газовую фазу со всей поверхности жидкости, а в растворе частицы растворенного вещества затрудняют такой переход (рис. 1.1). Поскольку растворимое вещество нелетуче, то давление пара создается исключительно частицами растворителя и, следовательно давление насыщенного пара над раствором будет меньше, чем над чистым растворителем.



Чистый растворитель

Раствор



Частица растворителя



Частица растворенного вещества

Рис. 1.1 Схема, иллюстрирующая причину понижения давления насыщенного пара растворителя над раствором.

Понижение давления насыщенного пара растворителя (Δp) можно определить по закону Рауля:

$$\Delta p = N_{p,в-ва} \cdot p^0, \quad (1.2)$$

где $N_{p,в-ва}$ – молярная доля растворенного вещества, p^0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем. Значения p^0 для воды в зависимости от температуры приведены в табл. 1.2.

Таблица 1.2. Давление насыщенного водяного пара, находящегося в равновесии с водой.

T, °C	p^0 , кПа	t, °C	p^0 , кПа	t, °C	p^0 , кПа
10	1.2270	18	2.062	25	3.166
12	1.4014	20	2.337	26	3.360
14	1.597	22	2.642	28	3.778
16	1.817	24	2.982	30	4.241

3. Повышение температуры кипения раствора. Как уже было показано выше, частицы растворенного вещества мешают молекулам растворителя покидать поверхность раствора. По этой причине не только понижается давление насыщенного пара, но и повышается температура кипения раствора.

Повышение температуры кипения раствора ($\Delta T_{кип}$) определяется из соотношения:

$$\Delta T_{кип} = E \cdot C_m, \quad (1.3)$$

где E – эбуллиоскопическая постоянная растворителя, C_m – молярная концентрация раствора. Эбуллиоскопическая постоянная определяется природой растворителя. Ее значения для ряда растворителей приведены в табл. 1.3.

Таблица 1.3. Эбуллиоскопические постоянные некоторых растворителей.

Вещество	Диэтиловый эфир	Вода	Уксусная кислота	Бензол	Циклогексан	Камфора
$E, K \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{кг}$	2.02	0.51	3.07	2.57	2.75	6.09

4. Осмотическое давление. Осмосом называется самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану из разбавленного раствора или чистого растворителя в более концентрированный раствор. Полупроницаемой называется мембрана, которая пропускает частицы растворителя, но непроницаема для частиц растворенного вещества. *Осмотическим давлением* (π) называется давление, которое нужно приложить к концентрированному раствору, чтобы воспрепятствовать переносу растворителя через полупроницаемую мембрану. Для расчета осмотического давления используется закон Вант-Гоффа:

$$\pi = C_m \cdot R \cdot T, \quad (1.4)$$

где C_m – молярная концентрация раствора, R – универсальная газовая постоянная ($R = 8.31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$), T – температура в К ($T = t + 273$).

При решении задач на расчет осмотического давления важно правильно учесть размерность величин. Для того, чтобы получить значение π в паскалях, размерность концентрации должна быть выражена в моль/м³ (1 моль/м³ = 1000 моль/л).

В случае растворов, содержащих диссоциирующие вещества коллигативные свойства проявляются наиболее сильно. Фактор, учитывающий распад электролитов в растворах на ионы называется *изотоническим коэффициентом Вант-Гоффа (i)*. Он показывает во сколько раз увеличилось общее количество частиц растворенного вещества в результате диссоциации. Поэтому в случае электролитов для расчета коллигативных свойств следует использовать следующие формулы:

$$\Delta T_{\text{кр}} = i \cdot K \cdot C_m \quad \Delta T_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m \quad \pi = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$$

$$\Delta p = p^0 \frac{i \cdot n_{\text{р.в-ва}}}{n_{\text{р-ля}} + i \cdot n_{\text{р.в-ва}}},$$

где $n_{\text{р.в-ва}}$ – число молей растворенного вещества, $n_{\text{р-ля}}$ – число молей растворителя.

1.6. Антифризы

Антифризами называются жидкости, применяемые для охлаждения двигателей внутреннего сгорания, радиоэлектронной аппаратуры, промышленных теплообменников и других установок, работающих при температуре ниже 0°C. Антифризы должны удовлетворять ряду специфических требований: иметь низкую температуру замерзания, высокую теплоемкость и теплопроводность, небольшую вязкость при низких температурах, малую вспениваемость, высокую температуру кипения и воспламенения. Кроме того, антифризы не должны вызывать разрушения конструкционных материалов, из которых изготовлены детали систем охлаждения.

Основу большинства современных антифризов составляют смеси, содержащие в качестве основного компонента двухатомный спирт – этиленгликоль. По традиции такие антифризы в странах СНГ называют «тосолами». Их большим преимуществом является малая стоимость и низкая температура замерзания. Так, смеси, в состав которых входит 66.7% этиленгликоля и 23.3% воды, замерзают при температуре -75°C. К свойствам антифризов предъявляются жесткие требования. Отечественные антифризы должны соответствовать стандарту ГОСТ 28084-89 «Жидкости охлаждающие низкотемпературные», в котором регламентируется плотность, температура замерзания, pH и другие показатели. Хороший антифриз должен иметь срок службы не менее 5 лет.

Несмотря на ряд преимуществ антифризов на основе этиленгликоля имеют значительные недостатки и, прежде всего, высокую коррозионную активность. По этой причине в них добавляют ингибиторы коррозии Na_2HPO_4 , Na_2MoO_4 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, KNO_3 , декстрин, бензоат калия и другие вещества. В качественные антифризы, помимо этиленгликоля и воды, входит до 40 специальных добавок.

Большим недостатком этиленгликоля является также его высокая токсичность. Для человека смертельной может оказаться доза чуть больше 50 мл. Этиленгликоль поражает в первую очередь почки и центральную нервную систему. Чтобы не допустить случайного потребления антифриза, в его состав обязательно вводят специальные красители, причем в разных странах традиционно используются различные цвета, например в Беларуси и Российской Федерации – синий или светло-зеленый, в Германии – темно-зеленый, в Италии – красный.

В последнее время разработаны антифризы, в которые помимо этиленгликоля, входят другие органические соединения и, прежде всего, пропиленгликоль, глицерин, этилкарбитол. Их важнейшие свойства приведены в табл. 1.4.

Таблица 1.4. Свойства веществ - компонентов антифризов

Вещество	Химическая формула	Температура заморозания, $t_{кр}, ^\circ\text{C}$	Температура кипения, $t_{кип}, ^\circ\text{C}$	Плотность, $\rho, \text{г/см}^3$
Этиленгликоль	$\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	-12.7	197.6	1.1088
Пропиленгликоль	$\text{HOCH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$	-60	189	1.0361
Глицерин	$\text{HOCH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$	17.9	290	1.260
Этилкарбитол	$\text{C}_2\text{H}_5(\text{OCH}_2\text{CH}_2)_2\text{OH}$	-78	202.7	0.9890

1.7. Производство растворимости

Значительная часть солей неорганических кислот (сульфиды, карбонаты, фосфаты переходных металлов и ряд других) малорастворимы в воде. Поскольку большинство таких солей являются сильными электролитами, то в растворе они находятся в виде ионов. Таким образом малорастворимая соль состава Met_xAn_y в воде будет полностью диссоциирована на катионы металла Met^{n+} и анионы кислотного остатка An^{m-} , которые будут находится в равновесии с твердой фазой (осадком Met_xAn_y):



В соответствии с законом действующих масс можно записать константу равновесия данной реакции:

$$K = \frac{[\text{Met}^{n+}]^x [\text{An}^{m-}]^y}{[\text{Met}_x\text{An}_y]} \quad (1.6)$$

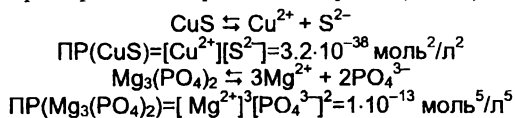
где $[\text{Met}^{n+}]$ – молярная концентрация катионов металла, $[\text{An}^{m-}]$ – молярная концентрация анионов кислотного остатка, $[\text{Met}_x\text{An}_y]$ – молярная концентрация соли.

Поскольку в силу малой растворимости концентрация соли практически не изменяется, ее значение можно считать постоянной величиной. Поэтому уравнение (1.6) можно переписать в виде:

$$[\text{Met}^{n+}]^x [\text{An}^{m-}]^y = \text{const} = \text{PP} \quad (1.7)$$

Т.е. в насыщенном растворе малорастворимой соли произведение концентраций ионов при данной температуре и давлении является величиной постоянной. Данная величина называется *произведением растворимости* и обозначается ПР. В зарубежной литературе принято обозначение L_p или S_p . Значения ПР для различных солей определяются экспериментально и заносятся в химические справочники.

Произведение растворимости имеет размерность, которая зависит от состава соли и пропорциональна размерности молярной концентрации (моль/л):



В справочниках размерность ПР как правило не указывается.

Анализ значения произведения растворимости позволяет ориентировочно оценить, выпадет ли в данных условиях осадок данного вещества или нет. Для этого необходимо концентрацию ионов подставить в выражение (1.7) и сравнить полученное произведение с табличным значением ПР для данной соли. *Условием образования осадка является превышение произведения концентрации ионов в степенях соответствующих стехиометрическим коэффициентам малорастворимого электролита над его произведением растворимости.*

1.8. Процессы растворения минеральных вяжущих веществ

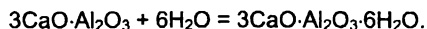
Минеральные вяжущие вещества – это тонко измельченные порошкообразные материалы (цементы, гипс, известь и др.), образующие при смешении с водой пластичную массу, затвердевающую в прочное камневидное тело и связывающую частицы твердых заполнителей и арматуру в монолитное целое.

Растворение и кристаллизация вяжущих веществ имеет много общего с аналогичными процессами для малорастворимых неорганических солей и подчиняется тем же закономерностям. Так, скорость растворения вяжущих увеличивается с ростом температуры и с увеличением степени дисперсности материала, т.е. тонкости помола. Как и в случае неорганических солей при растворении вяжущих происходит их диссоциация (как правило, с образованием ионов кальция, силикатных и алюминатных анионов).

Таблица 1.5. Растворимость в воде некоторых вяжущих веществ и продуктов их гидратации

Вещество	Химическая формула	t, °C	Растворимость, моль/л
<i>Вяжущие вещества</i>			
Жженный гипс (гемигидрат)	CaSO ₄ ·0.5H ₂ O	20	0.06
		40	0.05
		60	0.04
Целит C ₃ A	3CaO·Al ₂ O ₃	20	0.0071
		40	0.0076
		60	0.0078
Алит C ₃ S	3CaO·SiO ₂	10	0.0015
		20	0.0015
Белит C ₂ S	β-2CaO·SiO ₂	20	0.0011
		40	0.0012
<i>Продукты гидратации вяжущих веществ</i>			
Гипс	CaSO ₄ ·2H ₂ O	20	0.0153
		40	0.0154
Гиллебрандит	2CaO·SiO ₂ ·aq	20	0.0011
Ксонотлит	CaO·SiO ₂ ·aq	25	0.0002
Тоберморит	5CaO·6SiO ₂ ·aq	25	0.0002

Однако вяжущие вещества обладают рядом особенностей, среди которых важнейшей является их термодинамическая неустойчивость – метастабильность, связанная с технологией получения. Также вяжущие материалы образуют растворы, пересыщенные по отношению к конечным продуктам гидратации. Поэтому при взаимодействии с водой вяжущие материалы постепенно растворяются в воде, и одновременно из полученного раствора начинается кристаллизация новых веществ – *гидратов*, продуктов химического взаимодействия вяжущих с водой. Например, один из компонентов цементного клинкера (*целит*) взаимодействует с водой по уравнению:



Причем, как видно из таблицы 1.5 гидраты имеют меньшую растворимость, чем исходные вяжущие вещества. Конечные продукты гидратации совместно с первоначальными частицами создают своеобразную структуру, в которой протекают процессы дальнейшей кристаллизации, ведущей к схватыванию и твердению вяжущих.

Таким образом, процессы гидратационного твердения минеральных вяжущих представляют собой совокупность последовательно протекающих процессов растворения исходных веществ и кристаллизации новых соединений в форме гидратов.

Минеральные вяжущие вещества являются основой современной строительной промышленности, и поэтому понимание механизма их твердения является принципиально важным для будущего инженера-строителя. Более подробно вяжущие вещества будут изучаться в курсе специальных дисциплин.

2. ТЕХНИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1. Работа с мерной посудой и ареометрами

При проведении лабораторных работ используется химическая посуда, изготовленная из специальных сортов стекла. Данная посуда выдерживает воздействие химических реагентов, колебания температуры. Для приготовления растворов необходимо уметь правильно обращаться с мерной посудой и ареометрами.

1. Мерные цилиндры. Служат для отмеривания с небольшой точностью объемов жидкости. Они представляют собой толстостенные градуированные стеклянные цилиндры с широкой подставкой для их устойчивости (рис. 2.1.а). Мерные цилиндры бывают различной емкости - от 10 мл до 2 л. Объем при градуировке цилиндров как правило указывается в миллилитрах.

☑ **Правила работы.** Необходимо наполнить цилиндр жидкостью до объема немного меньше требуемого. Затем добавляя жидкость по каплям довести объем до необходимого уровня.

В случае прозрачной жидкости уровень следует отмеривать по нижнему краю мениска, глядя на цилиндр сбоку на уровне мениска (рис. 2.1.б).



Рис. 2.1. Мерный цилиндр:

а - общий вид; б - измерение уровня жидкости по нижнему краю мениска (для жидкостей, смачивающих стекло)

2. Мерные колбы. Служат для приготовления растворов точной концентрации (молярной и эквивалентной). Они представляют собой плоскодонные колбы с длинным узким горлышком, на котором нанесена кольцевая метка (черта) (рис. 2.2). Мерные колбы бывают различной емкости - от 25 мл до 2 л.

☑ **Правила работы.** Необходимо наполнить мерную колбу жидкостью таким образом, чтобы уровень был немного ниже кольцевой метки. Затем по каплям довести объем жидкости точно до метки.



Рис. 2.2. Мерная колба

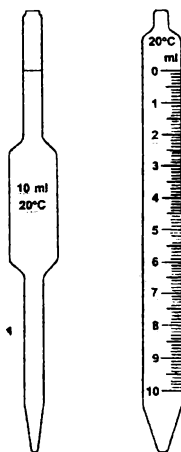


Рис. 2.3. Пипетки:
а – пипетка Мора,
б – трубчатая калиброванная пипетка

3. Пипетки. Предназначены для точного отбора небольших объемов жидкости. На практике чаще используются пипетки двух типов: с расширением (пипетка Мора) и трубчатые калиброванные (рис. 2.3). Пипетки бывают различной емкости, как правило, от 1 до 25 мл.

☑ **Правила работы.** Для наполнения пипетки следует опустить ее нижним концом в раствор и осторожно засосать его с помощью резиновой груши несколько выше уровня метки. При этом необходимо следить, чтобы нижний конец пипетки всегда находился в растворе. После этого верхний конец пипетки быстро закрыть указательным пальцем, а излишки жидкости выпустить при небольшом ослаблении нажима пальца. Когда нижний уровень раствора дойдет до метки, закрыть плотно верхнее отверстие пальцем. Под пипетку поставить стакан и выпустить в него раствор, убрав палец и касаясь нижним концом пипетки стенки стакана. При этом в оттянутом конце должна оставаться капля жидкости, не вытекающая при открытом верхнем отверстии.

4. Бюретки. Служат для отмеривания точных объемов жидкостей. Обычные бюретки представляют собой длинные узкие, градуированные на десятые доли миллилитра стеклянные трубки (рис. 2.4). Нижняя часть трубки переходит в узкую трубку, которая заканчивается оттянутым концом. Для спуска жидкости имеются краны. Вместо крана может использоваться металлический зажим или шарик, вставленный в резиновую трубку и пропускающий жидкость лишь при нажатии на него рукой. Емкость бюреток - от 1 до 100 мл.

☑ **Правила работы.** Укрепить бюретку вертикально в лапке штатива и при помощи воронки залить требуемым раствором. При этом воронку нужно слегка приподнимать рукой, чтобы между ней и бюреткой оставался небольшой зазор для выхода воздуха. После этого подставить под бюретку стакан и заполнить нижнюю часть ее жидкостью, для чего полностью открыть кран или зажим. Как только жидкость заполнит нижнюю часть, закрыть кран или зажим. Долить раствором выше нулевого деления и

осторожно выпустить излишек жидкости до начального деления. Следить, чтобы в нижней трубке с оттянутым концом не было воздуха.

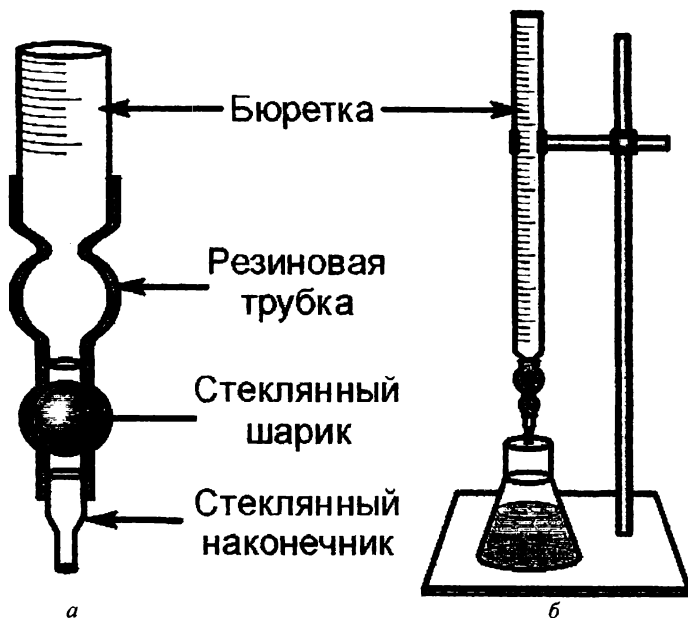


Рис. 2.4. Бюретка:
а - устройство бескрановой бюретки, б - общий вид

5. Ареометры. Предназначены для определения относительной плотности жидкостей. Ареометр представляет собой стеклянную трубку в нижней части которой находится расширение, заполненное свинцовой дробью, ртутью или другим веществом. Внутри трубки имеется шкала с делениями, показывающими значения плотности в г/см^3 (рис. 2.5). Промышленностью выпускаются также наборы ареометров, состоящие из нескольких приборов с различными диапазонами измерения. Разновидностью ареометра является *спиртомер*, у которого вместо значений плотности на шкале нанесены деления, показывающие массовую долю спирта в процентах.

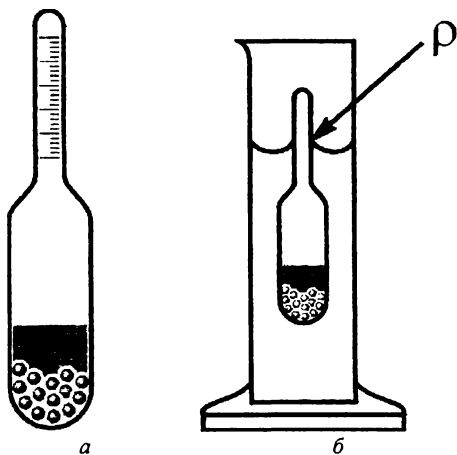


Рис. 2.5. Ареометр:
а - общий вид, б - измерение плотности жидкости с помощью ареометра

☑ *Правила работы.* Для определения плотности ареометром необходимо в стеклянный цилиндр налить исследуемую жидкость. Затем в жидкость осторожно опускают ареометр, придерживая его рукой, пока не станет очевидным, что он плавает. Ареометр ни в коем случае не должен касаться стенок цилиндра. Когда ареометр установится, проводят отсчет по делениям шкалы по нижнему мениску жидкости.

2.2. Техника безопасности

При выполнении лабораторных работ студент должен уметь правильно обращаться со стеклянной химической посудой, соблюдать особую осторожность при работе с токсичными и едкими веществами, знать меры первой доврачебной помощи.

При выполнении лабораторной работы студент должен уметь правильно обращаться с химической посудой, соблюдать особую осторожность при работе с токсичными и едкими веществами, знать меры первой медицинской помощи.

1. Работа со стеклянной посудой. Основным травмирующим фактором при работе со стеклянной химической посудой являются острые осколки стекла, способные вызвать порезы тела работающего. По этой причине следует соблюдать особую осторожность при использовании такой посуды. Если же во время работы стеклянная посуда все таки разбилась, то необходимо предпринять следующие меры.

☑ *Первая помощь.* При порезах рук или других частей тела стеклом следует удалить из раны мелкие осколки, после чего промыть ее 2%-ным раствором перманганата калия или этиловым спиртом (или другим антисептиком), смазать края раны йодной настойкой и забинтовать. Ни в коем случае не промывать порез водой! При попадании осколков стекла в глаза и в случаях тяжелых ранений (особенно при порезах артерий) после оказания первой помощи немедленно вызвать врача.

При уборке рабочего места осколки разбитой посуды во избежание порезов нельзя собирать голыми руками, нужно использовать щетку и совок.

2. Токсические свойства соединений, используемых в лабораторной работе и меры неотложной помощи при поражении ими.

Серная кислота (H_2SO_4). Представляет опасность (вызывает сильные химические ожоги) как при внешнем воздействии, так и при попадании вовнутрь.

☑ *Первая помощь.* При попадании кислоты на кожу место поражения немедленно промыть большим количеством воды, продолжительность обмывания 10-15 минут. Затем пораженное место обработать 2%-ным раствором питьевой соды. В случае поражения глаз - обильное промывание водой в течение 10-15 минут. При попадании кислоты вовнутрь - обильное питье, вызывать рвоту. Обратиться за помощью в медицинское учреждение.

Гидроксид натрия ($NaOH$). При попадании на кожу, слизистые оболочки и, особенно, в глаза щелочи и ее растворов возникают сильные химические ожоги.

☑ *Первая помощь.* При попадании на кожу растворов щелочи необходимо быстро промыть пораженное место большим количеством воды в течение 10-15 мин. Затем на обожженное место положить примочку 2%-ного раствора уксусной кислоты. При попадании растворов в глаза - немедленное интенсивное промывание водой в течение длительного времени.

Хроматы и дихроматы. Хромат калия (K_2CrO_4). Дихромат калия ($K_2Cr_2O_7$). При попадании концентрированных растворов на кожу, глаза, слизистые оболочки вызывают химические ожоги. Помимо этого соединения хрома (VI) обладают канцерогенным действием, поражают центральную нервную систему, оказывают повреждающее действие на репродуктивные органы.

☑ *Первая помощь.* При попадании растворов на поврежденную кожу немедленно промыть проточной водой в течение 15 минут и наложить повязку с нейтральной мазью. При попадании в глаза - промыть водой не менее 15 минут, закапать 30% раствор альбумида.

Соединения свинца. Ацетат свинца ($\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$). *Нитрат свинца* ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Соединения свинца поражают органы кроветворения, угнетают центральную нервную систему. Их главная опасность состоит в том, что они способны накапливаться в организме, т.е. обладают кумулятивным эффектом.

☑ *Первая помощь.* При остром отравлении соединениями свинца необходимо немедленно принять вовнутрь 10% водный раствор сульфата магния.

3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

3.1. Лабораторная работа «Приготовление растворов заданного состава»

Цель работы: получить навыки работы с мерной посудой и ареометрами, ознакомиться с методом кислотно-основного титрования.

Опыт №1

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ С ЗАДАННОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

1. Перед началом выполнения работы получите у преподавателя номер варианта задания. Найдите по таблице 3.1, раствор какого именно вещества и какой массовой доли вам необходимо приготовить.

Таблица 3.1. Варианты заданий к опыту №1.

Вариант 1	2% раствор Na_2SO_4	Вариант 4	2% раствор NaCl
Вариант 2	4% раствор Na_2SO_4	Вариант 5	4% раствор NaCl
Вариант 3	6% раствор Na_2SO_4	Вариант 6	6% раствор NaCl

2. Рассчитайте массу соли, необходимую для приготовления 50 грамм раствора указанной массовой доли (*пример 1 на стр.20*).

3. Рассчитайте необходимый объем воды.

4. Отмерьте рассчитанный объем воды с помощью мерного цилиндра на 50 мл.

5. С помощью теххимических весов взвесьте в кварцевой чашке (*осторожно!*) рассчитанное количество соли.

6. Аккуратно перенесите навеску соли в химический стакан. Оставшиеся в чашке кристаллики соли смойте водой из цилиндра и тоже перенесите в стакан.

7. Оставшуюся в цилиндре воду небольшими порциями приливайте в стакан при постоянном перемешивании стеклянной палочкой. Соль должна быть полностью растворена.

8. Измерьте плотность полученного раствора. Для этого заполните полученным раствором цилиндр на $\frac{3}{4}$ объема и осторожно опустите туда ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда.

9. Зная плотность раствора и используя данные табл. 3.2, методом линейной интерполяции рассчитайте точную концентрацию раствора.

10. Рассчитайте молярную, эквивалентную, молярную концентрации раствора, молярную долю растворенного вещества и относительную ошибку (*пример 3 на стр.21*).

Результаты всех измерений и расчетов занесите в итоговую таблицу.

Итоговая таблица к опыту №1.

Вариант № _____	
Заданный раствор	
Соль	
Массовая доля $C_{\text{задан.}}$, %	
Масса раствора $m_{\text{р-ра}}$, г	
Масса растворенного вещества $m_{\text{р.в-ва}}$, г	
Объем воды $V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл	
Табличная плотность раствора $\rho_{\text{табл.}}$, г/мл	
Приготовленный раствор	
Массовая доля $C_{\text{пригот.}}$, %	
Измеренная плотность раствора $\rho_{\text{опытн.}}$, г/мл	
Молярная концентрация $C_{\text{М}}$, моль/л	
Эквивалентная концентрация $C_{\text{Н}}$, моль-эquiv/л	
Моляльная концентрация $C_{\text{м}}$, моль/кг	
Молярная доля растворенного вещества $N_{\text{р.в-ва}}$	
Относительная ошибка ϵ , %	

Таблица 3.2. Плотности водных растворов некоторых неорганических соединений при 20°C.

C , %	Плотность ρ , г/мл				
	NaCl	Na ₂ SO ₄	KCl	HCl	H ₂ SO ₄
0			1.000		
2	1.013	1.016	1.011	1.009	1.013
4	1.027	1.035	1.024	1.018	1.025
6	1.041	1.054	1.037	1.028	1.038
8	1.056	1.072	1.050	1.038	1.052
10	1.071	1.092	1.063	1.047	1.066
12	1.086	1.111	1.077	1.057	1.080

Метод линейной интерполяции. Если измеренное значение плотности точно не соответствует ни одному из значений приведенных в таблице, для расчета массовой доли необходимо использовать метод интерполяции. При этом предполагаем, что плотность раствора линейно зависит от массовой доли растворенного вещества.

Пусть измеренная плотность раствора хлорида калия составила 1.032 г/мл. Поскольку для данного значения плотности в таблице нет значения массовой доли выписываем интервал значений ρ и C , в котором находится измеренное значение плотности:

$$\begin{array}{r}
 - 6\% \\
 - 4\% \\
 \hline
 2\% \quad \Delta C_1
 \end{array}
 \qquad
 \begin{array}{r}
 - 1.037 \text{ г/мл} \\
 - 1.024 \text{ г/мл} \\
 \hline
 0.013 \text{ г/мл} \quad \Delta \rho_1
 \end{array}$$

Т.е. при увеличении плотности на 0.013 г/мл массовая доля увеличивается на 2%. Плотность раствора, полученного нами, отличается от плотности 4% раствора KCl на $\Delta\rho_2=1.032-1.024=0.008$ г/мл. Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} \Delta C_1 \text{ — } \Delta\rho_1 \\ \Delta C_2 \text{ — } \Delta\rho_2 \end{array} \qquad \begin{array}{l} 2\% \text{ — } 0.013 \text{ г/мл} \\ x \text{ — } 0.008 \text{ г/мл} \end{array}$$

Отсюда $x = (0.008 \cdot 2) : 0.013 = 1.23\%$, а точная массовая доля KCl в растворе равна:

$$4 + 1.23 = 5.23\%$$

☑ *Расчет относительной ошибки.* Для расчета относительной ошибки в данной работе необходимо использовать следующую формулу:

$$\epsilon = \frac{|C_{\text{задан.}} - C_{\text{пригот.}}|}{C_{\text{задан.}}} \cdot 100\%$$

где $C_{\text{задан.}}$ - заданная массовая доля растворенного вещества в растворе, а $C_{\text{пригот.}}$ - фактическая массовая доля растворенного вещества в растворе.

Опыт №2 ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

1. Перед началом выполнения работы получите у преподавателя номер варианта задания. Найдите по таблице 3.3, раствор какой именно концентрации серной кислоты вам необходимо приготовить.

Таблица 3.3. Варианты заданий к опыту №2.

Вариант 1	0.05н раствор H ₂ SO ₄	Вариант 3	0.15н раствор H ₂ SO ₄
Вариант 2	0.10н раствор H ₂ SO ₄	Вариант 4	0.20н раствор H ₂ SO ₄

2. В данной работе исходным веществом для приготовления растворов заданной эквивалентной концентрации является $\cong 10\%$ раствор серной кислоты. Если массовая доля данного раствора не установлена точно, это необходимо сделать путем расчета, используя значение плотности. Для этого раствор кислоты налейте в цилиндр и измерьте ареометром плотность. Затем, пользуясь табл. 3.2, методом интерполяции точно установите массовую долю.

3. Рассчитайте объем исходного раствора необходимый для приготовления 100 мл раствора кислоты заданной концентрации (*пример 2 на стр.20*). Данные вычислений занесите в итоговую таблицу.

4. Отмерьте цилиндром (емкостью 10 мл) рассчитанный объем кислоты.

5. Заполните мерную колбу (емкостью 100 мл) дистиллированной водой приблизительно наполовину.

6. С помощью воронки медленно влейте кислоту в воду. Тщательно перемешайте раствор.

7. Долейте в колбу дистиллированную воду точно до кольцевой метки, причем последние капли воды добавляйте пипеткой из капельницы.

8. Плотно закройте колбу пробкой и тщательно перемешайте раствор.

Итоговая таблица к опыту №2.

Вариант № _____	
Заданный раствор	
Кислота	H ₂ SO ₄
Эквивалентная концентрация C _н задан. р-ра, моль-экв/л	
Объем раствора V _{задан. р-ра} , мл	100
Исходный раствор	
Массовая доля C _{исх. р-ра} , %	
Плотность раствора ρ _{исх. р-ра} , г/мл	
Масса раствора m _{исх. р-ра} , г	
Объем раствора V _{исх. р-ра} , мл	
Приготовленный раствор	
Молярная концентрация C _м пригот. р-ра, моль/л	
Эквивалентная концентрация C _н пригот. р-ра, моль-экв/л	
Относительная ошибка ε, %	

Опыт №3

Установление точной концентрации полученного раствора кислоты методом титрования.

☑ *Титриметрический анализ (титриметрия)* - аналитический метод, основанный на измерении количества реагента, израсходованного на реакцию с определяемым веществом. Реагент обычно применяют в виде раствора с точно известной концентрацией. В данной работе методом титрования устанавливается концентрация приготовленного раствора кислоты. Для этого в кислоту постепенно из бюретки прибавляют раствор щелочи до достижения *точки эквивалентности*, то есть такого состояния, когда кислота и щелочь будут находиться в строго стехиометрическом соотношении. Фиксируется точка эквивалентности по изменению окраски кислотно-основного индикатора.

Основной расчет в титриметрическом анализе служит формула:

$$C_{Н1} \cdot V_1 = C_{Н2} \cdot V_2,$$

где C_{Н1} и C_{Н2} - эквивалентные концентрации реагирующих веществ, а V₁ и V₂ - их объемы.

1. В бюретку залейте раствор щелочи (NaOH) точной эквивалентной концентрации (0.5н). Установите нижний край мениска на нулевую отметку.

2. С помощью пипетки отмерьте 25 мл приготовленного раствора и вылейте в коническую колбу емкостью 50 мл. В раствор кислоты прибавьте 2-3 капли фенолфталеина.

3. Раствор NaOH небольшими порциями (0.1 - 0.2 мл) приливайте из бюретки в коническую колбу при *постоянном* перемешивании. В конце титрования раствор щелочи приливайте *по каплям*. Точка эквивалентности (конец титрования) наступает в тот момент, когда после прибавления одной капли раствора щелочи раствор кислоты окрасивается в слабо-розовый цвет, не исчезающий в течение 3 - 4 секунд.

4. По шкале бюретки определите объем щелочи, пошедший на титрование, результат измерения занесите в итоговую таблицу к опыту №3.

5. Повторите титрование еще 2 раза. Перед началом титрования каждый раз доливайте раствор щелочи в бюретке до нулевой отметки. По результатам титриметрического анализа заполните итоговую таблицу к опыту №3.

6. Рассчитайте эквивалентную и молярную концентрации кислоты. Результаты занесите в итоговую таблицу к опыту №2.

Итоговая таблица к опыту №3

Номер определения	V_{NaOH} , мл	V_{NaOH} средний, мл	$C_{\text{H NaOH}}$, моль·эquiv/л	$V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$, мл	$C_{\text{H H}_2\text{SO}_4}$, моль·эquiv/л
1 титрование				25	
2 титрование				25	
3 титрование				25	

Опыт №4

Приготовление антифриза, имеющего заданную температуру замерзания.

1. Перед выполнением опыта получите у преподавателя номер варианта и по таблице 3.4 определите какой антифриз вам необходимо приготовить:

Таблица 3.4. Варианты заданий к опыту №4.

Вариант 1	100 г антифриза на основе пропиленгликоля и воды с $t_{\text{кр}} = -10^\circ\text{C}$
Вариант 2	100 г антифриза на основе пропиленгликоля и воды с $t_{\text{кр}} = -12^\circ\text{C}$
Вариант 3	100 г антифриза на основе пропиленгликоля и воды с $t_{\text{кр}} = -15^\circ\text{C}$
Вариант 4	100 г антифриза на основе пропиленгликоля и воды с $t_{\text{кр}} = -17^\circ\text{C}$
Вариант 5	100 г антифриза на основе пропиленгликоля и воды с $t_{\text{кр}} = -20^\circ\text{C}$ •

2. С помощью ареометра определите плотность пропиленгликоля и сравните ее значение со справочной величиной.

3. По формуле (1.1) установите, какую молярную концентрацию пропиленгликоля должен иметь антифриз.

4. Рассчитайте, какой объем воды и пропиленгликоля необходимо взять для приготовления антифриза (пример 6 на стр.23).

5. С помощью мерного цилиндра отмерьте необходимый объем воды и пропиленгликоля. Перенесите вещества в химический стакан и тщательно перемешайте полученный антифриз стеклянной палочкой.

3.2. Лабораторная работа «Произведение растворимости»

Опыт №1

Получение малорастворимых солей свинца.

Нанесите на три предметных стекла по две капли раствора ацетата свинца ($\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$). К раствору на первом предметном стекле прибавьте две капли раствора сульфата натрия (Na_2SO_4), к раствору на втором предметном стекле - две капли раствора сульфида натрия (Na_2S), а к раствору на третьем предметном стекле - две капли раствора хромата калия (K_2CrO_4).

Рассмотрите полученные осадки. Отметьте их окраску. Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах. Назовите полученные соединения. Запишите выражения для произведения растворимости данных солей. На основании значений ПР этих соединений (табл. 3.5) рассчитайте их растворимость в молях на литр и в граммах на 100 грамм раствора (пример 4 на стр.22).

Опыт №2

Получение осадка гидроксида алюминия.

В пробирку внесите 2 мл раствора хлорида алюминия (AlCl_3). Затем постепенно по каплям приливайте раствор гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка малорастворимого гидроксида алюминия. Отметьте его окраску. Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

Продолжайте приливать в пробирку раствор гидроксида натрия при тщательном перемешивании до полного растворения осадка. Запишите уравнение реакции, учитывая образование комплексного соединения $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$.

Опыт №3

Изучение условий образования осадка сульфата кальция

В первую пробирку внесите 2 мл 0.01M раствора хлорида кальция и 2мл 0.01M раствора сульфата натрия. Во вторую пробирку внесите 2мл 1M раствора хлорида кальция и 2мл 1M раствора сульфата натрия. Отметьте произошедшие изменения. Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах. Объясните различие в результатах опыта между двумя пробирками. Ответ подтвердите результатами расчетов (пример 5 на стр.22).

Таблица 3.5. Произведения растворимости некоторых малорастворимых соединений.

Соединение	PbSO_4	PbS	PbCrO_4	$\text{Al}(\text{OH})_3$	CaSO_4
ПР	$1.6 \cdot 10^{-8}$	$3.4 \cdot 10^{-28}$	$1.8 \cdot 10^{-14}$	$5.1 \cdot 10^{-33}$	$6.1 \cdot 10^{-5}$

4. КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

4.1. Примеры решения типовых задач

Перед решением задач вспомните соотношение единиц объема:

$$\begin{aligned} 1 \text{ л} &= 1000 \text{ мл} \\ 1 \text{ мл} &= 1 \text{ см}^3 = 0,001 \text{ дм}^3 \\ 1 \text{ л} &= 1 \text{ дм}^3 = 0,001 \text{ м}^3 \end{aligned}$$

Пример 1. Рассчитайте массу сульфата калия и объем воды необходимый для приготовления 50 грамм 5% раствора.

Решение: 1. *Определим массу соли.* В 100 граммах раствора содержится 5 грамм соли, а в 50 граммах - x грамм. Отсюда $x = (50 \cdot 5) / 100 = 2,5 \text{ г}$.

2. *Определим объем воды.* Масса воды в растворе равна:

$$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{р.в-ва}} = 50 - 2,5 = 47,5 \text{ г}.$$

Необходимый объем воды равен:

$$V = m / \rho = 47,5 \text{ г} : 1 \text{ г/мл} = 47,5 \text{ мл}.$$

Пример 2. Рассчитайте объем 12% раствора фосфорной кислоты, плотностью 1.065 г/мл, необходимый для приготовления 100 мл 0.5н раствора этого вещества.

Решение: 1. *Определим массу чистой кислоты, содержащейся вготавливаемом растворе.* Число эквивалентов фосфорной кислоты ($\text{ПЭ}_{\text{р.в-ва}}$) в получаемом растворе находим по формуле:

$$\text{ПЭ}_{\text{р.в-ва}} = C_{\text{н}} V_{\text{р-ра}}$$

$$\text{ПЭ}_{\text{р.в-ва}} = 0,5 \text{ моль-экв/л} \cdot 0,1 \text{ л} = 0,05 \text{ моль-экв}.$$

Рассчитаем молярную массу кислоты:

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

Поскольку фосфорная кислота трехосновная (в ней 3 атома водорода), то ее эквивалентная масса составляет:

$$\mathcal{E}_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = M / 3 = 98/3 = 32.7 \text{ г/моль-экв.}$$

Таким образом, масса чистой фосфорной кислоты равна:

$$m = n_{\mathcal{E}} \cdot \mathcal{E}_m$$

$$m = 0.05 \text{ моль-экв} \cdot 32.7 \text{ г/моль-экв} = 1.635 \text{ г.}$$

2. *Определим массу исходного раствора.* В 100 граммах исходного раствора содержится 12 грамм чистой кислоты, в x граммах раствора - 1.64 грамм кислоты. Отсюда:

$$x = (100 \cdot 1.64) / 12 = 13.7 \text{ г.}$$

Зная массу исходного раствора, определим требуемый объем:

$$V = m / \rho = 13.7 \text{ г} : 1.065 \text{ г/мл} = \underline{12.9 \text{ мл.}}$$

Пример 3. Рассчитайте молярную и моляльную концентрацию, массовую и молярную долю 9н раствора фосфорной кислоты (H_3PO_4), имеющего плотность 1.150 г/см³.

Решение: 1. *Определим молярную концентрацию.* В 1 литре данного раствора содержится 9 эквивалентов фосфорной кислоты. Эквивалент H_3PO_4 составляет 1/3 моля ($\mathcal{E}=1/\text{основность кислоты}$). Составляем пропорцию:

$$1 \text{ эквивалент} \text{ --- } 1/3 \text{ моля}$$

$$9 \text{ эквивалентов} \text{ --- } x \text{ молей}$$

Отсюда $x = 3$ моля, т.е. $C_M = \underline{3 \text{ моль/л.}}$

2. *Определим массовую долю.*

Найдем молярную массу кислоты: $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль.}$

Найдем массу 1 литра раствора: $m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho = 1.150 \text{ г/см}^3 \cdot 1000 \text{ см}^3 = 1150 \text{ г.}$

Масса чистой кислоты в 1 литре раствора равна:

$$m_{\text{р.в-ва}} = C_M \cdot M = 98 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 294 \text{ г/л.}$$

Составляем пропорцию:

В 1150 г раствора содержится 294 г чистой кислоты,

в 100 г раствора — y грамм чистой кислоты.

Отсюда $y = (100 \cdot 294) / 1150 = 25.6 \text{ г}$, т.е. $C = \underline{25.6 \%}$.

3. *Определим моляльную концентрацию раствора.*

В 100 г раствора содержится 25.6 г чистой кислоты и $100 - 25.6 = 74.4 \text{ г}$ воды.

Составляем пропорцию:

На 74.4 г воды приходится 25.6 г чистой кислоты,

на 1000 г воды — z грамм чистой кислоты.

Отсюда $z = (1000 \cdot 25.6) / 74.4 = 344 \text{ г}$.

Найдем число молей кислоты, приходящихся на килограмм растворителя:

$$n_{\text{р.в-ва}} = m / M = 344 \text{ г} : 98 \text{ г/моль} = 3.51 \text{ моль, т.е. } C_m = \underline{3.51 \text{ моль/кг.}}$$

4. *Определим молярную долю фосфорной кислоты.*

Найдем молярную массу воды: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$

Найдем сколько молей воды составляют 1 кг:

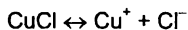
$$n_{\text{р-ля}} = m / M = 1000 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 55.56 \text{ моль}$$

Поскольку в 1кг воды (55.56 молях) растворено 3.51 моль кислоты, найдем молярную долю кислоты:

$$N(\text{H}_3\text{PO}_4) = n_{\text{р.в-ва}} / (n_{\text{р.в-ва}} + n_{\text{р-ля}}) = 3.51 / (3.51 + 55.6) = \underline{0.059}$$

Пример 4. Величина ПР хлорида меди (I) при стандартных условиях равна $1.02 \cdot 10^{-6}$. Определите растворимость CuCl в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

Решение: Хлорид меди (I) в водных растворах диссоциирует следующим образом:



Согласно этому уравнению на 1 моль ионов Cu^+ образуется 1 моль ионов Cl^- , т.е. их концентрации будут равны. Обозначим молярную концентрацию насыщенного раствора соли через x , тогда $[\text{Cu}^+] = [\text{Cl}^-] = x$.

Выражение для произведения растворимости CuCl имеет вид:

$$\text{ПР} = [\text{Cu}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 1.02 \cdot 10^{-6}$$

Тогда $x^2 = 1.02 \cdot 10^{-6}$, а $x = 1.01 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

В силу очень малой растворимости CuCl плотность его насыщенного раствора будет равна плотности воды, т.е. 1 г/мл.

Найдем массу 1 литра раствора:

$$m = V \cdot \rho = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 1000 \text{ г}$$

Составим пропорцию:

В 1000 г раствора содержится $1.01 \cdot 10^{-3}$ моль соли, а в 100 г раствора - z грамм.

Отсюда $z = 1.01 \cdot 10^{-4}$ моль.

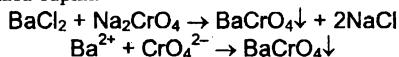
$$M(\text{CuCl}) = 63.5 + 35.5 = 99 \text{ г/моль.}$$

Найдем массу CuCl в 100 граммах раствора (массовую долю насыщенного раствора):

$$m = n \cdot M = 1.01 \cdot 10^{-4} \text{ моль} \cdot 99 \text{ г/моль} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ г.}$$

Пример 5. Выпадет ли осадок при смешении 10 мл 0.05М раствора хлорида бария и 15 мл 0.02М раствора хромата калия, если ПР BaCrO_4 равно $1.6 \cdot 10^{-10}$?

Решение: При сливании данных растворов возможно образование осадка малорастворимой соли хромата бария:



Основным условием образования осадка является превышение произведения молярной концентрации ионов малорастворимого электролита над его произведением растворимости. Таким образом для данного случая должно выполняться следующее неравенство:

$$[\text{Ba}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}] > \text{ПР} = 1.6 \cdot 10^{-10}$$

Рассчитаем концентрации катионов бария и хромат-анионов. Для этого определим количество BaCl_2 и Na_2CrO_4 в исходных растворах:

$$n = V_{\text{исх}} \cdot C_M$$

$$n(\text{BaCl}_2) = 0.010 \text{ л} \cdot 0.05 \text{ моль/л} = 0.0005 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CrO}_4) = 0.015 \text{ л} \cdot 0.02 \text{ моль/л} = 0.0003 \text{ моль}$$

Объем раствора после смешения равен $V_{\text{р-ра}} = 10 \text{ мл} + 15 \text{ мл} = 25 \text{ мл} = 0.025 \text{ л}$.

Определим концентрацию солей после смешения:

$$C_M = n_{\text{р-ва}} / V_{\text{р-ра}}$$

$$[\text{BaCl}_2] = 0.0005 \text{ моль} / 0.025 \text{ л} = 0.020 \text{ моль/л, следовательно } [\text{Ba}^{2+}] = 0.020 \text{ моль/л}$$

$$[\text{Na}_2\text{CrO}_4] = 0.0003 \text{ моль} / 0.025 \text{ л} = 0.012 \text{ моль/л, следовательно } [\text{CrO}_4^{2-}] = 0.012 \text{ моль/л}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}] = 0.020 \cdot 0.012 = 2.4 \cdot 10^{-4} > 1.6 \cdot 10^{-10}$$

Поскольку произведение концентрации ионов превышает произведение растворимости при смешении данных растворов хромат бария выпадет в осадок.

Пример 6. Рассчитайте, какой объем этиленгликоля ($C_2H_6O_2$) и воды следует взять для приготовления 200 г антифриза, имеющего температуру замерзания $-25^\circ C$?

Решение: Определим, какую молярную концентрацию должен иметь данный антифриз. Поскольку чистый растворитель, т.е. вода замерзает при $0^\circ C$, а антифриз при $-25^\circ C$, то $\Delta T_{кр} = 25^\circ C = 25 \text{ К}$. По формуле (1.1):

$$\Delta T_{кр} = K \cdot C_m,$$

Отсюда $C_m = \Delta T_{кр} / K = 25 / 1.86 = 13.4$ моль/кг, где $1.86 \text{ К} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{кг}$ – криоскопическая постоянная воды.

Найдем молярную массу этиленгликоля:

$$M(C_2H_6O_2) = 62 \text{ г/моль}.$$

Найдем массу этиленгликоля, приходящуюся на 1 кг (1000 г) растворителя, т.е. воды:

$$m = n \cdot M = 13.4 \text{ моль} \cdot 62 \text{ г/моль} = 830.8 \text{ г}.$$

Обозначим через x массу этиленгликоля в приготавливаемом антифризе, тогда масса воды в нем будет $200 - x$. Составим пропорцию:

830.8 г этиленгликоля приходится на 1000 г воды,

x г этиленгликоля приходится соответственно на $200 - x$ г воды.

Отсюда $830.8 / 1000 = x / (200 - x)$, $x = 90.8 \text{ г}$.

В таблице 1.4 найдем плотность этиленгликоля и рассчитаем его объем:

$$V(C_2H_6O_2) = m / \rho = 90.8 \text{ г} : 1.1088 \text{ г/мл} = \underline{82 \text{ мл}}.$$

Аналогично рассчитаем объем воды:

$$m(H_2O) = 200 - 90.8 = 109.2 \text{ г};$$

$$V(H_2O) = m / \rho = 109.2 \text{ г} : 1.000 \text{ г/мл} = \underline{109.2 \text{ мл}}.$$

4.2. Контрольные задачи

1.1. Растворимость бромидов аммония в воде при $20^\circ C$ составляет 42.6 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 15 г этой соли.

1.2. Растворимость безводного хлорида железа (III) в воде при $25^\circ C$ составляет 49.7 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 40 г этой соли.

1.3. Растворимость гидроксида калия в воде при $20^\circ C$ составляет 52.9 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 25 г этой соли.

2.1. Растворимость безводного хлорида кальция в этаноле при $20^\circ C$ составляет 20.5 г на 100 г раствора. Определите какой объем этанола нужно взять для растворения 5 г этой соли, если плотность растворителя при этой температуре составляет 0.789 г/см^3 .

2.2. Растворимость безводного хлорида кальция в метаноле при $20^\circ C$ составляет 17.9 г на 100 г раствора. Определите какой объем метанола нужно взять для растворения 24 г этой соли, если плотность растворителя при этой температуре составляет 0.793 г/см^3 .

3.1. Растворимость анилина в воде при $20^\circ C$ составляет 3.3 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 10 мл этого вещества, если его плотность составляет 1.021 г/см^3 .

3.2. Растворимость валериановой кислоты в воде при $16^\circ C$ составляет 3.6 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 7 мл этого вещества, если его плотность составляет 0.939 г/см^3 .

3.3. Растворимость *n*-бутилового спирта в воде при $15^\circ C$ составляет 8.3 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 12 мл этого вещества, если его плотность составляет 0.810 г/см^3 .

3.4. Растворимость изомасляной кислоты в воде при 20°C составляет 16.7 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 50 мл этого вещества, если его плотность составляет 0.950 г/см³.

3.5. Растворимость бензилового спирта при 17°C составляет 3.8 г на 100 г раствора. Определите какой объем воды нужно взять для растворения 5 мл этого вещества, если его плотность составляет 1.046 г/см³.

4.1. Растворимость иодида калия при 20°C составляет 59.1 г, а при 80°C - 65.6 г на 100 г раствора. Определите массу иодида калия (KI), который выделится при охлаждении 85 г насыщенного раствора от 80 до 20°C.

4.2. Растворимость бромата натрия при 20°C составляет 26.7 г, а при 80°C - 43.1 г на 100 г раствора. Определите массу бромата натрия (NaBrO₃), который выделится при охлаждении 42 г насыщенного раствора от 80 до 20°C.

4.3. Растворимость роданида аммония при 10°C составляет 59.0 г, а при 70°C - 81.2 г на 100 г раствора. Определите массу роданида аммония (NH₄SCN), который выделится при охлаждении 70 г насыщенного раствора от 70 до 10°C.

4.4. Растворимость ацетата натрия при 20°C составляет 31.7 г, а при 80°C - 60.5 г на 100 г раствора. Определите массу ацетата натрия (CH₃COONa), который выделится при охлаждении 110 г насыщенного раствора от 80 до 20°C.

4.5. Растворимость хлората калия при 20°C составляет 6.8 г, а при 60°C - 19.2 г на 100 г раствора. Определите массу хлората калия (KClO₃), который выделится при охлаждении 25 г насыщенного раствора от 60 до 20°C.

5.1. При охлаждении 270 г насыщенного водного раствора хлорида калия с 80 до 20°C выделилось 29.62 г соли. Массовая доля KCl в оставшемся растворе составляет 25.6%. Определите растворимость KCl на 100 г раствора при 80°C.

5.2. При охлаждении 180 г насыщенного водного раствора хлорида аммония с 80 до 20°C выделилось 30.9 г соли. Массовая доля NH₄Cl в оставшемся растворе составляет 27.1%. Определите растворимость NH₄Cl на 100 г раствора при 80°C.

5.3. При охлаждении 210 г насыщенного водного раствора бихромата калия с 80 до 20°C выделилось 73.5 г соли. Массовая доля K₂Cr₂O₇ в оставшемся растворе составляет 11.1%. Определите растворимость K₂Cr₂O₇ на 100 г раствора при 80°C.

5.4. При охлаждении 160 г насыщенного водного раствора гидроксида натрия с 70 до 20°C выделилось 75.3 г щелочи. Массовая доля NaOH в оставшемся растворе составляет 52.1%. Определите растворимость NaOH на 100 г раствора при 70°C.

5.5. При охлаждении 90 г насыщенного водного раствора хлорида цезия с 80 до 20°C выделилось 17.7 г соли. Массовая доля CsCl в оставшемся растворе составляет 65.1%. Определите растворимость CsCl на 100 г раствора при 80°C.

6.1. Растворимость безводного хлорида кобальта при 20°C составляет 34.6 г, а при 80°C - 49.4 г на 100 г раствора. Определите массу кристаллогидрата хлорида кобальта (CoCl₂·6H₂O), который выделится при охлаждении 70 г насыщенного раствора от 80 до 20°C.

6.2. Растворимость безводного сульфата меди при 20°C составляет 17.0 г, а при 80°C - 35.7 г на 100 г раствора. Определите массу кристаллогидрата сульфата меди (CuSO₄·5H₂O), который выделится при охлаждении 65 г насыщенного раствора от 80 до 20°C.

7 Определите массовую долю соли в растворе, полученном растворением

7.1. 25 г кристаллогидрата карбоната натрия Na₂CO₃·10H₂O в 45 г воды.

7.2. 7 г кристаллогидрата тетрабората натрия Na₂B₄O₇·10H₂O в 72 г воды.

7.3. 12.5 г кристаллогидрата нитрата стронция Sr(NO₃)₂·4H₂O в 55 г воды.

- 7.4. 14 г кристаллогидрата нитрата никеля $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в 67 г воды.
- 7.5. 41 г кристаллогидрата хлорида меди $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в 125 г воды.
- 7.6. 14.7 г кристаллогидрата нитрата железа (III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ в 55 г воды.
- 7.7. 9.5 г кристаллогидрата бромиды кобальта (II) $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в 23 г воды.
- 7.8. 22 г кристаллогидрата сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 157 г воды.
- 7.9. 4.7 г кристаллогидрата сульфата никеля $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 35 г воды.
- 7.10. 40 г кристаллогидрата сульфата хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ в 95 г воды.

8. Определите массовую долю соли в растворе, полученном смешением

8.1. 150 мл 10% раствора карбоната калия ($\rho=1.090\text{г/см}^3$) и 250 мл 20% раствора этого же вещества ($\rho=1.190\text{г/см}^3$).

8.2. 60 мл 14% раствора хлорида натрия ($\rho=1.101\text{г/см}^3$) и 120 мл 22% раствора этого же вещества ($\rho=1.164\text{г/см}^3$).

8.3. 50 мл 6% раствора сульфата аммония ($\rho=1.034\text{г/см}^3$) и 150 мл 16% раствора этого же вещества ($\rho=1.092\text{г/см}^3$).

8.4. 25 мл 8% раствора хлорида никеля ($\rho=1.079\text{г/см}^3$) и 20 мл 18% раствора этого же вещества ($\rho=1.191\text{г/см}^3$).

8.5. 15 мл 40% раствора роданида калия ($\rho=1.220\text{г/см}^3$) и 25 мл 10% раствора этого же вещества ($\rho=1.049\text{г/см}^3$).

9. Рассчитайте молярную, эквивалентную и моляльную концентрацию и молярную долю:

9.1. 50% раствора азотной кислоты (HNO_3), имеющего плотность 1.310 г/см^3 .

9.2. 10% раствора серной кислоты (H_2SO_4), имеющего плотность 1.066 г/см^3 .

9.3. 17% раствора фосфорной кислоты (H_3PO_4), имеющего плотность 1.095 г/см^3 .

9.4. 24% раствора плавиковой кислоты (HF), имеющего плотность 1.084 г/см^3 .

9.5. 19% раствора соляной кислоты (HCl), имеющего плотность 1.093 г/см^3 .

9.6. 40% раствора йодоводородной кислоты (HI), имеющего плотность 1.403 г/см^3 .

10. Рассчитайте эквивалентную и моляльную концентрацию, массовую и молярную долю:

10.1. 1M раствора хлорной кислоты (HClO_4), имеющего плотность 1.058 г/см^3 .

10.2. 3M раствора фосфорной кислоты (H_3PO_4), имеющего плотность 1.150 г/см^3 .

10.3. 1M раствора гидроксида натрия (NaOH), имеющего плотность 1.041 г/см^3 .

10.4. 7M раствора гидроксида калия (KOH), имеющего плотность 1.290 г/см^3 .

10.5. 9M раствора азотной кислоты (HNO_3), имеющего плотность 1.275 г/см^3 .

10.6. 0.2M раствора плавиковой кислоты (HF), имеющего плотность 1.0013 г/см^3 .

11. Рассчитайте молярную и моляльную концентрацию, массовую и молярную долю:

11.1. 1н раствора серной кислоты (H_2SO_4), имеющего плотность 1.030 г/см^3 .

11.2. 3н раствора фосфорной кислоты (H_3PO_4), имеющего плотность 1.050 г/см^3 .

11.3. 1.74н раствора хлорноватой кислоты (HClO_3), имеющего плотность 1.083 г/см^3 .

11.4. 4.3н раствора йодоводородной кислоты (HI), имеющего плотность 1.165 г/см^3 .

11.5. 21н раствора фосфорной кислоты (H_3PO_4), имеющего плотность 1.340 г/см^3 .

11.6. 3н раствора бромоводородной кислоты (HBr), имеющего плотность 1.072 г/см^3 .

12. Определите какой объем 60%-ного раствора серной кислоты, имеющего плотность 1.497 г/см^3 , и какой объем дистиллированной воды необходимо взять для приготовления 5 л электролита для сернокислотного свинцового автомобильного аккумулятора, представляющего собой раствор серной кислоты с плотностью 1.275 г/см^3 и массовой долей 36.78%.

13. При разрядке свинцового автомобильного аккумулятора, плотность электролита, который состоит из серной кислоты и воды, падает с 1.275 до 1.110 г/см³. Одновременно с этим массовая доля серной кислоты в электролите уменьшается с 36.78% до 16.08%. Рассчитайте, во сколько раз уменьшается молярная концентрация данного раствора.

14. Аммиак среди прочих газов выделяется огромной растворимостью в воде: при нормальных условиях 1 мл воды может поглотить 1170 мл газообразного аммиака, т.е. больше литра! Рассчитайте массовую долю полученного раствора.

15. В процессах водоподготовки очень важно добиться того, чтобы вода не имела постороннего привкуса. Вместе с тем присутствие в воде хлорида железа (II) в концентрации всего 0.35 мг/л вызывает появление железистого привкуса. Рассчитайте, какую молярную концентрацию и какую массовую долю FeCl₂ содержит такая вода.

16. Для того, чтобы воду можно было использовать для приготовления строительных растворов, содержание сахара (C₁₂H₂₂O₁₁) в ней не должно превышать 100 мг/л. Рассчитайте, какую молярную концентрацию и какую массовую долю сахара содержит такая вода.

☑ При решении задач **17.1 - 18.5** считать, что растворенные вещества нелетучи, в воде не диссоциируют. Значения криоскопической и эбулиоскопической постоянной растворителя (воды), а также давление насыщенного водяного пара над водой приведены в таблицах 1-3 данного методического указания. Расчеты вести для стандартных условий (25°C, атмосферное давление - 101 325 Па).

17. Определите понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения и понижение давления насыщенного пара растворителя

17.1. 12% раствора мочевины (CO(NH₂)₂).

17.2. 5% раствора сахарозы (C₁₂H₂₂O₁₁).

17.3. 7% раствора маннита (CH₂OH(CHON)₄CH₂OH).

17.4. 25% раствора D-ксилозы (C₅H₁₀O₅).

17.5. 42% раствора D-маннозы (CH₂OH(CHON)₄CHO).

18. Рассчитайте осмотическое давление:

18.1. 12% раствора глюкозы (C₆H₁₂O₆), имеющего плотность 1.046 г/см³.

18.2. 9% раствора сахарозы (C₁₂H₂₂O₁₁), имеющего плотность 1.034 г/см³.

18.3. 18% раствора глюкозы (C₆H₁₂O₆), имеющего плотность 1.071 г/см³.

18.4. 19% раствора сахарозы (C₁₂H₂₂O₁₁), имеющего плотность 1.076 г/см³.

18.5. 22% раствора глюкозы (C₆H₁₂O₆), имеющего плотность 1.089 г/см³.

☑ При решении задач **19.1 - 19.10** плотность раствора малорастворимых солей следует принять равной плотности воды, т.е. 1.000 г/см³.

19.1. Растворимость йодида свинца в воде при 50°C составляет 0.17 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР PbI₂ при этой температуре.

19.2. Растворимость сульфата стронция в воде при 20°C составляет 0.0132 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР SrSO₄ при этой температуре.

19.3. Растворимость сульфата серебра (I) в воде при 20°C составляет 0.80 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР Ag₂SO₄ при этой температуре.

19.4. Растворимость сульфата бария в воде при 18°C составляет 0.00022 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР BaSO₄ при этой температуре.

19.5. Растворимость фторида бария в воде при 30°C составляет 0.162 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР BaF₂ при этой температуре.

19.6. Растворимость сульфата свинца в воде при 25°C составляет 0.0045 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР PbSO₄ при этой температуре.

19.7. Растворимость сульфата кальция в воде при 20°C составляет 0.206 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР CaSO_4 при этой температуре.

19.6. Растворимость карбоната стронция в воде при 18°C составляет 0.0018 г на 100 г раствора. Рассчитайте ПР SrCO_3 при этой температуре.

19.7. Растворимость хлорида серебра в воде при 10°C составляет 0.00009 г на 100 г растворителя. Рассчитайте ПР AgCl при этой температуре.

19.8. Растворимость бромида талия (I) в воде при 25°C составляет 0.05 г на 100 г растворителя. Рассчитайте ПР TlBr при этой температуре.

20.1. Величина ПР карбоната кальция при стандартных условиях равна $4.8 \cdot 10^{-9}$. Определите растворимость CaCO_3 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.2. Величина ПР карбоната кадмия при стандартных условиях равна $5.2 \cdot 10^{-12}$. Определите растворимость CdCO_3 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.3. Величина ПР сульфида марганца (II) при стандартных условиях равна $7 \cdot 10^{-17}$. Определите растворимость MnS в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.4. Величина ПР карбоната цинка при стандартных условиях равна $6.1 \cdot 10^{-11}$. Определите растворимость ZnCO_3 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.5. Величина ПР сульфида кобальта (II) при стандартных условиях равна $3.1 \cdot 10^{-28}$. Определите растворимость CoS в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.6. Величина ПР бромата серебра при стандартных условиях равна $3.97 \cdot 10^{-5}$. Определите растворимость AgBrO_3 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.7. Величина ПР фторида кальция при стандартных условиях равна $3.4 \cdot 10^{-11}$. Определите растворимость CaF_2 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.8. Величина ПР фторида магния при стандартных условиях равна $7 \cdot 10^{-9}$. Определите растворимость MgF_2 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.9. Величина ПР фосфата лития при стандартных условиях равна $3.2 \cdot 10^{-9}$. Определите растворимость Li_3PO_4 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

20.10. Величина ПР йодида олова (II) при стандартных условиях равна $1 \cdot 10^{-4}$. Определите растворимость SnI_2 в молях на литр и в граммах на 100 г раствора.

21. Выпадает ли осадок при смешивании:

21.1. 25 мл 0.1M раствора хлорида кальция и 25 мл 0.2M раствора карбоната натрия, если ПР CaCO_3 равно $5 \cdot 10^{-9}$?

21.2. 5 мл 0.01M раствора сульфата натрия и 50 мл 0.01M раствора хлорида кальция, если ПР CaSO_4 равно $6.1 \cdot 10^{-5}$?

21.3. 15 мл 0.01M раствора хлорида стронция и 10 мл 0.005M раствора сульфата калия, если ПР SrSO_4 равно $3.2 \cdot 10^{-7}$?

21.4. 60 мл 0.01M раствора сульфата магния и 10 мл 0.01M раствора карбоната натрия, если ПР MgCO_3 равно $2 \cdot 10^{-5}$?

21.5. 40 мл 0.02M раствора гидроксида лития и 15 мл 0.01M раствора карбоната калия, если ПР Li_2CO_3 равно $2 \cdot 10^{-3}$?

21.6. 40 мл 0.02M раствора нитрата свинца и 40 мл 0.05M раствора бромида калия, если ПР PbBr_2 равно $9.1 \cdot 10^{-6}$?

21.7. 30 мл 0.2M раствора сульфата меди (II) и 20 мл 0.005M раствора сульфида натрия, если ПР CuS равно $6 \cdot 10^{-36}$?

21.8. 50 мл 0.005M раствора сульфида натрия и 40 мл 0.02M раствора нитрата свинца, если ПР PbS равно $3.4 \cdot 10^{-28}$?

21.9. 50 мл 0.01M раствора хлорида магния и 10 мл 0.005M раствора фосфата натрия, если ПР $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ равно $1 \cdot 10^{-13}$?

21.10. 20 мл 0.2М раствора нитрата стронция и 20 мл 0.1М раствора фторида калия, если $IP SrF_2$ равно $2.8 \cdot 10^{-9}$?

5. ЛИТЕРАТУРА

1. Воскресенский П.И. Техника лабораторных работ. – М.: Химия, 1969. – 719с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - Л.: Химия, 1981. - 280с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988. - 728с.
4. Зайцев О.С. Химия. Современный краткий курс. Учебное пособие. – М.: Агар, 1997. - 416с.
5. Кнорре Д.Г., Крылова Л.Ф., Музыкантов В.С. Физическая химия. – М.: Высшая школа, 1990. – 416с.
6. Кройт Г.Р. Введение в физическую и коллоидную химию. – Л.: Изд-во К. уч., 1931. – 237с.
7. Новікаў Г.І., Жарскі І.М. Асновы агульнай хіміі. - Мн.: Вышэйшая школа, 1995. - 620с.
8. Пригожин И., Кондепуди Д. Современная термодинамика: от тепловых двигателей до диссипативных структур. – М.: Мир, 2002. – 462с.
9. Рабинович В.А., Хавин З.Я. Краткий химический справочник. – Л.: Химия, 1978. – 392с.
10. Ратинов В.Б., Иванов Ф.М. Химия в строительстве. – М.: Издательство литературы по строительству, 1969. – 200с.
11. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. - Мн.: Университетское, 1991. - 350с.
12. Степия Б.Д. Техника лабораторного эксперимента в химии. – М.: Химия, 1999. – 600с.
13. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. - СПб.: Химия, 1995. - 624с.
14. Угай Я.А. Общая химия. - М.: Высшая школа, 1984. - 438с.
15. Фримантл М. Химия в действии. В 2-х ч. Ч.1: Пер. с англ. - М.: Мир, 1991. - 528с.

СОДЕРЖАНИЕ

1. РАСТВОРЫ	3
1.1. Основные понятия	3
1.2. Процесс растворения. Строение растворов	3
1.3. Термодинамика процесса растворения	4
1.4. Основные способы выражения состава растворов	5
1.5. Коллигативные свойства растворов	6
1.6. Антифризы	8
1.7. Производство растворимости	9
1.8. Процессы растворения минеральных вяжущих веществ	10
2. ТЕХНИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ	11
2.1. Работа с мерной посудой и ареометрами	11
2.2. Техника безопасности	14
3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ	15
3.1. Лабораторная работа «Приготовление растворов заданного состава»	15
3.2. Лабораторная работа «Производство растворимости»	19
4. КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ	20
4.1. Примеры решения типовых задач	20
4.2. Контрольные задачи	23
5. ЛИТЕРАТУРА	28

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Составитель:
ХАЛЕЦКИЙ Виталий Анатольевич

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
к лабораторным и практическим работам по курсу «Химия»
по теме «Растворы. Производство растворимости»
для студентов специальностей:

- 36 01 01 "Технология машиностроения",
- 36 01 03 "Технология и оборудование машиностроительного производства",
- 37 01 06 "Техническая эксплуатация автомобилей",
- 40 02 01 "Вычислительные машины, системы и сети",
- 53 01 01 "Автоматизация технологических процессов и производств",
- 70 01 01 "Производство строительных изделий и конструкций",
- 70 02 01 "Промышленное и гражданское строительство",
- 70 03 01 "Автомобильные дороги",
- 70 04 03 "Водоотведение, водоснабжение и охрана водных ресурсов",
- 74 05 01 "Мелиорация и водное хозяйство"

Ответственный за выпуск: ХАЛЕЦКИЙ В.А.
Редактор: СТРОКАЧ Т.В.
Корректор: НИКИТЧИК Е.В.