

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»

Кафедра химии

Л. В. САМУСЕВА, Ж. Н. ГРОМЫКО, Е. В. ЛАШКИНА

ФИЗИКО–ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙ- СТВА РАСТВОРОВ

Учебно-методическое пособие

Одобрено методической комиссией факультета ПГС

Гомель 2012

УДК 541.8 (075.8)
ББК 35.69
С 17

Рецензент – док. тех. наук, профессор **А. С. Неверов** (УО «БелГУТ»)

Самусева, Л. В.

С17 Физико-химические свойства растворов : учеб.-метод. пособие / Л. В. Самусева, Ж. Н. Громыко, Е. В. Лашкина; М-во образования Респ. Беларусь, Белорус. гос. ун-т трансп. – Гомель : БелГУТ, 2012. – 60 с.

ISBN 978-985-468-759-9

Даны подробные теоретические сведения, которые необходимы для понимания процессов, происходящих при выполнении лабораторной работы и выполнения индивидуальных заданий, включены вопросы для самопроверки. Приведены задачи для самостоятельного решения с примерами и экспериментальная работа по курсу общей химии.

Предназначено для студентов инженерно-технических специальностей.

УДК 541.8 (075.8)
ББК 35.69

ISBN 978-985-468-759-9

© Самусева Л. В., Громыко Ж. Н.
Лашкина Е. В., 2012

© Оформление. УО «БелГУТ», 2012

ВВЕДЕНИЕ

Наиболее распространенными физико-химическими системами, с которыми мы сталкиваемся в повседневной жизни, являются растворы. Растворы имеют большое значение в химии, т.к. значительная часть химических реакций протекает именно в растворах. Водные растворы представляют особый интерес уже потому, что в земле и в воде, в организмах растений и животных, в химической практике и на заводах постоянно образуются растворы, и они играют важную роль в химических превращениях, так как вещества, перешедшие в раствор, представляют для них наилучшие условия, а именно: подвижность частей веществ, возможность их разъединения.

Знания теории растворов необходимы для успешного решения технических задач. Изучение свойств растворов поможет понять сущность реакций, протекающих в технологических процессах на предприятиях различных отраслей народного хозяйства.

Раздел "Свойства растворов" в учебном плане по общей химии на всех факультетах технического профиля БелГУТа включает лекции (6 часов), где рассматриваются основные понятия и законы теории растворов, термодинамическая обусловленность химических реакций; практическое занятие (2 часа), где осваивается методика расчета способов выражения концентрации растворов; лабораторную работу (2 часа), где студентами осваивается экспериментальное определение состава раствора по его плотности; индивидуальные задания для самостоятельного выполнения, а также решение задач контрольной работы № 2.

Пособие содержит теоретические обобщения по теории растворов, методическое описание экспериментальной работы, индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов, примеры расчетов заданий различных вариантов, периодическая система элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости, перечень учебной литературы по теме "Свойства растворов".

1 ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О РАСТВОРАХ

Растворы играют важное значение в жизни и практической деятельности человека. Так, процессы усвоения пищи человеком и животными связаны с переводом питательных веществ в раствор. Растворами являются все важнейшие физиологические жидкости (кровь, лимфа и т.д.). Производства, в основе которых лежат химические процессы, обычно связаны с использованием растворов.

Всякий раствор состоит, по крайней мере, из двух компонентов: вещества – растворителя и растворенного вещества. Растворителем обычно считают то вещество, которое, образуя раствор, не меняет своего агрегатного состояния либо присутствует в большем количестве. Однако такой подход в ряде случаев неправилен. Так, например, высококонцентрированные растворы солей представляют собой растворы воды в раздвинутой разупорядоченной кристаллической решетке электролита. Понятия «растворитель» и «растворяемое вещество» имеют, таким образом, реальный смысл для сильно разбавленных растворов.

Характерной чертой растворов (точнее, *истинных растворов*) является диспергирование веществ – компонентов раствора до состояния молекул, ионов или атомов. Такие системы называют *молекулярно-дисперсными*. Это сообщает растворам свойство однородности, что позволяет отнести их к гомогенным системам. Следовательно, истинные (или просто) растворы – гомогенные молекулярно-дисперсные системы.

1.1 Характеристика растворов

Раствором называется твердая или жидкая гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов (составных частей), относительные количества которых могут изменяться в широких пределах.

Растворы обладают признаками, как химических соединений (химических систем), так и механических смесей (физических систем).

Общее между механическими смесями и растворами состоит в том, что и те и другие могут быть переменного состава, тогда как у химических соединений состав обычно постоянен. В растворах и смесях компоненты, их образующие, не утрачивают своих индивидуальных свойств (например, кислород остается самим собой при растворении его в воде), в химических же соединениях свойства первоначально взятых веществ не сохраняются. Вместе с тем растворы отличаются от смесей. Первые – гомогенны (это их приближает к химическим соединениям), вторые – гетерогенны. Кроме того, ряд явлений, возникающих при растворении (в отличие от смесей), указывает на химическое взаимодействие растворителя с растворимым веществом:

тепловые эффекты; выделение из растворов кристаллов, в состав которых входит вода (кристаллогидраты); сжатие растворов и др. Такие двойственные признаки у растворов позволяют отнести их к *физико-химическим системам*. Раствор приходит в устойчивое состояние лишь после того, как в нем произойдут физико-химические превращения.

В зависимости от агрегатного состояния растворы могут быть газовые, жидкие и твердые.

В *газовых растворах* (смесях) наблюдается неограниченная взаимная растворимость газов, обусловленная слабым межмолекулярным взаимодействием. Растворимость в газах жидких и твердых тел возрастает с увеличением давления, когда плотность газов приближается к плотности жидкостей и проявление сил адгезии становится ощутимым.

Жидкие растворы наиболее распространены. Все природные воды (морская, речная, озерная, подземная) представляют собой растворы различных веществ. Жидкие солевые растворы содержатся в клетках животных и растительных организмов, в среде которых протекают биологические реакции. В лабораторной практике, химической технологии, холодильном деле, различных промышленных производствах широко применяются жидкие растворы.

Из *твердых растворов* весьма важны системы, образующиеся при сплавлении некоторых металлов.

Таким образом, растворителем обычно является жидкость или твердое вещество с большей массой, а растворяемым – вещество в любом агрегатном состоянии: жидком, твердом или газообразном.

1.2 Процесс растворения

Растворение кристалла в жидкости протекает следующим образом. Когда вносят кристалл в жидкость, в которой он может растворяться, от поверхности его отрываются отдельные молекулы. Последние благодаря диффузии равномерно распределяются по всему объему растворителя. Отделение молекул от поверхности твердого тела вызывается, с одной стороны, их собственным колебательным движением, а с другой, – притяжением со стороны молекул растворителя. Этот процесс должен был бы продолжаться до полного растворения любого количества кристаллов, если бы одновременно не происходил обратный процесс – кристаллизация. Перешедшие в раствор молекулы, ударяясь о поверхность еще нерастворившегося вещества, снова притягиваются к нему и входят в состав его кристаллов. Понятно, что выделение молекул из раствора будет идти тем быстрее, чем выше их концентрация в растворе. А так как последняя по мере растворения вещества увеличивается, то, наконец, наступает такой момент, когда скорость растворе-

ния становится равной скорости кристаллизации. Тогда устанавливается динамическое равновесие, при котором в единицу времени столько же молекул растворяется, сколько и выделяется из раствора. Раствор, находящийся в равновесии с растворяющимся веществом, называется **насыщенным раствором**.

1.3 Физическая и сольватная теории растворов

Как уже отмечалось, по ряду признаков растворы могут быть расценены как физические системы. Некоторые свойства растворов, например осмотическое давление, понижение температуры замерзания и другие, зависят не от природы растворенного вещества, а от числа частиц, находящихся в растворе. Эти факты позволили сформировавшейся к концу XIX в. *физической теории растворов* рассматривать их как смеси и отрицать химическое взаимодействие растворителя с растворяемым веществом.

Д.И. Менделеев в работах «Рассуждение о соединении спирта с водой» (1865) и «Исследование растворов по удельному весу» (1887) пришел к противоположному выводу о том, что растворитель не является индифферентной средой, а взаимодействует с растворяемым веществом (химическая, или сольватная, теория).

Действительно, растворение в воде спирта или серной кислоты ведет к разогреванию раствора, что указывает на взаимодействие компонентов раствора. Помимо энергетического эффекта, растворение веществ в ряде случаев сопровождается сжатием растворов (явление контракции) за счет образования продуктов взаимодействия. Например, для получения 1000 мл спирта крепостью 40 % требуется израсходовать 400 мл безводного спирта и 633 мл воды, общий объем которых на 33 мл больше объема раствора. Наконец, образование окрашенных ионов, например $[\text{Cu}(\text{OH}_2)_4]^{2+}$, из бесцветной безводной соли CuSO_4 также свидетельствует о взаимодействии компонентов раствора.

Процесс взаимодействия растворителя с растворяемым веществом называется **сольватацией**, а продукты взаимодействия – **сольватами**. Если растворителем является вода, процесс носит название **гидратации**, а продукты – **гидратов**. Изучение сольватов (гидратов) показало, что они представляют собой образования из молекул или молекул и ионов, между которыми проявляются ван-дер-ваальсовы силы (особенно, если молекулы полярны) либо возникают водородные и донорно-акцепторные связи, например при ионно-дипольном взаимодействии. В последнем случае ионы связаны с молекулами воды в *аквакомплексы*.

Сольватация – экзотермический процесс. Сольваты (гидраты) не являются химическими соединениями, поскольку в химических соединениях

связь ковалентная или ионная, а в гидратированных ионах и молекулах осуществляется донорно-акцепторная и водородная связь, либо связь слабыми ван-дер-ваальсовыми силами. Для ряда сольватов (гидратов) не сохраняется постоянный состав, он может меняться с изменением концентрации и температуры. С повышением концентрации вещества или ростом температуры число молекул воды, входящих в гидрат (или аквакомплекс), снижается вследствие уменьшения доли растворителя в растворе и ослабления ориентационного взаимодействия, связанного с усилением теплового движения. Например, при различной концентрации трехоксида серы из водного раствора при охлаждении выпадают кристаллы состава $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и др. Для спирта установлены гидраты состава $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Эти относительно нестойкие соединения растворителя с растворенным веществом, способные существовать только в растворе, находятся в подвижном равновесии друг с другом и продуктами их распада, так что раствор являет собой динамически равновесную систему.

С изменением концентрации меняется внутренняя структура растворов. Для разбавленных водных растворов она определяется структурой растворителя, для концентрированных – главным образом, структурой второго компонента, так как в последнем случае вода растворена в веществе. Молекулы воды распределяются в разупорядоченной кристаллической решетке вещества, частицы которого раздвинуты в пространстве. При высокой концентрации многозарядных ионов происходит структурирование растворителя.

Следовательно, сольватная теория подразумевает образование раствора как следствие взаимодействия между частицами его компонентов и существование как результат обменного взаимодействия между всеми частицами, в том числе и вновь возникшими в процессе растворения. Такковы основные положения гидратной теории растворов.

К растворам приложима как физическая, так и гидратная теория. Для сильно разбавленных растворов, где сольватация не оказывает заметного влияния на структуру и свойства растворителя, или, например, для растворов неполярных жидкостей, где сольватация не имеет места, применима физическая теория. Водные растворы, в которых второй компонент – полярное вещество или ионное соединение, удовлетворительно описываются гидратной теорией. Поэтому современная теория растворов является синтезом физической и химической теорий.

1.4 Растворы твердых веществ в жидкостях

Хотя растворителями могут быть самые разнообразные жидкости, в большинстве случаев имеют дело с водными растворами. Разные вещества растворяются в воде в различной степени. Мерой их растворимости являет-

ся концентрация насыщенного раствора, т.е. такая концентрация, при которой осадок, образованный растворяемым веществом, находится в равновесии с жидкостью (при этом новая порция вещества, внесенная в раствор, растворяться не будет). Численно растворимость может быть выражена теми же способами, что и состав, например, процентным отношением массы растворенного вещества к массе насыщенного раствора или количеством растворенного вещества, содержащимся в 1 л насыщенного раствора. Часто растворимость выражают также числом единиц массы безводного вещества, насыщающего при данных условиях 100 единиц массы растворителя; иногда выраженную этим способом растворимость называют **коэффициентом растворимости**.

Растворимость различных веществ в воде изменяется в широких пределах. Если в 100 г воды растворяется более 10 г вещества, то такое вещество принято называть хорошо растворимым; если растворяется менее 1 г вещества – малорастворимым и, наконец, практически нерастворимым, если в раствор переходит менее 0,01 г вещества.

Принципы, позволяющие предсказать растворимость вещества, пока не известны. Однако обычно вещества, состоящие из полярных молекул, и вещества с ионным типом связи лучше растворяются в полярных растворителях (вода, спирты, жидкий аммиак), а неполярные вещества – в неполярных растворителях (бензол, сероуглерод).

Растворение большинства твердых тел сопровождается поглощением теплоты. Это объясняется затратой значительного количества энергии на разрушение кристаллической решетки твердого тела, что обычно не полностью компенсируется энергией, выделяющейся при образовании гидратов (сольватов). Прилагая принцип Ле Шателье к равновесию между веществом в кристаллическом состоянии и его насыщенным раствором приходим к выводу, что в тех случаях, когда вещество растворяется с поглощением энергии, повышение температуры должно приводить к увеличению его растворимости.

КРИСТАЛЛ + РАСТВОРИТЕЛЬ ↔ НАСЫЩЕННЫЙ РАСТВОР ± Q

Если же, однако, энергия гидратации (сольватации) достаточно велика, чтобы образование раствора сопровождалось выделением энергии, растворимость с ростом температуры понижается. Это происходит, например, при растворении в воде многих солей лития, магния, алюминия.

Зависимость между растворимостью и температурой очень удобно изображать графически – в виде кривых растворимости. Для построения кривой растворимости откладывают на горизонтальной оси температуру, а на вертикальной – растворимость вещества при соответствующей температуре.

На рисунке 1 приведено несколько характерных кривых растворимости. Резко поднимающиеся вверх кривые растворимости нитратов калия, свин-

ца, серебра показывают, что с повышением температуры растворимость этих веществ сильно возрастает. Растворимость хлорида натрия лишь незначительно изменяется по мере повышения температуры, что показывает почти горизонтальная кривая растворимости этой соли.

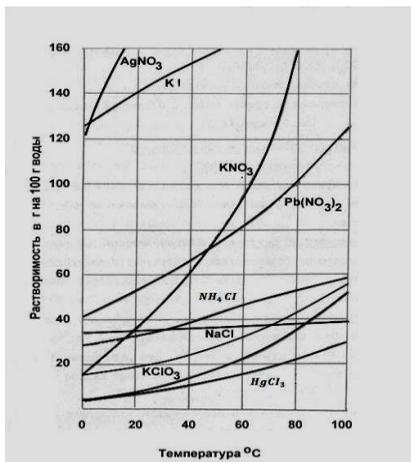


Рисунок 1 – Растворимость солей

В целом изменение растворимости с повышением температуры происходит неравномерно и индивидуально для каждого вещества. Растворимость большинства твердых веществ с повышением температуры увеличивается.

При растворении твердых тел в воде объем системы обычно изменяется незначительно. Поэтому растворимость веществ, находящихся в твердом состоянии, практически не зависит от давления.

1.5 Растворы жидкостей в жидкостях

Жидкость в жидкости может растворяться неограниченно, ограниченно или совсем не растворяться, что обусловлено природой веществ. Спирт и вода растворяются неограниченно в любых соотношениях. Вода и анилин, вода и фенол, эфир и вода растворяются ограниченно.

Для ряда жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью с повышением температуры увеличивается растворимость одной жидкости в другой и при некоторой температуре становится неограниченной. Температура, при которой ограниченная взаимная растворимость жидкостей переходит в неограниченную, называется **критической температурой растворения**. Так, при температуре ниже 66,4 °C фенол ограниченно растворим в воде, а вода ограниченно растворима в феноле. Температура 66,4 °C – критическая температура растворения для системы вода – фенол: начиная с этой температуры, обе жидкости неограниченно растворимы друг в друге.

Как и в случае растворения твердых тел, взаимное растворение жидкостей обычно не сопровождается значительным изменением объема. Поэтому взаимная растворимость жидкостей мало зависит от давления и заметно возрастает лишь при очень высоких давлениях (порядка тысяч атмосфер).

Если в систему, состоящую из двух несмешивающихся жидкостей, ввести третье вещество, способное растворяться в каждой из этих жидкостей, то растворенное вещество будет распределяться между обеими жидкостями пропорционально своей растворимости в каждой из них. Отсюда вытекает *закон распределения*, согласно которому **«Вещество, способное растворяться в двух несмешивающихся растворителях, распределяется между ними так, что отношение его концентраций в этих растворителях при постоянной температуре остается постоянным, независимо от общего количества растворенного вещества»:**

$$C_1/C_2 = K$$

где C_1 и C_2 – концентрации растворенного вещества в первом и втором растворителях;

K – так называемый коэффициент распределения.

Так, коэффициент распределения йода между водой и хлороформом равен 130. Если к воде, содержащей растворенный йод, добавить не смешивающийся с нею хлороформ, взболтать эту систему и дать ей отстояться, то после установления равновесия концентрация йода в хлороформе окажется в 130 раз более высокой, чем в воде, независимо от общего количества растворенного йода. Таким образом, с помощью хлороформа можно извлечь (*экстрагировать*) из воды преобладающую часть растворенного в ней йода. Такой, основанный на законе распределения способ извлечения растворенного вещества из раствора с помощью второго растворителя, не смешивающегося с первым, называется *экстракцией* и широко применяется в лабораторной практике и в химической промышленности.

1.6 Растворы газов в жидкостях

При контакте газов с жидкостями последние поглощают (абсорбируют) их, образуя растворы газов. Растворимость газов выражают числом кубических сантиметров газа, растворяющегося при 0 °С и атмосферном давлении в 1 (или 1000) см³ растворителя (коэффициент абсорбции α), либо числом граммов газа, растворяющихся в 100 г растворителя при определенной температуре и парциальном давлении данного газа, равном 1 атм.

Растворимость газов в жидкостях зависит от природы растворителя и газа, температуры, давления и наличия в растворе других растворимых веществ. Эти факторы обуславливают весьма широкие пределы растворимости. Так, природа растворителя и газа может обусловить их химическое взаимодействие, диссоциацию молекул газа в растворе и пр. Растворимость таких газов велика. Например, в 1 л воды при 0 °С и давлении 1 атм растворяется: HCl – 505 л, H₂S – 4,67 л, CO₂ – 1,71 л. Газы, не испытывающие вза-

имодействия с растворителем, растворяются в значительно меньшей степени. При тех же условиях в 1 л воды растворяется кислорода 48,9 мл, азота 23,5 мл, водорода 21,7 мл.

Растворимость газов в воде сопровождается экзотермическим эффектом вследствие сольватации, поэтому, согласно принципу Ле Шателье, увеличение температуры снижает их растворимость и, наоборот, снижение температуры повышает их растворимость.

Растворимость газов в жидкостях в значительной степени зависит от давления и описывается *законом Генри*, гласящим, что **«Концентрация (растворимость) газа в жидкости прямо пропорциональна его давлению над раствором»**:

$$\alpha = K p,$$

где α – коэффициент абсорбции, выражающий растворимость газа в жидкости;

K – коэффициент пропорциональности, зависящий от природы веществ;
 p – давление.

Закон Генри применим для условий невысоких давлений и малой растворимости газов при отсутствии их диссоциации, сольватации и других изменений в растворе.

Растворимость большинства газов существенно снижается, если в растворе содержатся вещества, способные сольватироваться или распадаться на ионы. Например, растворимость хлора в воде и насыщенном растворе поваренной соли снизится в 7 – 10 раз.

1.7 Способы выражения состава растворов

Состав любого раствора может быть выражен как качественно, так и количественно. Обычно при качественной оценке применяют такие понятия, как разбавленный и концентрированный раствор. Раствор с относительно низким содержанием растворенного вещества называют **разбавленным**, а раствор с относительно высоким содержанием растворенного вещества – **концентрированным**. Насыщенные растворы применяют сравнительно редко. В большинстве случаев пользуются *ненасыщенными* растворами, содержащими меньше растворенного вещества, чем его содержит при данной температуре насыщенный раствор.

Для количественной оценки растворов используются другие понятия. Состав раствора (и, в частности, содержание в нем растворенного вещества) может выражаться разными способами – как с помощью безразмерных единиц (долей или процентов), так и через размерные величины – концентрации. В химической практике наиболее употребительны следующие величины, выражающие содержание растворенного вещества в растворе:

Массовая доля растворенного вещества в растворе (w) показывает содержание растворенного вещества в 100 граммах раствора. В математической форме она выражается формулой:

$$w = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{р-ра}}$ – масса всего раствора, г.

Массовая доля выражается в долях единицы или процентах.

Молярная концентрация C_M раствора или молярность показывает число молей растворенного вещества в 1 литре раствора. В математической форме она выражается формулой:

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M}, \text{ М} \quad \text{или} \quad C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л}$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

M – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{\text{р-ра}}$ – объем раствора, л

Единица измерения: моль/дм³ или моль/л. Также в тексте вместо указания размерности молярной концентрации ставят заглавную букву М, тогда 1 моль/дм³ = 1 М.

Нормальная концентрация C_N раствора или нормальность показывает число эквивалента растворенного вещества в 1 литре раствора. В математической форме она выражается формулой:

$$C_N = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{э}}}, \text{ н} \quad \text{или} \quad C_N = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{э}} \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л}$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

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

$m_{\text{э}}$ – эквивалентная масса, г/моль.

Единица измерения: моль/дм³ или моль/л.

Также для обозначения нормальной концентрации используют символ «н», тогда 1 моль/дм³ = 1 н. Если $V_{\text{р-ра}}$ выражать в миллилитрах, то

$$C_N = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{m_{\text{э}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

Пользуясь растворами, концентрация которых выражена нормальностью, легко заранее рассчитать, в каких объемных отношениях они должны быть смешаны, чтобы растворенные вещества прореагировали без остатка. Пусть V_1 л раствора 1 вещества с нормальностью C_{n_1} реагирует с V_2 л раствора 2 вещества с нормальностью C_{n_2} . Это означает, что в реакцию вступило $C_{n_1} V_1$ эквивалентов вещества 1 и $C_{n_2} V_2$ эквивалентов вещества 2. Т.е. если 2 вещества реагируют друг с другом без остатка, то, учитывая, закон эквивалентов должно соблюдаться следующее соотношение

$$C_{n_1} V_1 = C_{n_2} V_2 \quad \text{или} \quad N_{\text{щ}} \cdot V_{\text{щ}} = N_{\text{к}} \cdot V_{\text{к}}$$

где C_{n_1} , $N_{\text{щ}}$ – нормальность раствора щелочи;

$V_{\text{щ}}$ – объем раствора щелочи;

C_{n_2} , $N_{\text{к}}$ – нормальность раствора кислоты;

$V_{\text{к}}$ – объем раствора кислоты.

Таким образом, *объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям.*

На основании этой зависимости можно не только вычислять требуемые для проведения реакций объемы растворов, но и наоборот, по объемам затраченных на реакцию растворов находить их концентрации.

Моляльная концентрация C_m раствора или моляльность показывает число молей растворенного вещества в 1000 грамм растворителя. В математической форме она выражается формулой:

$$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}}, \text{ моль/1000 г} \quad \text{или} \quad C_m = \frac{m'_{\text{в-ва}}}{M}, \text{ моль/кг}$$

где $m_{\text{р-ля}}$ – масса вещества, растворенного в данной массе растворителя, г;

$M_{\text{в-ва}}$ – его молярная масса вещества, г/моль;

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

$m_{\text{в-ва}}$ – масса вещества, растворенного в 1000 г растворителя.

Единица измерения: моль/кг или моль/1000 г.

Титр раствора T показывает число граммов растворенного вещества в 1 миллилитре или 1 см^3 раствора. В математической форме он выражается формулой:

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ г/см}^3$$

Единица измерения: г/см³ или г/мл.

Для двухкомпонентного раствора, приготовленного путем растворения вещества в растворителе, справедливы следующие соотношения:

$$m_{p-ра} = V_{p-ра} \rho;$$
$$m_{p-ра} = m_{в-ва} + m_{p-ля}$$

где $V_{p-ра}$ – объем раствора, мл;
 ρ – плотность раствора, г/см³.

$$V_{p-ра} \approx V_{p-ля} \text{ (для разбавленных растворов).}$$

1.8 Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие

При пересчете процентной концентрации в молярную и наоборот, необходимо помнить, что процентная концентрация рассчитывается на определенную массу раствора, а молярная и нормальная – на объем, поэтому для пересчета необходимо знать плотность раствора. Если мы обозначим: $C_{\%}$ – процентная концентрация, C_M – молярная концентрация, C_H – нормальная концентрация, $m_{\text{э}}$ – эквивалентная масса, ρ – плотность раствора; M – молярная масса, то формулы для пересчета из процентной концентрации будут следующими:

$$C_M = \frac{(C_{\%} \cdot \rho \cdot 10)}{M}; \quad C_H = \frac{(C_{\%} \cdot \rho \cdot 10)}{m_{\text{э}}}.$$

Этими же формулами можно воспользоваться, если нужно пересчитать нормальную или молярную концентрацию в процентную.

Иногда в лабораторной практике приходится пересчитывать молярную концентрацию в нормальную и наоборот. Если эквивалентная масса вещества равна молярной массе (например, для HCl, KCl, KOH), то нормальная концентрация равна молярной концентрации. Так 1 и. раствор соляной кислоты будет одновременно 1 М раствором. Однако для большинства соединений эквивалентная масса не равна молярной и, следовательно, нормальная концентрация растворов этих веществ не равна молярной концентрации. Для пересчета из одной концентрации в другую можно использовать формулы: $C_M \cdot M = C_H \cdot m_{\text{э}}$

$$C_M = \frac{(C_H \cdot m_{\text{э}})}{M}; \quad C_H = \frac{(C_M \cdot M)}{m_{\text{э}}}.$$

2 СВОЙСТВА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

Некоторые вещества, такие как сахара, глицерин, мочеви́на, спирты, в растворах не распадаются на ионы, и поэтому их растворы электрический ток не проводят. Эти вещества называют *неэлектролитами*.

2.1 Давление пара растворов. Первый закон Рауля

При растворении какого-либо нелетучего вещества в воде (или любом другом растворителе) активная поверхность испарения снижается вследствие того, что часть ее будет занята молекулами растворенного вещества. В результате этого будет уменьшаться испарение растворителя и парциальное давление его насыщенных паров над раствором (система замкнутая, состояние равновесное).

Сказанное иллюстрирует следующий опыт (рисунок 2). Если под колпак поместить два сосуда, содержащие одинаковые объемы раствора *A* и растворителя *B*, то через некоторое время объем раствора *A* увеличится (правый рисунок) Это происходит потому, что под колпаком устанавливается давление, соответствующее состоянию насыщенного пара для растворителя. Этот пар будет пересыщенным для раствора, поскольку давление пара над ним ниже, что вызовет его конденсацию. Убыль пара из газовой фазы повлечет за собой испарение новой порции растворителя из сосуда *B* и т.д.

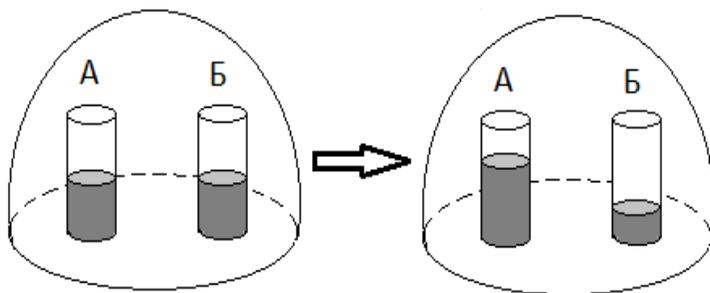


Рисунок 2 – Опыт, обнаруживающий понижения давления паров растворителя над раствором

Рауль экспериментально установил (1887), что понижение давления насыщенного пара растворителя, находящегося в равновесии с разбавленным раствором, прямо пропорционально мольной доле нелетучего растворенного вещества (*первый закон Рауля*):

$$\Delta p = p_0 \cdot N_x$$

где Δp – абсолютное понижение давления паров: $\Delta p = p_0 - p_1$;
 p_0 – давление насыщенных паров над чистым растворителем;
 p_1 – то же над раствором нелетучих веществ;
 N_x – мольная доля растворенного вещества.
Закон Рауля имеет и другие формы выражения, например

$$\Delta p / p_0 = N_x,$$

где $\Delta p / p_0$ – относительное понижение давления пара растворителя над раствором, которое не зависит ни от природы растворителя и растворенного вещества, ни от температуры, или

$$p_1 = p_0 \cdot N_y,$$

где N_y – мольная доля растворителя.

Для случая раствора жидкости в жидкости давление пара каждого компонента (X) пропорционально мольной доле другого компонента (Y) в растворе (значение p_0 при этом соответствует давлению пара чистого компонента (Y) при данной температуре).

2.2 Замерзание и кипение растворов. Второй закон Рауля

К выводу о понижении температуры замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем можно прийти на основании следующих рассуждений. Пусть в равновесную систему вода – лед будет внесен второй компонент, например глицерин, растворяющийся в жидкой фазе, но практически не испаряющийся и не переходящий в твердую фазу. Введение глицерина в воду вызовет падение давления пара над раствором, что произойдет за счет конденсации части паров. Поскольку конденсация пара – экзотермический процесс, то равновесие вода – лед будет нарушено в результате повышения температуры и как следствие таяния льда. Чтобы систему привести в исходное состояние, температуру надо понизить. Иначе говоря, температура замерзания (кристаллизации) растворов ниже, чем у чистого растворителя.

Известно, что жидкости закипают при давлении их насыщенных паров, равном внешнему. Следствием снижения давления насыщенного пара растворителя над раствором является повышение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем и понижение температуры его замерзания.

Часто из растворов переходит в пар при кипении или кристаллизуется при замерзании только растворитель, вследствие чего концентрация раство-

ра по мере его кипения или замерзания возрастает. Это, в свою очередь, приводит к еще большему повышению температуры кипения или понижению температуры замерзания раствора. Таким образом, раствор в отличие от чистого растворителя кипит или замерзает не при постоянной температуре, а в некотором интервале температур. Данное свойство растворов описывается вторым законом Рауля для разбавленных растворов неэлектролитов: **«Изменение температуры кипения или замерзания раствора прямо пропорционально его моляльной концентрации»**

$$\begin{aligned} \Delta t_{\text{зам}} &= K \cdot C_m & \Delta t_{\text{кип}} &= E \cdot C_m \\ \Delta t_{\text{зам}} &= K \cdot \frac{m \cdot 1000}{m_1 \cdot M} & \Delta t_{\text{кип}} &= E \cdot \frac{m \cdot 1000}{m_1 \cdot M} \end{aligned}$$

где C_m – моляльная концентрация, моль/кг или моль/1000 г;

K – криоскопическая константа, соответствует понижению температуры замерзания раствора, содержащего 1 моль вещества в 1000 г растворителя;

E – эбулиоскопическая константа, соответствует повышению температуры кипения раствора, содержащего 1 моль вещества в 1000 г растворителя;

$m_{\text{в-ва}}$ – масса вещества, растворенного в данной массе растворителя, г;

M – его молярная масса вещества, г/моль;

m_1 – масса растворителя, г.

Разность между $t_{\text{зам}}$ чистого растворителя и $t_{\text{зам}}$ раствора называется понижением температуры замерзания раствора

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам. р-ля}} - t_{\text{зам. р-ра}}$$

где $\Delta t_{\text{зам}}$ – понижение температуры замерзания раствора;

Разность между $t_{\text{кип}}$ раствора и $t_{\text{кип}}$ чистого растворителя называется повышением температуры кипения раствора

$$\Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип р-ра}} - t_{\text{кип р-ля}}$$

где $\Delta t_{\text{кип}}$ – повышение температуры кипения раствора.

Второй закон Рауля используют для определения молекулярного веса вещества (методы криоскопии и эбулиоскопии). Температура кристаллизации может служить также показателем чистоты вещества. Например, температура кристаллизации чистого четыреххлористого углерода -23°C . Если она окажется более низкой, то это будет свидетельствовать о содержании в нем примесей.

Величина криоскопической константы зависит не от природы растворенного вещества, а от природы растворителя (таблица 2.1); для воды она равна $K_{H_2O} = 1,86$.

Для растворов электролитов законы Вант-Гоффа и Рауля в рассмотренном выше виде не применимы.

Таблица 1 – Криоскопические и эбулиоскопические постоянные некоторых веществ

Растворитель	Константа	
	K	E
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,07	2,57
Фенол	7,27	3,60
Уксусная кислота	3,9	3,07
Этиловый спирт	–	1,04
Хлороформ	4,9	3,80
Четыреххлористый углерод	29,8	5,3

2.3 Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа

Если два раствора одного и того же вещества, но различной концентрации ($C_2 > C_1$) разделить в сосуде поршнем (рисунок 3, а), снабженным полупроницаемой перегородкой (проницаемой для молекул растворителя и непроницаемой для молекул растворенного вещества), то через некоторое время поршень поднимется (рисунок 3, б) в результате перехода молекул растворителя из менее концентрированного раствора в более концентрированный. При этом концентрации обоих растворов постепенно выравниваются. Такое явление называется **осмосом**. Осмос, таким образом, является диффузией молекул растворителя в раствор через перегородку.

Диффузия в жидкостях, как и диффузия вообще, есть самопроизвольный процесс переноса вещества, обусловленный беспорядочным тепловым движением молекул, конечный результат которого – выравнивание концентраций в растворе. В отсутствие перегородки диффузионный процесс подразумевает перемещение молекул растворенного вещества в растворителе.

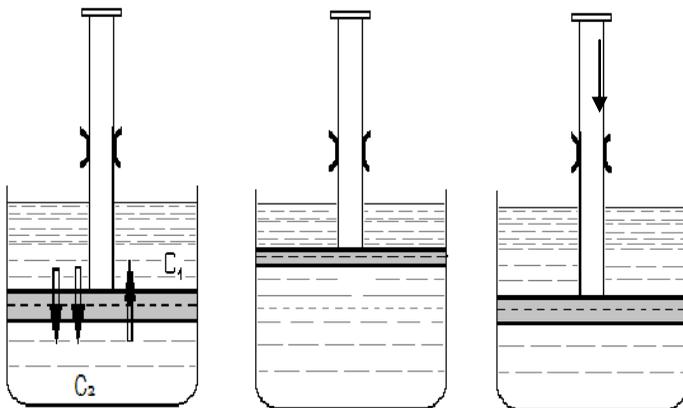


Рисунок 3 – Явление осмоса

Осмотическое давление возникает на границе растворов разной концентрации (или на границе раствора и растворителя) при наличии между ними полупроницаемой перегородки. В качестве последней могут быть использованы пленка нелакированного целлофана, коллодиевая пленка, специальным образом обработанная керамика и даже жидкостный слой (фенол, насыщенный водой, для воды).

Молекулы растворителя диффундируют через перегородку в прямом и обратном направлениях (см. стрелки на рисунке). Однако число их неодинаково вследствие различной скорости. Чтобы удержать поршень в первоначальном положении, необходимо приложить силу p , компенсирующую действие осмотических сил (рисунок 3, в), возникающих на границе между растворами. Осмотические силы, отнесенные к единице площади их действия (численно равные p/S , где S – площадь перегородки), называются **осмотическим давлением** $p_{\text{осм}}$.

Якоб Вант-Гофф установил (1887) возможность описания осмотического давления разбавленных растворов с помощью законов, применяемых для идеальных газов (законы Бойля – Мариотта, Гей-Люссака, Авогадро и др.). Иначе говоря, молекулы растворенного вещества создают такое давление, какое они производили бы, находясь в газообразном состоянии при данной температуре T , К и занимая объем V , равный объему раствора. Исходя из этой аналогии, осмотическое давление $p_{\text{осм}}$ (Н/м^2) может быть выражено уравнением Клапейрона – Менделеева

$$p_{\text{осм}} \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{или} \quad p_{\text{осм}} = n \cdot R \cdot T / V \quad \text{и} \quad p_{\text{осм}} = C \cdot R \cdot T,$$

где n – число молей растворенного вещества, моль;

C – молярная концентрация, моль/дм³;

R – универсальная газовая постоянная, Дж/(моль·К).

Таким образом, осмотическое давление прямо пропорционально концентрации растворенного вещества и абсолютной температуре (*закон Вант-Гоффа*).

Закон Вант-Гоффа, как и рассмотренный ранее закон Генри, является *предельным законом*, т.е. наиболее точно описывает разбавленные растворы при некоторой бесконечно малой концентрации растворенного вещества, исключаяющей взаимодействие между его частицами. Состояние и поведение растворов в этом случае можно уподобить идеальному газу, поэтому такие растворы называют *идеальными*. Однако это не значит, что предельные законы не применимы для больших концентраций. Но в последнем случае результат требует введения поправки. В практике предельные законы применяются без существенных поправок.

3 СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Вещества, диссоциирующие в воде или других полярных жидкостях (а также расплавах) на ионы и потому способные проводить электрический ток, называются *электролитами*, а явление распада на ионы – *электролитической диссоциацией*. Ионы представляют собой частицы, несущие положительный (*катионы*) или отрицательный (*анионы*) заряд.

3.1 Особенности применения законов Вант-Гоффа и Рауля к растворам электролитов. Степень ионизации

К растворам кислот, оснований, солей законы Вант-Гоффа и Рауля в рассмотренном ранее виде не применимы. Например, раствор ZnCl₂ с молярной концентрацией 1 моль/кг замерзает при – 4,67 °С вместо – 1,86, как этого требует теория. Подобным образом величины $p_{\text{осм}}$, Δp , $\Delta t_{\text{кип}}$ найденные для электролитов опытным путем (обозначим их индексом «*» в отличие от соответствующих величин для неэлектролитов), также будут больше в i раз (для 1 моль/кг раствора ZnCl₂ $i = 4,67/1,86 = 2,51$), т.е.

$$p_{\text{осм}}^*/p_{\text{осм}} = \Delta p^*/\Delta p = \Delta t_{\text{зам}}^*/\Delta t_{\text{зам}} = \Delta t_{\text{кип}}^*/\Delta t_{\text{кип}} = i$$

Коэффициент i называется *изотоническим*. Анализ значений коэффициента i показал, что его величина для таких солей, как KCl, NaBr, больше единицы и при разведении стремится к двум, т.е. $i \rightarrow 2$; для молекул CaF₂, MgCl₂ $i > 2$ и $i \rightarrow 3$. В первом случае молекулы солей состоят из двух частиц

во втором – из трех, соответственно и $i \rightarrow 2$ и 3. Поскольку свойства растворов, описываемые законами Рауля и Вант-Гоффа, главным образом обусловлены числом частиц, содержащихся в единице объема раствора (частичной концентрацией), постольку это явилось основанием для предположения, что молекулы кислот, оснований и солей распадаются в растворах на составляющие их частицы, названные ионами (гипотеза ионизации С. Аррениуса, 1887). Гипотеза ионизации послужила основой разработанной в последующем теории электролитической диссоциации.

Таким образом, изотонический коэффициент показывает, во сколько раз увеличивается общее число частиц в растворе в результате происшедшей полной или неполной ионизации вещества, т. е.

$$i = \frac{\text{число}_\text{ ионов} + \text{число}_\text{ неионизированных}_\text{ молекул}}{\text{общее}_\text{ число}_\text{ молекул,}_\text{ внесенных}_\text{ в}_\text{ раствор}}.$$

Исходя из этого, законы Вант-Гоффа и Рауля в приложении к электролитам получают следующий вид:

$$\begin{aligned} p_{\text{осм}} &= i \cdot C \cdot R \cdot T, \\ \Delta p &= i \cdot p_0 \cdot N_x, \\ \Delta t_{\text{зам}} &= i \cdot K \cdot C_m, \\ \Delta t_{\text{кип}} &= i \cdot E \cdot C_m \end{aligned}$$

Заметим, что коэффициент i для бинарных электролитов (молекула распадается на два иона) не достигает максимального значения, равного 2, а терциарных (молекула распадается на три иона) – 3. К максимальным значениям коэффициент i приближается лишь при бесконечном разведении. Этот факт говорит о том, что не все молекулы электролита в растворе распадаются на ионы и степень их ионизации с разведением возрастает.

Если в раствор внесено Σ молей (молекул) электролита и из них подверглось ионизации σ молей (молекул), то распавшаяся на ионы часть α от общего числа молекул может быть определена как

$$\alpha = \sigma / \Sigma \text{ (или } \alpha = 100 \sigma / \Sigma \%),$$

где α – *степень ионизации*, характеризующая динамическое равновесие между ионами и молекулами;

иначе α – отношение числа молекул, претерпевших ионизацию, к общему количеству молекул электролита.

Изотонический коэффициент i связан со степенью ионизации α соотношением, вытекающим из определения коэффициента i , т. е.

$$i = \frac{n\alpha \Sigma + (1 - \alpha) \Sigma}{\Sigma} \quad (\text{что ведет к } i = 1 + \alpha \cdot (n - 1)),$$

где α – число молекул, претерпевших ионизацию;

при n ионах, образующихся из каждой молекулы,

$n \cdot \alpha \cdot \Sigma$ – число образовавшихся ионов в растворе;

$(1 - \alpha)$ – число молекул, не подвергшихся ионизации;

$(1 - \alpha) \Sigma$ – число неионизированных молекул.

С увеличением разведения $i \rightarrow n$ и $\alpha \rightarrow 1$. Выше приведенное уравнение позволяет взаимно вычислять α или i , если известна одна из этих величин.

Связь между ними выражается уравнением $\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$

По величине α для 0,1н. растворов электролиты подразделяют на: слабые ($\alpha \leq 0,03$), средние ($\alpha = 0,03 \div 0,3$) и сильные ($\alpha > 0,3$).

4 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ РАБОТА

Опыт 1. Определение плотности раствора. Расчет молярной, нормальной и моляльной концентраций раствора

Плотность раствора – это отношение его массы к объему. Единицей плотности в Международной системе (СИ) является кг/м³. Эта единица слишком велика для лабораторной практики. В связи с этим применяют внесистемную единицу г/см³. Плотность в г/см³ будем обозначать буквой ρ .

Плотность раствора изменяется при изменении его концентрации. Концентрация растворенного вещества обуславливает определенную плотность раствора. Следовательно, по измеренной плотности раствора можно судить о его концентрации. Зависимости между концентрацией и плотностью растворов многих растворимых оснований, кислот и солей, имеются в справочниках (см. приложение таблица 1).

Таким образом, по данным таблицы можно ориентировочно, с точностью до $\pm 0,5$ % вычислить концентрацию неизвестного вещества, измерив, плотность раствора. Она может быть определена при помощи пикнометра, гидростатических весов, ареометра и другими способами. Наиболее быстро, с точностью до 1 %, плотность жидкости определяется простым прибором – ареометром (рисунок 4). Ареометр (рисунок 5) представляет собой пустотельный стеклянный поплавок с шариком, заполненным дробью или ртутью. Верхняя часть его – узкая трубка, на которой нанесены деления, соответствующие различным значениям плотности. Ареометр калибруется при определенной температуре, которая указывается на шкале. Для того чтобы

увеличить точность измерения, имеются наборы ареометров, каждым из которых можно измерять плотность в очень узком интервале значений. Такие наборы изготавливаются для измерения плотности жидкостей легче и тяжелее воды.

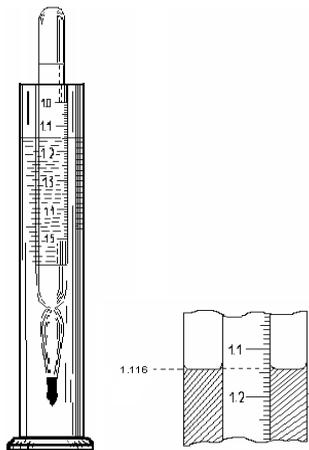


Рисунок 4 – Определение концентрации раствора

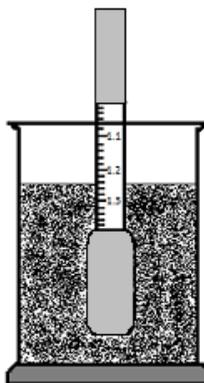


Рисунок 5 – Ареометр

Цель работы: научиться определять концентрацию растворов по их плотности и выражать ее различными способами; научиться готовить растворы заданной концентрации.

Приборы и реактивы. Набор ареометров, цилиндры, пинцет, колбы или стаканы, часовое стекло, растворы щелочей, растворы серной, соляной и азотной кислот разной концентрации в пределах 5 – 30 %; мерные колбы различной емкости; мерные цилиндры; промывалки; конические колбы; воронки; физико-химические весы и разновесы к ним; набор солей, в том числе кристаллогидратов.

Порядок выполнения работы.

1 Получить у преподавателя раствор вещества неизвестной концентрации.

2 Определить по ареометру плотность испытуемого раствора.

Для этого испытуемый раствор наливают в сухой стеклянный цилиндр и осторожно погружают в него ареометр так, чтобы он не касался стенок цилиндра. Если при погружении ареометра шкала окажется полностью над жидкостью, то плотность раствора превышает величину шкалы ареометра. Замените ареометр следующим из набора. Из имеющегося набора ареометров следует подобрать такой, который не должен тонуть или плавать на по-

верхности раствора. Уровень жидкости должен приходиться на шкалу ареометра. Если ареометр не соответствует плотности раствора, его вынимают пинцетом или, при необходимости, осторожно сливают раствор в стакан. Ареометр ополаскивают водой и кладут на место в коробку.

Показания ареометра фиксируются на уровне глаз (не следует смотреть снизу или сверху на шкалу) по границе мениска жидкости. С помощью ареометров плотность определяют с точностью до третьего десятичного знака.

3 По полученной плотности найдите в таблице 1 массовую долю растворенного вещества в процентах. Если плотность раствора, определенная опытным путем, отличается от табличных значений, то воспользуйтесь методом интерполяции.

4 Определив массовую долю (ω , %) вещества в растворе, найдите его молярную (C_M , моль/дм³), нормальную (C_N , моль/дм³), моляльную (C_m , моль/кг) концентрации.

Опыт 2. Определение плотности жидкости тяжелее воды.

Получите у преподавателя раствор для исследования и набор ареометров для жидкостей тяжелее воды.

Раствор налейте в сухой стеклянный цилиндр и опустите в него ареометр, шкала которого начинается с 1,00. Если при погружении ареометра шкала окажется полностью над жидкостью, то плотность раствора превышает величину шкалы ареометра. Замените ареометр следующим из набора и так поступайте до тех пор, пока подберете ареометр, который погрузится в жидкость на такую глубину, чтобы уровень жидкости в цилиндре оказался в пределах шкалы ареометра. Следите за тем, чтобы ареометр не касался стенок цилиндра.

Отметьте по нижнему мениску деление шкалы ареометра, совпадающее с уровнем жидкости в цилиндре. Определения повторите 3-4 раза и найдите среднюю величину из тех, результаты которых наиболее близки друг к другу. Это и будет плотность раствора.

Опыт 3. Приготовление раствора соли определенной концентрации.

Порядок выполнения работы:

- 1 Получите задание у преподавателя.
- 2 Рассчитайте массу вещества, необходимую для приготовления раствора указанной концентрации.
- 3 Отвесьте вещество рассчитанной массы на теххимических весах. Взвешивание производите на часовом стекле или в бюксе.

а) Приготовление раствора с указанной массовой долей растворенного вещества в процентах. Отвешенное вещество перенесите через сухую воронку в коническую колбу. Растворите его в необходимом (рассчитан-

ном) объеме дистиллированной воды. Объем воды отмерьте мерным цилиндром. В колбу с водой хорошо смойте из цилиндра остатки вещества с часового стекла. Воды наливайте сначала немного. Помешивая плавными круговыми движениями содержимое колбы, добейтесь полного растворения вещества. Добавьте оставшуюся в цилиндре воду и опять хорошо перемешайте.

б) Приготовление раствора молярной и нормальной концентрации.

Отвешенное вещество перенесите через сухую воронку в мерную колбу необходимого объема. Дистиллированной водой хорошо смойте из промывалки остатки вещества с часового стекла. Налейте в колбу воды на одну четверть. Помешивая плавными круговыми движениями содержимое колбы, добейтесь полного растворения вещества. После этого разбавьте раствор водой до отметки (смотрите по нижнему мениску), закройте колбу пробкой. Тщательно перемешайте содержимое колбы, много раз переворачивая и встряхивая ее.

Форма записи и вычисления

Задача 1. Приготовить 200 г раствора сульфата меди с массовой долей растворенного вещества 20 % из кристаллогидрата.

Р е ш е н и е. а) находим массу CuSO_4 :

$$m_{\text{CuSO}_4} = \frac{w_{\text{CuSO}_4} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{20 \cdot 200}{100} = 40 \text{ г}$$

б) находим массу кристаллогидрата, соответствующую 40 г безводной соли. Для этого вычислим молярные массы CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;

$$M_{\text{CuSO}_4} = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 64 + 32 + 64 + 5 \cdot (2 + 16) = 250 \text{ г/моль}$$

В навеске $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 250 г содержится CuSO_4 массой 160 г, а в $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой x г содержится CuSO_4 массой 40 г; составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 250 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ ————— } 160 \text{ г } \text{CuSO}_4, \\ X \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ ————— } 40 \text{ г } \text{CuSO}_4 \end{array}$$

$$x = \frac{250 \cdot 40}{160} = 62,5 \text{ г}$$

в) находим массу воды:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}(\text{CuSO}_4)} - m_{\text{CuSO}_4} = 200 - 62,5 = 137,5 \text{ г}$$

г) находим объем воды, необходимый для приготовления 200 г раствора:
 $\rho_{H_2O} = 1 \text{ г/см}^3$,

$$V_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{\rho_{H_2O}} = \frac{137,5}{1} = 137,5 \text{ см}^3$$

Ответ: для приготовления 200 г раствора сульфата меди с массовой долей растворенного вещества 20 % необходимо взять 62,5 г кристаллогидрата и 137,5 см³ воды.

Задача 2. Приготовить 200 см³ 0,2-молярного раствора сульфата меди.
Р е ш е н и е. Находим число молей вещества в 200 см³ раствора:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ см}^3 \text{ р-ра} \text{ ————— } 0,2 \text{ моль CuSO}_4, \\ 200 \text{ см}^3 \text{ р-ра} \text{ ————— } x \text{ моль CuSO}_4, \\ x (V) = \frac{200 \cdot 0,2}{1000} = 0,04 \text{ моль} \end{array}$$

Рассчитываем молярную массу CuSO₄,

$$M_{CuSO_4} = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}$$

Найдем массу сульфата меди в 200 см³ раствора

$$m_{CuSO_4} = 160 \cdot 0,04 = 6,4 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления 200 см³ 0,2-молярного раствора сульфата меди нужно навеску безводного CuSO₄ массой 6,4 г перенести в мерную колбу. Налить в колбу 100 см³ дистиллированной воды. Помешивая раствор, добиться его полного растворения. Затем довести полученный раствор дистиллированной водой до метки 200 см³. Тщательно перемешать содержимое колбы.

Задача 3. Приготовить 200 см³ 0,2-нормального раствора сульфата меди из кристаллогидрата CuSO₄·5H₂O.

Р е ш е н и е. Находим число молей эквивалентов вещества в 200 см³ раствора:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ см}^3 \text{ р-ра} \text{ ————— } 0,2 \text{ моль CuSO}_4, \\ 200 \text{ см}^3 \text{ р-ра} \text{ ————— } x \text{ моль CuSO}_4, \\ x (V_3) = \frac{200 \cdot 0,2}{1000} = 0,04 \text{ моль} \end{array}$$

Рассчитываем молярную массу CuSO₄,

$$M_{CuSO_4} = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}$$

Рассчитываем эквивалентную массу CuSO₄,

$$m_{\text{CuSO}_4} = \frac{160}{2} = 80 \text{ г/моль}$$

Рассчитываем массу CuSO_4 ,

$$m_{\text{CuSO}_4} = V_3 \cdot m_3 = 0,04 \cdot 80 = 3,2 \text{ г}$$

Рассчитываем молярную массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 64 + 32 + 16 \cdot 4 \cdot 5 + (2+16) = 250 \text{ г/моль}$$

Находим массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимого для приготовления 200 см³ 0,2 н раствора CuSO_4 ,

$$\begin{array}{l} 250 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ ————— } 160 \text{ г CuSO}_4, \\ X \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ ————— } 3,2 \text{ г CuSO}_4, \\ x \text{ (г)} = \frac{250 \cdot 3,2}{160} = 5 \text{ г} \end{array}$$

Ответ: для приготовления 200 см³ 0,2-нормального раствора сульфата меди необходимо навеску $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 5 г перенести в мерную колбу, налить в колбу 100 см³ дистиллированной воды. Помешивая раствор, полностью растворить кристаллогидрат. Дистиллированной водой довести раствор до метки 200 см³, тщательно перемешать.

Опыт 4. Определение температуры кипения растворителя и раствора

При небольших количествах жидкости температуру кипения определяют в широкой пробирке, в которую наливают 3–4 мл исследуемой жидкости, бросают кусочек пемзы или стеклянные капилляры, запаянные с одного конца, для равномерного кипения жидкости.

В закрепленную в штативе пробирку вставляют термометр так, чтобы нижний конец его был на 2–3 мм выше уровня жидкости. Жидкость в пробирке нагревают на маленьком огне до тех пор, пока с конца термометра не станет непрерывно стекать конденсирующаяся жидкость. Отмечают эту температуру. После охлаждения пробирки определение повторяют.

Опыт 5. Определение молекулярной массы глюкозы криоскопическим методом.

Опыт проводят в специальном приборе, представленном на рисунке 6.

Прибор состоит из пробирки 1 с боковым отростком. Пробирка закрыта резиновой пробкой с двумя отверстиями; в них вставлены термометр 3 (с делениями до 0,1°) и мешалка 4. Эту пробирку вставляют через пробку 2 в более широкую пробирку 5, которая служит воздушным холодильником. Пробирку 5 вставляют в отверстие металлической крышки 6. Крышку надевают на толстостенный стеклянный сосуд 7 с охлаждающей смесью. В дру-

гое отверстие крышки вставлена мешалка 8 для перемешивания охлаждающей смеси.

Сосуд 7 наполняют почти доверху смесью снега или льда с солью. Измеряют обычным термометром температуру охлаждающей смеси. Она должна быть в пределах от -3 до -5°C . Отмеряют пипеткой и наливают во внутреннюю пробирку 10 мл дистиллированной воды. В воду погружают термометр (с делениями до $0,1^{\circ}\text{C}$) настолько, чтобы шарик с ртутью был закрыт жидкостью. Внутреннюю пробирку с водой, предварительно охлажденную в смеси воды со льдом, помещают во внешнюю пробирку и погружают в сосуд 7 с охлаждающей смесью. Наблюдают понижение столбика ртути термометра. Когда температура достигнет -1°C (достигнуто переохлаждение), перемешивают воду мешалкой до появления кристаллов льда. При этом температура повышается. Температурой замерзания чистого растворителя следует считать ту температуру, которая устанавливается после этого повышения (эта температура для воды должна быть равна 0°C ; но показания термометра могут отклоняться на несколько десятых долей градуса). Обогревают внутреннюю пробирку рукой и еще раз определяют температуру замерзания воды (растворителя).

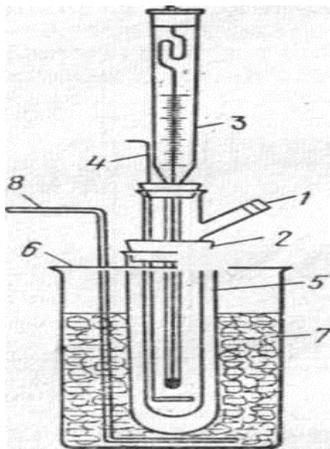


Рисунок 6 – Прибор для криоскопического определения молекулярной массы

Взвешивают $1,8\text{ г}$ глюкозы и всыпают ее в воду внутренней пробирки. Повторяют все те же операции с раствором глюкозы, что и с чистым растворителем. За температуру замерзания раствора следует считать температуру начала замерзания, так как процесс замерзания раствора (в отличие от растворителя) идет при постоянно понижающейся температуре. Нагревают внутреннюю пробирку рукой и повторяют определение температуры замерзания раствора глюкозы.

Вычисление молекулярной массы M глюкозы выполняют по формуле:

$$M = \frac{K \cdot m_{\text{г-ва}} \cdot 1000}{\Delta t_{\text{зам}} \cdot m_{\text{р-ля}}}$$

5 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Сахар массой 5 г растворили в воде массой 20 г. Какова массовая доля (%) сахара в растворе?

<p>Дано</p> <p>$m_{\text{сахара}} = 5 \text{ г}$</p> <p>$m_{\text{H}_2\text{O}} = 20 \text{ г}$</p> <hr style="border: 0.5px solid black;"/> <p>$w_{\text{сахара}} = ?$</p>	<p style="text-align: center;">Р е ш е н и е</p> <p>Определим общую массу полученного раствора:</p> $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{сахара}}$ $m_{\text{(р-ра)}} = 20 + 5 = 25 \text{ г}$ <p>Вычислим массовую долю (%) сахара в растворе:</p>
--	---

$$\begin{array}{l}
 25 \text{ г р-ра} - 5 \text{ г сахара} \\
 100 \text{ г р-ра} - X \text{ г сахара} \\
 X = \frac{100 \cdot 5}{25} = 20 \text{ г}
 \end{array}$$

Так как массовая доля, в % показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора, поэтому массовая доля сахара в растворе будет равна 20 %.

Ответ: $w_{\text{сахара}} = 20 \%$

Пример 2. Какие массы кристаллогидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды надо взять, чтобы получить раствор массой 71 г с массовой долей Na_2SO_4 20 %?

Р е ш е н и е: Вычислим массу Na_2SO_4 , необходимую для приготовления 71 г раствора

$$\begin{array}{l}
 100 \text{ г р-ра} \text{ — } 20 \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4 \\
 71 \text{ г р-ра} \text{ — } X \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4 \\
 m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{71 \cdot 20}{100} = 14,2 \text{ г}
 \end{array}$$

Вычислим массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления раствора:

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 + 10(2 + 16) = 322 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142 \text{ г/моль}$$

$$\begin{array}{l}
 322 \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \text{ — } 142 \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4 \\
 X \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \text{ — } 14,2 \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4
 \end{array}$$

$$X = \frac{322 \cdot 14,2}{142} = 32,2 \text{ г}$$

Вычислим массу воды: $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 71 - 32,2 = 38,8 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления 71 г раствора, надо взять 32,2 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и 38,8 г H_2O .

Пример 3. Раствор объемом 500 мл содержит NaOH массой 5 г. Определить молярную концентрацию и титр этого раствора.

Дано
 $V_{\text{р-ра}} - 500 \text{ мл}$
 $m_{\text{NaOH}} - 5 \text{ г}$

$T - ?$
 $C_M - ?$

Р е ш е н и е

Вычислим число граммов NaOH в 1 л раствора:

$$500 \text{ мл р-ра} \text{ — } 5 \text{ г NaOH}$$

$$1000 \text{ мл р-ра} \text{ — } X \text{ г NaOH}$$

$$X = \frac{1000 \cdot 5}{500} = 10 \text{ г}$$

Определяем молярную массу NaOH: $M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}$
 Определим молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{m_{\text{в-вс}}}{M}, \text{ М} \quad C_M = \frac{10}{40} = 0,25 \text{ М}$$

Определяем титр раствора: $T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V}, \text{ г/см}^3 \quad T = \frac{10}{1000} = 0,001 \text{ г/см}^3$

Ответ: $C_M = 0,25 \text{ М}$, $T = 0,001 \text{ г/см}^3$

Пример 4. Вычислить массу хлорида натрия NaCl, содержащегося в растворе объемом 200 мл, если его молярная концентрация 2 моль/л.

Дано
 $V_{\text{р-ра}} - 200 \text{ мл}$
 $C_{\text{мNaCl}} - 2 \text{ моль/л}$

$m_{\text{NaCl}} - ?$

Р е ш е н и е

Вычислим число моль NaCl, которое содержится в растворе объемом 0,2 л:

$$1000 \text{ мл р-ра} \text{ — } 2 \text{ моль/л NaCl}$$

$$200 \text{ мл р-ра} \text{ — } X \text{ моль/л NaCl}$$

$$X = \frac{200 \cdot 2}{1000} = 0,4 \text{ моль}$$

2 Определяем молярную массу NaCl: $M_{\text{NaCl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$

3 Вычислим массу NaCl:

$$m_{\text{NaCl}} = M_{\text{NaCl}} \cdot X ;$$
$$m_{\text{NaCl}} = 58,5 \cdot 0,4 = 23,4 \text{ г}$$

Ответ: $m_{\text{NaCl}} = 23,4 \text{ г}$

Пример 5. Вычислить молярную, нормальную, моляльную концентрации 37 % раствора сульфата магния. Плотность раствора 1,213 г/мл.

Дано
 $w = 37 \%$
 $\rho = 1,213 \text{ г/мл}$
 $C_M, C_N, C_m - ?$

Решение
Чтобы перейти от массовой доли (%) растворенного вещества к молярной концентрации, надо рассчитать, какую массу имеют 1000 мл раствора. Определяем массу всего раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho$$

$$m_{\text{р-ра}} = 1000 \cdot 1,213 = 1213 \text{ г}$$

Определяем массу растворенного вещества в 1 литре раствора:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ г р-ра} \text{ — } 37 \text{ г MgSO}_4 \\ 1213 \text{ г р-ра} \text{ — } X \text{ г MgSO}_4 \end{array}$$

$$X = \frac{1213 \cdot 37}{100} = 448,8 \text{ г}$$

Определяем молярную концентрацию раствора $C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M}$, М

Рассчитываем молярную массу MgSO_4

$$M_{\text{MgSO}_4} = 24 + 32 + 16 \cdot 4 = 120 \text{ г/моль}$$

$$C_M = \frac{448,8}{120} = 3,74 \text{ М}$$

Определяем нормальную концентрацию раствора $C_N = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_3}$, н

Рассчитываем эквивалентную массу MgSO_4

$$m_{\text{эMgSO}_4} = \frac{120}{2} = 60 \text{ г/моль}, \quad \text{тогда} \quad C_N = \frac{448,8}{60} = 7,48 \text{ н}$$

Определяем моляльную концентрацию раствора

$$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{m_{\text{р-ля}} \cdot M_{\text{в-ва}}}, \text{ моль/1000 г} \quad C_m = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M}, \text{ моль/кг}$$

Необходимо выяснить, сколько грамм имеется вещества и сколько грамм растворителя, для этого примем общую массу всего раствора за 100 г. Определяем массу растворителя

$$m_{\text{р-ля}} = 100 - 37 = 63 \text{ г}$$

Рассчитываем массу вещества в 1000 г растворителя (H_2O)

$$\begin{array}{l} 63 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ — } 37 \text{ г } \text{MgSO}_4 \\ 1000 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ — } X \text{ г } \text{MgSO}_4 \end{array}$$

$$X = \frac{1000 \cdot 37}{63} = 587,3 \text{ г}$$

$$C_m = \frac{587,3}{120} = 4,89 \text{ моль/кг} \quad \text{или} \quad C_m = \frac{37 \cdot 1000}{63 \cdot 120} = 4,89 \text{ моль/1000 г}$$

Ответ: $C_m = 3,74 \text{ М}$, $C_n = 7,48 \text{ н}$, $C_m = 4,89 \text{ моль/кг}$.

Пример 6. Вычислить температуру кристаллизации 2 %-ного водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

<p>Дано $\omega - 2\%$ <hr/>$t_{\text{зам. р-ра}} - ?$</p>	<p style="text-align: center;">Р е ш е н и е</p> <p>Переход от массовой доли (%) к граммам растворенного вещества, осуществляем с помощью следующего уравнения. Определим массу глюкозы.</p> $m_{(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{w_{(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} \cdot m_{\text{р-ра}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}}{100\%} = \frac{2\% \cdot 100\text{г}}{100\%} = 2 \text{ г}$
--	--

Для решения необходимо определить, сколько грамм имеется вещества и сколько грамм растворителя. Для этого примем массу всего раствора равной 100 г.

1. Вычислим массу растворителя H_2O :

$$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} \quad m_{\text{р-ля}} = 100 - 2 = 98 \text{ г}$$

2. Найдем температуру кристаллизации глюкозы:

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам. р-ля}} - t_{\text{зам. р-ра}}$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m \qquad \Delta t_{\text{зам}} = K \cdot \frac{m \cdot 1000}{m_1 \cdot M}$$

3. Определяем молярную массу глюкозы:

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ г/моль};$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,86 \cdot \frac{2 \cdot 1000}{98 \cdot 180} = 0,21 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{зам. р-ра}} = t_{\text{зам. р-ля}} - \Delta t_{\text{зам}}$$

$$t_{\text{зам. р-ра}} = 0 - 0,21 = -0,21 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ответ: температура кристаллизации 2 %-ного раствора глюкозы $-0,21 \text{ }^\circ\text{C}$.

Пример 7. Для нейтрализации 30 мл раствора ортофосфорной кислоты H_3PO_4 потребовалось 20 мл раствора едкого натра $NaOH$ с нормальной концентрацией равной 2 моль/л. Определить концентрацию кислоты.

Дано
 $V_{\text{кис}} - 30 \text{ мл}$
 $V_{\text{щел}} - 20 \text{ мл}$
 $C_{\text{н(щел)}} - 2 \text{ моль/л}$
 $C - ?$

Р е ш е н и е

Массы реагирующих веществ прямопропорциональны их эквивалентам, поэтому при одинаковой нормальности объемы реагирующих веществ равны между собой, при разной – обратно пропорциональны. Можем записать

$$V_{\text{щел}} \cdot C_{\text{н(щел)}} = V_{\text{кисл}} \cdot C_{\text{н(кисл)}}; \quad C_{\text{н(кисл)}} = \frac{V_{\text{щел}} \cdot C_{\text{н(щел)}}}{V_{\text{кисл}}};$$

$$C_{\text{н}(H_3PO_4)} = \frac{V_{NaOH} \cdot C_{\text{н}(NaOH)}}{V_{H_3PO_4}} = \frac{20 \cdot 2}{30} = 1,33 \text{ н}$$

Ответ: нормальная концентрация раствора ортофосфорной кислоты H_3PO_4 равна 1,33 н.

Пример 8. К 250 г 10 %-го раствора глюкозы прилили 150 мл воды. Какова массовая доля (%) глюкозы в полученном после разбавления растворе?

Дано
 $m_{\text{1(р-ра)}} - 250 \text{ г}$
 $V_{H_2O} - 150 \text{ мл}$
 $\omega_1 - 10 \%$
 $\omega_2 - ?$

Р е ш е н и е

1. Определим массу глюкозы в исходном растворе:

$$\omega_1 = \frac{m_{\text{глюкозы}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{глюкозы}} = \frac{m_{1(p-pa)} \cdot w_1}{100\%} = \frac{250 \cdot 10}{100} = 25 \text{ г}$$

2. Масса глюкозы при разбавлении раствора не изменяется. Определим массу раствора, полученного после разбавления:

$$m_{2(p-pa)} = m_{1(p-pa)} + m_{H_2O}; \quad m_{H_2O} = V \cdot \rho$$

$$m_{H_2O} = 150 \cdot 1 = 150 \text{ г}$$

$$m_{2(p-pa)} = 250 + 150 = 400 \text{ г}$$

3. Определим W_2 % (глюкозы):

$$w_{2(\text{глюкозы})} = \frac{m_{\text{глюкозы}}}{m_{2(p-pa)}} \cdot 100\%; \quad w_{2(\text{глюкозы})} = \frac{25}{400} \cdot 100\% = 6,25\%$$

Ответ: W_2 % (глюкозы) = 6,25 %.

Пример 9. Чему равен титр раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 мл воды, если плотность его 1,031 г/мл?

Дано

$$m_{H_3PO_4} - 18 \text{ г}$$

$$V_{H_2O} - 282 \text{ мл}$$

$$\rho - 1,031 \text{ г/мл}$$

$$T - ?$$

Р е ш е н и е

1. Определим массу раствора H_3PO_4 :

$$m_{p-pa} = m_{H_3PO_4} + m_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} = V_{H_2O} \cdot \rho_{H_2O}; \quad \rho_{H_2O} = 1 \text{ г/мл}$$

$$m_{H_2O} = 282 \cdot 1 = 282 \text{ г}$$

$$m_{p-pa} = 18 + 282 = 300 \text{ г}$$

2. Рассчитаем объем раствора H_3PO_4 :

$$V_{p-pa} = \frac{m_{p-pa}}{\rho_{p-pa}} = \frac{300}{1,031} = 291 \text{ мл}$$

3. Вычислим титр раствора H_3PO_4 :

$$T = \frac{m_{H_3PO_4}}{V} = \frac{18}{291} = 0,062 \text{ г/мл}$$

Ответ: титр раствора H_3PO_4 равен 0,062 г/мл.

Пример 10. Какие массы нитрата калия и воды необходимо взять для приготовления 2 кг раствора с массовой долей KNO_3 , равной 0,05?

Дано
 $m_{p-pa} - 2 \text{ кг}$
 $\omega - 0,05 \%$

$m_{KNO_3} - ?$

$m_{H_2O} - ?$

Решение

Определим массу нитрата калия:

$$w = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{p-pa}} \cdot 100 \%; \quad w_{KNO_3} = \frac{m_{KNO_3}}{m_{p-pa}} \cdot 100 \%;$$

$$m_{KNO_3} = w_{KNO_3} \cdot m_{p-pa};$$

$$m_{KNO_3} = 0,05 \cdot 2000 = 100 \text{ г}$$

Определим массу воды:

$$m_{p-pa} = m_{H_2O} + m_{KNO_3}; \quad m_{H_2O} = m_{p-pa} - m_{KNO_3};$$

$$m_{H_2O} = 2000 - 100 = 1900 \text{ г}$$

Ответ: $m_{KNO_3} = 100 \text{ г}$; $m_{H_2O} = 1900 \text{ г}$.

6 КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

- 1 Что называется раствором? Привести примеры.
- 2 Коллигативные (общие) свойства растворов.
- 3 Классификация растворов в зависимости от агрегатного состояния веществ.
- 4 Какие растворы считаются истинными?
- 5 В чем сущность физической и сольватной теории растворов?
- 6 Что представляет собой процесс растворения?
- 7 Что называется растворимостью?
- 8 От каких факторов зависит растворимость веществ?
- 9 Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ в воде.
- 10 Что называется экстракцией?
- 11 Что называется растворенным веществом?
- 12 Что называется растворителем?
- 13 Что называется концентрацией раствора?
- 14 Какой раствор называется насыщенным?
- 15 Какой раствор называется перенасыщенным?
- 16 Какими способами можно выражать состав раствора?
- 17 Что представляет собой массовая доля вещества?
- 18 Дайте определение молярной концентрации раствора.

- 19 Сформулируйте определение и математическое выражение молярной концентрации раствора.
- 20 Расчет и определение нормальной концентрации раствора.
- 21 Дать определение понятию титр раствора.
- 22 Сформулируйте закон распределения.
- 23 Сформулируйте закон Генри.
- 24 Что такое осмос и осмотическое давление?
- 25 Что называется диффузией?
- 26 Сформулируйте закон Вант-Гоффа.
- 27 Как определить повышение температуры кипения раствора?
- 28 Как определить понижение температуры замерзания раствора?
- 29 Что такое изотонический коэффициент и для чего его вводят в математические выражения законов Вант-Гоффа и Рауля?
- 30 Сформулируйте первый закон Рауля.
- 31 Сформулируйте второй закон Рауля.
- 32 Какие вещества называются электролитами?
- 33 Кто и когда впервые сформулировал современную теорию электролитической диссоциации?
- 34 Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
- 35 Что называется степенью электролитической диссоциации?
- 36 От каких факторов зависит величина степени электролитической диссоциации?
- 37 От каких факторов зависит коэффициент активности?
- 38 Как зависит ионная сила раствора от концентрации ионов и их зарядов?
- 39 Как повысить степень диссоциации слабого электролита?

7 ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Задание № 1

1 К 200 мл 28 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,142$ г/мл) добавили 500 мл H_2O . Вычислите молярную концентрацию полученного раствора и определите массовую долю HCl в растворе.

2 Сколько миллилитров 96 %-ного раствора ($\rho = 1,84$ г/мл) H_2SO_4 нужно взять для приготовления 1 л 0,2 н. раствора?

3 Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий 3,56 г антрацена $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$ в 100 г уксусной кислоты, кристаллизуется при 15,718 °С. Температура кристаллизации уксусной кислоты 16,65 °С.

4 Сколько граммов воды нужно взять для растворения 1 кг сахара, чтобы получить его 5 %-ный раствор?

Задание № 2

1 Вычислите нормальную и молярную концентрации раствора йодистого магния, титр которого равен 0,0315 г/мл.

2 Определите нормальную концентрацию раствора гидроксида калия, если на нейтрализацию 10 мл раствора израсходовано 16,2 мл 0,1 н. HNO_3 .

3 Вычислите температуру замерзания и кипения 4 % водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Криоскопическая константа воды 1,86 °С, эбуллиоскопическая константа воды 0,52 °С.

4 Вычислите массу гидроксида натрия и воды, необходимые для приготовления 2 л 10 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,109$ г/мл).

Задание № 3

1 Рассчитайте нормальную и молярную концентрации раствора сульфата калия, если в 200 мл раствора содержится 1,74 г соли.

2 Сколько миллилитров воды нужно прибавить к 250 мл 20 %-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,143$ г/мл), чтобы получить 4 %-ный раствор H_2SO_4 ?

3 Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при $-5,286$ °С. Температура кристаллизации бензола $-5,5$ °С. Криоскопическая константа 5,1. Вычислите молекулярную массу растворенного вещества.

4 Сколько граммов карбоната натрия содержится в 400 мл 0,25 н. раствора?

Задание № 4

1 Для нейтрализации 10 мл раствора щелочи потребовалось 8,7 мл 0,1 н. раствора кислоты. Определите нормальную концентрацию раствора щелочи и титр этого раствора.

2 Сколько миллилитров 60 %-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,503$ г/мл) и сколько воды потребуется для приготовления 500 мл 20 %-ного раствора плотностью 1,143 г/мл?

3 Температура замерзания раствора, содержащего 0,244 г бензойной кислоты в 20 г бензола, равна $-5,222$ °С. Температура замерзания чистого бензола (C_6H_6) $-5,478$ °С. Определите молярную массу бензойной кислоты в этом растворе.

4 Сколько граммов 100 % серной кислоты следует взять для приготовления 2,5 л 0,1 М H_2SO_4 ?

Задание № 5

1 Определите нормальную концентрацию раствора серной кислоты, полученного при разбавлении 100 мл 72 %-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,64$ г/мл) водой до 300 мл.

2 Сколько миллилитров 36 %-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,183$ г/мл) потребуется для приготовления 2 л 0,1 н. HCl ?

3 Вычислите температуру кристаллизации 2 %-ного раствора этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, зная, что криоскопическая константа воды 1,86.

4 Какие массы йода и спирта необходимы для приготовления 500 г раствора с массовой долей йода 5 %?

Задание № 6

1 Сколько миллилитров 20 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,225$ г/мл) можно приготовить из 250 мл 36 %-ного раствора ($\rho = 1,395$ г/мл)?

2 Для нейтрализации раствора, содержащего 0,04 г гидроксида натрия, потребовалось 10 мл раствора кислоты. Вычислите нормальную концентрацию раствора кислоты и титр раствора.

3 8 г глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) растворили в 180 мл воды. При какой температуре замерзнет такой раствор?

4 Плотность 4,5 М раствора H_2SO_4 составляет 1,26 г/мл. Вычислите массу и количество вещества H_2SO_4 в 100 г этого раствора.

Задание № 7

1 Вычислите молярную, нормальную и моляльную концентрации 10 %-ного раствора CuSO_4 ($\rho = 1,10$ г/см³).

2 Как из 2 М раствора Na_2CO_3 приготовить 0,25 н. раствор Na_2CO_3 . Во сколько раз нужно разбавить исходный раствор?

3 Раствор содержал 3,04 г камфары $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензола и кипел при 80,714 °С. Температура кипения чистого бензола 80,2 °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.

4 Сколько граммов безводного сульфата меди и медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) потребуется для приготовления 1 л 10 %-ного раствора CuSO_4 ($\rho = 1,085$ г/мл)?

Задание № 8

1 К 200 мл 20 %-ного раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,14$ г/мл) прилили 250 мл воды. Определите массовую долю фосфорной кислоты в полученном растворе.

2 Температура кристаллизации раствора, содержащего 66,3 г растворенного вещества в 500 г воды, равна $-0,558$ °С. Вычислите молекулярную массу растворенного вещества.

3 Какой объем 2 н. раствора H_2SO_4 следует добавить к 2 л 3 н. раствора, чтобы получить 2,5 н. раствор?

4 Вычислите массы $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимые для приготовления 1,5 л раствора, в котором массовая доля растворенного хлорида бария составляет 8 % ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$).

Задание № 9

1 К 40 г раствора фосфата натрия с массовой долей 10 % прилили 50 г 5 %-ного раствора этого же вещества. Вычислите массовую долю Na_3PO_4 в полученном растворе.

2 Сколько литров 4 %-ного раствора KOH ($\rho = 1,05 \text{ г/мл}$) можно приготовить из 200 мл 35 %-ного раствора KOH ($\rho = 1,38 \text{ г/мл}$)?

3 Сколько граммов мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ следует растворить в 250 г воды, чтобы температура кипения повысилась на $0,26 \text{ }^\circ\text{C}$?

4 Сколько граммов KOH следует добавить к 1 л 12 %-ного раствора ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 20 %-ный раствор KOH ?

Задание № 10

1 Сахар ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) массой 1 кг растворили в воде объемом 5 л. Найти массовую долю (%) сахара в этом растворе.

2 Сколько миллилитров 12 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,284 \text{ г/мл}$), потребуется для полного осаждения бария из 500 мл 0,2 н. раствора BaCl_2 ?

3 Раствор, содержащий 45,65 г некоторого электролита в 600 г воды, кристаллизуется при $-0,465 \text{ }^\circ\text{C}$. Вычислите молекулярную массу растворенного вещества, зная, что криоскопическая константа воды равна 1,86.

4 Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20 %-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14 \text{ г/мл}$), чтобы получить 5 %-ный раствор?

Задание № 11

1 Определите нормальную концентрацию и титр раствора, содержащего: 5 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в 600 мл раствора;

2 Какой объем 4 н. NaOH можно приготовить из 500 мл 20 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,225 \text{ г/мл}$)?

3 При охлаждении морской воды первые кристаллы льда появляются при $-2,2 \text{ }^\circ\text{C}$. Вычислите молярную концентрацию раствора, замерзающего при этой температуре.

4 При взаимодействии с раствором H_3PO_4 израсходовано 12 мл 0,1 н. $\text{Ca}(\text{OH})_2$, при этом образовался гидрофосфат кальция (CaH_2PO_4). Вычислить массу фосфорной кислоты, вступившей в реакцию.

Задание № 12

1 Определите нормальную, молярную концентрации и титр раствора, содержащего 2,5 г K_2CO_3 в 400 мл раствора.

2 Приготовьте из 20 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,23$ г/мл) 2 л 4 н. раствора NaOH?

3 Определите, уксусная кислота – сильный или слабый электролит, если раствор, содержащий 0,571 г кислоты в 100 г воды, кристаллизуется при $-0,181$ °C.

4 Какие массы йода и спирта необходимы для приготовления 300 г раствора с массовой долей йода 5 %?

Задание № 13

1 Вычислите молярную и моляльную концентрации 40 %-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,307$ г/мл).

2 До какого объема надо разбавить 200 мл 2 н. раствора щелочи, чтобы получить 0,1 н. раствор?

3 Раствор 1,7 г хлорида цинка в 250 г воды кристаллизуется при $-0,24$ °C. Вычислите степень диссоциации соли в этом растворе.

4 Какую массу кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ надо взять, чтобы приготовить 500 г водного раствора с массовой долей Na_2CO_3 20 %.

Задание № 14

1 К 100 мл 96 %-ного раствора H_2SO_3 добавлено 500 мл воды. Найдите массовую долю H_2SO_3 в полученном растворе.

2 Какой объем 0,5 н. раствора можно приготовить из 100 мл 2 н. раствора азотной кислоты?

3 Температура замерзания раствора ортофосфорной кислоты H_3PO_4 с массовой долей 13 % равна $-5,5$ °C. Вычислите степень диссоциации кислоты в этом растворе.

4 Сколько надо взять медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и воды для приготовления 300 г 10 %-ного раствора $CuSO_4$?

Задание № 15

1 В каком объеме 0,2 н. раствора содержится 16 г $NiSO_4$?

2 Сколько миллилитров 96 %-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) и сколько воды надо взять для приготовления 1 л 60 %-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,503$ г/мл)?

3 Вычислите температуру кипения нафталина $C_{10}H_8$ с массовой долей 5 % в бензоле. Температура кипения бензола $80,2$ °C. Эбуллиоскопическая константа его 2,57.

4 Определите массу гидроксида хрома, содержащегося в 300 мл 0,2 М раствора $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Задание № 16

1 Какой объем 30 %-ного (по массе) гидроксида натрия ($\rho = 1,33$ г/мл) надо взять для приготовления 250 мл 14 %-ного раствора ($\rho = 1,15$ г/мл)?

2 Какой объем 0,1 н. раствора KCl потребуется для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 мл 0,05 н. раствора AgNO_3 ?

3 Степень диссоциации CaCO_3 в растворе, содержащем 0,859 г CaCO_3 в 457 г воды, равна 70 %. При какой температуре замерзает раствор?

4 Сколько граммов $\text{Sn}(\text{OH})_2$ потребуется для приготовления 3 л 10 %-ного раствора, плотность которого 1,115 г/мл.

Задание № 17

1 В 250 мл воды растворили 50 г гексагидрата хлорида кальция ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). Определите массовую долю CaCl_2 (%) в полученном растворе.

2 Какой объем 4 М раствора HNO_3 потребуется для приготовления 80 мл 0,2 М раствора этой же кислоты.

3 Вычислите степень диссоциации раствора хлорида цинка, замерзающего при $-0,617$ °C и содержащего в 267 г воды 2,8 г соли.

4 Сколько граммов CdSO_4 потребуется для приготовления 5 л 8 %-ного раствора, плотность которого 1,075 г/мл?

Задание № 18

1 К 120 г раствора фруктозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) с массовой долей 14 % прилили 180 мл воды. Какова массовая доля (%) фруктозы в полученном растворе?

2 Сколько миллилитров 36 %-ного раствора H_2SO_3 ($\rho = 1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?

3 При какой температуре должен замерзнуть раствор, содержащий 8,7 г MnSO_4 в 100 г воды, если степень диссоциации такого электролита равна 48,4 %?

4 Какую массу NH_4Cl надо взять для приготовления раствора объемом 2,5 л, если $C_{\text{MNH}_4\text{Cl}} = 0,1$ моль/л?

Задание № 19

1 В 200 мл воды растворили 50 г хлороводорода HCl (н.у.). Какова массовая доля (%) HCl в этом растворе?

2 Какая масса FeCl_3 содержится в 20 мл раствора с массовой долей FeCl_3 40 %? Плотность раствора 1,13 г/мл. Какова молярная концентрация этого раствора.

3 Какой объем 2 н. раствора HNO_3 потребуется для приготовления 500 мл 0,5 н. раствора

4 Определите температуру замерзания 25 %-ного раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) в воде.

Задание № 20

1 Рассчитайте молярную, нормальную концентрации и титр раствора $\text{Al}(\text{OH})_3$ с массовой долей 40 %. Плотность раствора – $1,411 \text{ г/см}^3$.

2 Для нейтрализации 45 см^3 раствора азотной кислоты потребовалось прибавить к ним 25 см^3 0,2 н. раствора щелочи. Определите массу HNO_3 , содержащуюся во взятом объеме раствора.

3 Рассчитайте кажущуюся степень диссоциации раствора поваренной соли, кристаллизующегося при $-0,617 \text{ }^\circ\text{C}$ и содержащего в 200 г воды соль массой 2,5 г.

4 Какая масса осадка образуется при действии избытка раствора щелочи на 10 см^3 0,1 н. раствора хлорида железа?

Задание № 21

1 Какая масса CuSO_4 потребуется для приготовления 1 дм^3 раствора с массовой долей 10 %. Плотность раствора – $1,107 \text{ г/см}^3$. Определите нормальность, молярность и титр раствора.

2 Какой объем 0,25 н. раствора H_2SO_4 потребовался для нейтрализации 20 мл 0,1 н. раствора едкого натра?

3 Определите кажущуюся степень диссоциации RbNO_3 в растворе, зная, что при растворении RbNO_3 массой 1 г в 100 г воды, температура кристаллизации понизилась на 3°C .

4 Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 3 л 6 %-ного раствора, плотность которого $1,075 \text{ г/мл}$?

Задание № 22

1 Какая масса K_2CrO_4 потребуется для приготовления 1000 см^3 раствора с массовой долей 40 % (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$). Определите титр раствора и его нормальную концентрацию.

2 Определите температуру кристаллизации раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ с массовой долей 5 %.

3 На нейтрализацию 210 мл раствора соляной кислоты пошло 20 мл 0,2 н. раствора щелочи. Определите нормальность и титр раствора соляной кислоты.

4 Приготовьте 100 см^3 раствора сульфата железа (III) с нормальной концентрацией $0,02 \text{ моль/дм}^3$.

Задание № 23

1 Какая масса сульфата никеля была в растворе, если для полного осаждения никеля потребовалось 50 мл 0,1 н. раствора щелочи.

2 Какая масса CuSO_4 содержится в 25 см³ раствора с молярной концентрацией 0,2 моль/дм³. Вычислите его титр и нормальную концентрацию.

3 Степень диссоциации FeSO_4 в растворе, содержащем 0,02 моль FeSO_4 в 50 г воды, равна 53 %. Вычислите температуру кипения раствора.

4 Какой объем раствора HBr с массовой долей 22 % (плотность 1,18 г/см³) требуется для приготовления 250 см³ раствора с молярной концентрацией 0,5 моль/дм³.

Задание № 24

1 Степень диссоциации KCl в растворе, содержащем 0,02 моль KCl в 10 дм³ воды равна 0,969. Вычислите температуру кристаллизации этого раствора.

2 Какая масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужна для приготовления 5 кг раствора CuSO_4 с массовой долей 8 %, плотность которого 1,084 г/см³.

3 Какая масса FeCl_3 содержится в 20 см³ водного раствора с массовой долей 40 %, плотность которого 1,133 г/см³. Вычислите молярную, нормальную концентрации и титр этого раствора.

4 Какая масса осадка образуется, если к 100 см³ 0,1 н. раствора сульфата меди добавить избыток раствора щелочи.

Задание № 25

1 Рассчитайте нормальную концентрацию и титр 0,5 М раствора сульфата меди.

2 На нейтрализацию 50 см³ раствора KOH потребовалось 100 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 6 % (плотность 1,028 г/см³). Вычислить нормальную концентрацию и титр раствора.

3 Какая масса осадка образуется при действии избытка щелочи на 50 см³ 0,2 н. раствора хлорида алюминия?

4 Степень диссоциации MgCl_2 в растворе, содержащем 0,35 молей MgCl_2 в 100 г воды, равна 0,84. Какова температура кипения этого раствора?

Задание № 26

1 Какая масса хлористого кальция была в растворе, если при полном осаждении кальция из этого раствора образовался карбонат кальция массой 0,1 г.

2 Какой объем раствора HCl с массовой долей 22 %, плотность которого 1,18 г/см³, требуется для приготовления 250 см³ 0,5 М раствора?

3 Степень диссоциации K_2SO_4 в растворе, содержащем 0,03 моль K_2SO_4 в 150 г воды, равна 75 %. Вычислить температуру кипения раствора.

4 Какая масса CoSO_4 содержится в 25 см^3 0,2 М раствора? Вычислите его нормальную концентрацию и титр.

Задание № 27

1 Какая масса AgNO_3 потребовалось для приготовления $0,5 \text{ дм}^3$ раствора с массовой долей 20 % (плотность $1,194 \text{ г/см}^3$). Определить титр и нормальную концентрацию раствора.

2 Для осаждения всего железа, содержащегося в 87 см^3 раствора FeCl_3 , требуется 128 см^3 0,1 н. раствора щелочи. Какую массу хлорного железа содержит 1 дм^3 этого раствора?

3 Эбуллиоскопическая константа бензола 2,57, температура его кипения $80,2 \text{ }^\circ\text{C}$. При какой температуре будет кипеть раствор, содержащий 13,8 г нитробензола $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ в 500 г бензола C_6H_6 ?

4 Приготовите 80 см^3 раствора хлорида хрома (III) с нормальной концентрацией $0,5 \text{ моль/дм}^3$.

Задание № 28

1 В 740 см^3 раствора содержится H_3PO_4 массой 17,7 г. Рассчитайте нормальность, моляльность и титр этого раствора.

2 Какая масса сернокислого бария выпадает в осадок, если к 420 мл 0,5 н. раствора хлористого бария прибавить избыток раствора сернокислого натрия.

3 Кажущаяся степень диссоциации Na_2CO_3 в растворе, содержащем 0,795 г Na_2CO_3 в 300 граммах воды равна 95 %. Рассчитайте, при какой температуре замерзает этот раствор?

4 Рассчитайте молярность и титр 0,2 н. раствора сульфата хрома.

Задание № 29

1 В 200 мл раствора содержится КОН массой 19,8 г. Рассчитайте молярность (молярную концентрация), нормальность (нормальная концентрация) и титр этого раствора.

2 На нейтрализацию 40 см^3 раствора NaOH потребовалось 110 мл 0,1 н. раствора кислоты с массовой долей 17 % (плотность $1,028 \text{ г/см}^3$). Вычислите нормальную концентрацию и титр раствора.

3 При какой температуре должен замерзнуть раствор, содержащий 19 г K_2SO_4 в 170 г воды, если степень диссоциации такого электролита равна 59,3 %?

4 Какая масса осадка образуется при действии избытка раствора щелочи на 15 см^3 0,1 н. раствора хлорного цинка?

Задание № 30

1 В 570 мл раствора содержится LiOH массой 23,8 г. Рассчитайте молярность, нормальность и титр этого раствора.

2 Какой объем 35 % серной кислоты (плотность $1,224 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления двух литров 0,5 н. раствора.

3 Рассчитайте кажущуюся степень диссоциации сернокислого хрома в растворе, содержащем 34,8 г $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ в 237 г воды зная, что температура кипения раствора $100,738^\circ\text{C}$.

4 Какая масса осадка образуется при действии на 50 мл 0,3 н. раствора сульфата никеля избытком раствора щелочи?

Список рекомендуемой литературы

1 **Коровин, Н. В.** Общая химия: учеб. для вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высшая школа, 1998.

2 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1988. – 190 с.

3 **Угай, Я. А.** Общая и неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. школа, 1997. – 525 с.

4 Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Б. И. Адамсон [и др.]; под общ. ред. Н. В. Коровина. – 2-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 1998. – 255 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А
(справочное)

Плотности и концентрации растворов (при 20 °С)

Таблица А.1 – Плотности и концентрации растворов азотной кислоты

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация HNO ₃	
	г/100 г раствора (% масс.)	моль/л
1,000	0,3296	0,05231
1,010	2,164	0,3468
1,020	3,982	0,6445
1,030	5,784	0,9454
1,040	7,530	1,243
1,050	9,259	1,543
1,060	10,97	1,845
1,070	12,65	2,148
1,080	14,31	2,453
1,090	15,95	2,759
1,100	17,58	3,068
1,110	19,19	3,381
1,120	20,79	3,696
1,130	22,38	4,012
1,140	23,94	4,330
1,150	25,48	4,649
1,160	27,00	4,970
1,170	28,51	5,293
1,180	30,00	5,618
1,190	31,47	5,943
1,200	32,94	6,273
1,210	34,41	6,607
1,220	35,93	6,956
1,230	37,48	7,315
1,240	39,02	7,679
1,250	4,058	8,049
1,260	42,14	8,426
1,270	43,70	8,808
1,280	45,27	9,195
1,290	46,85	9,590
1,300	48,42	9,990
1,310	50,00	10,39
1,320	51,71	10,83
1,330	53,41	11,27
1,340	55,13	11,72

Продолжение таблицы А.1		
Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация HNO ₃	
	г/100 г раствора (% масс.)	г/100 г раствора (% масс.)
1,350	56,95	12,20
1,360	56,95	12,20
1,370	60,67	13,19
1,380	62,70	13,73
1,390	64,74	14,29
1,400	66,97	14,88

Таблица А.2 – Плотности и концентрации растворов серной кислоты

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация H ₂ SO ₄	
	г/100 г раствора (% масс.)	моль/л
1,000	0,2609	0,02660
1,010	1,731	0,1783
1,020	3,242	0,3372
1,030	4,746	0,4983
1,040	6,237	0,6613
1,050	7,704	0,8250
1,060	9,129	0,9865
1,070	10,56	1,152
1,080	1,080	1,317
1,090	13,36	1,484
1,100	14,73	1,652
1,110	16,08	1,820
1,120	17,43	1,990
1,130	18,76	2,161
1,140	20,08	2,334
1,150	21,38	2,507
1,160	22,67	2,681
1,170	23,95	2,857
1,180	25,21	3,033
1,190	26,47	3,211
1,200	27,72	3,391
1,210	28,95	3,572
1,220	30,18	3,754
1,230	31,40	3,938
1,240	32,61	4,123
1,250	33,82	4,310
1,260	35,01	4,498
1,270	36,19	4,686
1,280	37,36	4,876
1,290	38,53	5,068

Продолжение таблицы А.2		
Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация H ₂ SO ₄	
	г/100 г раствора (% масс.)	г/100 г раствора (% масс.)
1,300	39,68	5,259
1,310	40,82	5,452
1,320	41,95	5,646
1,330	43,07	5,840
1,340	44,17	6,035
1,350	45,26	6,229
1,360	46,33	6,424
1,370	47,39	6,620
1,380	48,45	6,817
1,390	49,48	7,012
1,400	50,50	7,208

Таблица А.3 – Плотности и концентрации растворов хлороводородной кислоты

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация HCl	
	г/100 г раствора (% масс.)	моль/л
1,000	0,3600	0,09872
1,010	2,364	0,6547
1,020	4,388	1,227
1,030	6,433	1,817
1,040	8,490	2,421
1,050	10,52	3,029
1,060	12,51	3,638
1,070	14,49	4,253
1,080	16,47	4,878
1,090	18,43	5,509
1,100	20,39	6,150
1,110	22,33	6,796
1,120	24,25	7,449
1,130	26,20	8,118
1,140	28,18	8,809
1,150	30,14	9,505
1,160	32,14	10,22
1,170	34,18	10,97
1,180	36,23	11,73
1,190	38,32	12,50
1,195	39,37	12,90
1,198	40,00	13,14

Таблица А.4 – Плотности и концентрации растворов гидроксида калия

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация КОН	
	г/100 г раствора (% масс.)	моль/л
1,000	0,197	0,0351
1,010	1,295	0,233
1,020	2,38	0,4335
1,030	3,48	0,6395
1,040	4,58	0,848
1,050	5,66	1,06
1,060	6,74	1,27
1,070	7,82	1,49
1,080	8,89	1,71
1,090	9,96	1,94
1,100	11,03	2,15
1,110	12,08	2,39
1,120	13,14	2,62
1,130	14,19	2,86
1,140	15,22	3,09
1,150	16,26	3,33
1,160	17,29	3,58
1,170	18,32	3,82
1,180	19,35	4,07
1,190	20,37	4,32
1,200	21,38	4,57
1,210	22,38	4,83
1,220	23,38	5,08
1,230	24,37	5,34
1,240	25,36	5,60
1,250	26,34	5,87
1,260	27,32	6,135
1,270	28,29	6,40
1,280	29,25	6,67
1,290	30,21	6,95
1,300	31,15	7,22
1,310	32,09	7,49
1,320	33,03	7,77
1,330	33,97	8,05
1,340	34,90	8,335
1,350	35,82	8,62
1,360	36,735	8,905
1,370	37,65	9,19
1,380	38,56	9,48
1,390	39,46	9,78

Таблица А.5 – Плотности и концентрации растворов гидроксида натрия

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация NaOH	
	г/100 г раствора (% масс.)	моль/л
1,000	1,059	0,0398
1,010	1,045	0,264
1,020	1,94	0,494
1,030	2,84	0,731
1,040	3,745	0,971
1,050	4,655	1,222
1,060	5,56	1,474
1,070	6,47	1,731
1,080	7,38	1,992
1,090	8,28	2,257
1,100	9,19	2,527
1,110	10,10	2,802
1,120	11,01	3,082
1,130	11,92	3,367
1,140	12,83	3,655
1,150	13,73	3,947
1,160	14,64	4,244
1,170	15,54	4,545
1,180	16,44	4,850
1,190	17,345	5,160
1,200	18,255	5,476
1,210	19,16	5,796
1,220	20,07	6,122
1,230	20,98	6,451
1,240	21,90	6,788
1,250	22,82	7,129
1,260	23,73	7,475
1,270	24,645	7,824
1,280	25,56	8,178
1,290	26,48	8,539
1,300	27,41	8,906
1,310	28,3	9,278
1,320	29,26	9,656
1,330	30,20	10,04
1,340	31,14	10,43
1,350	32,10	10,83
1,360	33,06	11,24
1,370	34,03	11,65
1,380	35,01	12,08
1,390	36,00	12,51

Таблица А.6 – Плотности и концентрации растворов карбоната натрия

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация NaCO ₃	
	г/100 г раствора (% масс.)	моль/л
1,000	0,19	0,018
1,010	1,17	0,111
1,020	2,15	0,207
1,030	3,11	0,302
1,040	4,07	0,399
1,050	5,03	0,498
1,060	5,99	0,599
1,070	6,94	0,701
1,080	7,88	0,803
1,090	8,82	0,907
1,100	9,75	1,012
1,110	10,67	1,117
1,120	11,59	1,225
1,130	12,49	1,332
1,140	13,39	1,440
1,150	14,27	1,548
1,160	15,15	1,658
1,170	16,02	1,768
1,180	16,88	1,879
1,190	17,70	1,987

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

КАТИОНЫ

АНИОНЫ	H ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺
OH ⁻		Р	Р	М	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	М	—	—	Н
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	М	М	Р	Р	М	—	Н	М	—	М	—	Н	Н	Н	—	—	М
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Н	Н	Р	—	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Р	М	—	Н	Н	—	Н	—	Н	Н	Н	—	—	Н
S ²⁻	Р	Р	—	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Н	Н	Р	—	Н	—	—	Н	—	Н	—	—	—	Н	—	—	—

— щелочная

— нейтральная

— кислая

Р-растворимые М-малорастворимые Н-нерастворимые — не существуют в водном растворе

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	3
1 Общие представления о растворах.....	4
1.1 Характеристика растворов.....	4
1.2 Процессы растворения.....	5
1.3 Физическая и сольватная теории растворов.....	6
1.4 Растворы твердых веществ в жидкостях.....	7
1.5 Растворы жидкостей в жидкостях.....	9
1.6 Растворы газов в жидкостях.....	10
1.7 Способы выражения состава растворов.....	11
1.8 Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие.....	14
2 Свойства разбавленных растворов неэлектролитов.....	15
2.1 Давление пара растворов. Первый закон Рауля.....	15
2.2 Замерзание и кипение растворов. Второй закон Рауля...	16
2.3 Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.....	18
3 Свойства растворов электролитов.....	20
3.1 Особенности применения законов Вант-Гоффа и Рауля к растворам электролитов.....	20
4 Экспериментальная работа.....	22
5 Примеры решения задач.....	29
6 Контрольные вопросы для самопроверки.....	35
7 Задания для самостоятельного решения.....	36
Список рекомендуемой литературы.....	46
Приложение А Таблицы плотностей и концентраций растворов.....	47

Учебное издание

*САМУСЕВА Лариса Владимировна
ГРОМЫКО Жанна Николаевна
ЛАШКИНА Елена Витальевна*

Физико-химические свойства растворов

Учебно-методическое пособие
МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»

Кафедра химии

Л. В. САМУСЕВА, Ж. Н. ГРОМЫКО, Е. В. ЛАШКИНА

ФИЗИКО–ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙ- СТВА РАСТВОРОВ

Учебно-методическое пособие

Гомель 2012