

**МИНИСТЕРСТВО ТРАНСПОРТА И КОММУНИКАЦИЙ
РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**

**УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»**

Кафедра водоснабжения, химии и экологии

Е. Ф. КУДИНА, Л. В. ЧЕРНЫШЕВА

РАСТВОРЫ

Учебно-методическое пособие

Гомель 2024

МИНИСТЕРСТВО ТРАНСПОРТА И КОММУНИКАЦИЙ
РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»

Кафедра водоснабжения, химии и экологии

Е. Ф. КУДИНА, Л. В. ЧЕРНЫШЕВА

РАСТВОРЫ

*Рекомендовано учебно-методическим объединением
по образованию в области строительства и архитектуры
в качестве учебно-методического пособия для студентов по специальности
7-07- 0732-02 «Инженерные сети, оборудование зданий и сооружений»*

Гомель 2024

УДК 54-145(075.8)
ББК 24.5
К88

Рецензенты: кафедра экологии ГГУ им. Ф. Скорины (заведующий кафедрой – канд. биол. наук, доцент *О. В. Ковалева*); ведущий химик отдела аналитических исследований РУП «Производственное объединение «Белоруснефть» БелНИПИнефть» канд. хим. наук, доцент *О. А. Стоцкая*

Кудина, Е. Ф.

К88 Растворы : учеб.-метод. пособие / Е. Ф. Кудина, Л. В. Чернышева ; М-во трансп. и коммуникаций Респ. Беларусь, Белорус. гос. ун-т трансп. – Гомель : БелГУТ, 2024. – 122 с.
ISBN 978-985-891-162-1

В краткой форме рассматриваются закономерности процессов образования растворов, их свойства и характеристики; а также реакции, протекающие в водных растворах. Изложение теоретического материала сопровождается примерами решения задач и упражнений. Каждый раздел имеет экспериментальную часть, в которой приведены химические опыты, позволяющие систематизировать и обобщить теоретические сведения. Приведены задания и упражнения для самостоятельной работы, которые помогут студентам лучше усвоить материал пособия.

Предназначено для студентов, обучающихся по специальности 7-07-0732-02 «Инженерные сети, оборудование зданий и сооружений».

УДК 54-145(075.8)
ББК 24.5

ISBN 978-985-891-162-1

© Кудина Е. Ф., Чернышева Л. В., 2024
© Оформление. БелГУТ, 2024

ВВЕДЕНИЕ

*Понять воду,
значит понять Вселенную.
Масару Эмото,
японский исследователь*

Вода – это самое распространенное неорганическое соединение на земле. Общий объём воды на планете – около 1,39 млрд км³. Вода покрывает 70% поверхности Земли.

В природе вода играет важную роль. При этом она оказывается задействованной в самых разных механизмах и природных процессах на Земле. Вода участвует в создании самой Земли – поверхность нашей планеты на 70% состоит из воды, благодаря мировому запасу воды формируются материки, она влияет на климат.

Без воды не возможен процесс фотосинтеза, благодаря которому стала возможна эволюция живых организмов на земле. Наконец, само происхождение жизни связывается с морем.

Современное общество повсеместно использует воду для питания, в сельском хозяйстве, для выработки электроэнергии. Все производства, в основе которых лежат химические процессы, обычно связаны с растворами, и многотоннажные синтезы в химической промышленности осуществляются, как правило, в водных растворах. Наиболее водоемкими являются химическая, целлюлозно-бумажная и металлургическая отрасли промышленности. Так, при производстве 1 тонны чугуна используется до 100 тонн воды, 1 тонны бумаги или целлюлозы – около 236 тыс. л воды.

Также вода является универсальным растворителем. Растворы являются одними из важнейших систем в природе. Они представлены как газовыми смесями, водно-солевыми и водно-газовыми системами, так и в виде полезных ископаемых – нефти, сапропелей, углей, руд и др.

К газовым растворам относятся воздух, а также газы – природные, попутные нефтяных и газоконденсатных месторождений, вулканических извержений, нефтепереработки и нефтехимии, биохимических процессов и др.

К жидким растворам относятся природные воды различной минерализации, растворы солей и кислот, сточные воды процессов нефтепереработки и нефтехимии, буровые растворы и др.

Твёрдые растворы существуют в природе в виде ископаемых, а также могут быть получены в промышленности в виде металлических сплавов, строительных и полупроводниковых материалов.

Химия растворов играет важную роль в металлургии, производстве строительных материалов, синтетических волокон и тканей.

Знание химии растворов необходимо для успешного решения различных технических задач. Поэтому в университетах технического профиля уже на младших курсах студенты изучают тему «Растворы» в рамках дисциплин химического блока.

В настоящем пособии рассматриваются, в основном, водные растворы. Данное учебно-методическое пособие содержит 7 глав, каждая глава предлагает комплексный подход к рассмотрению вопросов программы, включающих теоретическую, экспериментальную и рефлексивную части. Материал сопровождается подробным разбором решений задач и упражнений, которые способствуют усвоению теоретического материала.

Практическая часть содержит описание методик выполнения химических опытов и отчетов по проведению экспериментальных работ.

Предлагаемое учебно-методическое пособие поможет студентам приобрести знания и умения, а также расширить кругозор при изучении таких сложных и загадочных систем, как водные растворы.

1 ОБРАЗОВАНИЕ РАСТВОРОВ

1.1 Дисперсные системы

Дисперсными системами называются микрогетерогенные системы, состоящие из двух или более веществ, причём одно из них равномерно распределено (диспергировано, от лат. *dispersus* – рассеянный) в объёме другого вещества.

Обычно дисперсная система состоит из частиц дисперсной фазы и окружающей их сплошной дисперсионной среды. Иначе говоря, частицы раздробленного вещества являются дисперсной фазой, а вещество, в котором они распределены, представляет собой дисперсионную среду (рисунок 1.1).

По степени дисперсности выделяют:

- грубодисперсные системы, в которых частицы дисперсной фазы имеют размер больше 100 нм. Типичным примером такого типа дисперсных систем являются суспензии, микрогетерогенные системы с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой: суспензия почвенных частиц в воде.

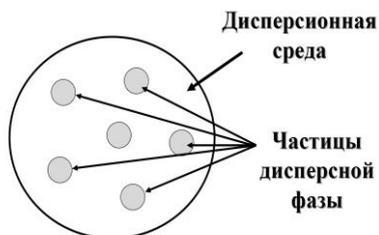


Рисунок 1.1 – Модель дисперсной системы

К грубодисперсным системам относят эмульсии, микрогетерогенные системы, состоящие из двух жидких фаз: эмульсия керосина в воде, эмульсия масла в воде.

Грубодисперсные системы неустойчивы: через некоторое время твёрдые частицы суспензии оседают на дно сосуда, а эмульсии разделяются на отдельные фазы. Грубодисперсные системы можно разделить фильтрованием или центрифугированием;

- высокодисперсные, или коллоидные, системы с размером частиц дисперсной фазы 1–100 нм. Частицы дисперсионной фазы в таких системах видимы в ультрамикроскоп, фильтруются только через бумажные фильтры. Примером коллоидных систем являются растворы белков, моющих средств в воде;

– истинные растворы с размером частиц дисперсионной фазы менее 100 нм. Частицы фазы в растворах не видимы в ультрамикроскоп, фильтруются через любые фильтры.

Растворы являются группой дисперсных систем, характеризуются высокой степенью диспергирования («дробления») частиц фазы до размера атомов, молекул или ионов. При такой степени диспергирования между частицами дисперсной фазы и дисперсионной среды исчезает поверхность раздела – система становится однородной (гомогенной).

Отсутствие поверхности раздела обуславливает прозрачность и высокую устойчивость растворов, поэтому они не разделяются на составные части в течение продолжительного времени.



Дисперсные системы достаточно широко распространены в природе и жизни человека. Редко встречаются чистые вещества, состоящие из одного компонента, практически любой объект окружающего мира представляет собой дисперсную систему либо содержит их в различных формах.

В качестве дисперсных систем можно привести природные воды, почву. Продукты питания тоже являются дисперсными системами, например, пасты, кетчупы, майонез, холодец, хлеб, все молочные продукты и т. д.

Дисперсными системами являются вещества и материалы, используемые в промышленности и сельском хозяйстве, например, все сплавы металлов (чугун, сталь, бронза, мельхиор), промышленные и сточные воды, все строительные смеси, препараты для ухода за сельскохозяйственными растениями.

1.2 Растворы и их классификация

Растворы – это гомогенные устойчивые системы переменного состава, состоящие минимум из двух компонентов: растворителя и растворенного вещества, относительное количество которых может изменяться в широких пределах.



Растворы являются одной из важнейших систем в природе. Они представлены как газовыми смесями, водно-солевыми и водно-газовыми системами, так и в виде полезных ископаемых. Чаще всего мы имеем дело не с чистыми веществами, а со смесями или растворами.

Растворы и сам процесс растворения имеют большое значение в природе, жизни, науке и технике.

Многие вещества, с которыми мы встречаемся в быту, являются растворами: чай, кофе, соусы, молоко и многие другие продукты; различные косметические и

чистящие средства (мыло, духи); строительные материалы (клей, краски, эмали); пластмассовые и металлические предметы и т. д.

Растворы широко распространены в промышленности при производстве химикатов и инсектицидов.

В технике используют растворы для гидротранспорта, в электролизёрах для обеззараживания воды, также используют антифризы, стеклоочистители, моющие растворы.

В строительстве находят применение цементные и бетонные растворы, растворы штукатурки, затирки, монтажная пена и др. Важное значение имеет получение твёрдых растворов высокомолекулярных соединений с жидкими *пластификаторами*. Например, в присутствии пластификаторов жёсткий поливинилхлорид, из которого делают оконные рамы и виниловый сайдинг, превращается в гораздо более гибкий материал, что позволяет изготавливать из него шланги, оболочку электрических кабелей и т. п.

Современные материалы – пластмассы, керамика, сплавы, стекла – являются растворами. Полупроводниковые материалы на основе твёрдых растворов незаменимы в производстве изделий электронной техники.

С точки зрения термодинамики все компоненты раствора равноценны; но принято считать **растворителем тот компонент, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием раствора**. Если определить растворитель по этому признаку затруднительно, то им считается компонент, содержание которого в растворе больше.

В растворах частицы растворенного вещества – это молекулы или ионы. В отличие от механической смеси, раствор однороден, т. е. его состав по всему объёму одинаков, так как за счет диффузии концентрация компонентов по всему объёму одинаковая.

Существует несколько способов классификации растворов. Рассмотрим некоторые из них:

а) *по природе растворенного вещества*: растворы органических и неорганических веществ;

б) *по агрегатному состоянию*:

– газообразные растворы: воздух, а также газы: природные, попутные нефтяных и газоконденсатных месторождений, вулканических извержений, нефтепереработки и нефтехимии, биохимических процессов и др.;

– жидкие растворы: чайный напиток, столовый уксус, природные воды различной минерализации (морская вода, подземные воды), растворы солей и кислот, сточные воды, нефть, вяжущие и буровые растворы и др.;

– твердые растворы: природные ископаемые (руды, минералы), а также могут быть получены в промышленности в виде металлических сплавов (латунь, мельхиор, чугун, сталь), строительных и полупроводниковых материалов, различные виды стекла и др.;

в) *по степени достижения предела растворимости*:

- насыщенный раствор – раствор, находящийся в равновесии с избытком растворяемого вещества при данной температуре;
- ненасыщенный раствор – раствор, содержащий меньше растворяемого вещества, чем насыщенный раствор;
- пересыщенный раствор – раствор, содержащий больше растворяемого вещества, чем насыщенный раствор;
- г) *по отношению к электрическому току:*
 - растворы электролитов – растворы диссоциирующих на ионы солей, кислот и оснований, проводят электрический ток;
 - растворы неэлектролитов – растворы веществ, которые не диссоциируют на ионы, поэтому не проводят электрический ток;
- д) *по количеству растворенного вещества:*
 - разбавленные растворы, у которых концентрация растворённого вещества меньше 10 %;
 - концентрированные растворы с более высокой массовой долей растворенного вещества.



Самым распространенным растворителем является вода. Но в технике используются и другие растворители: жидкие (аммиак, фтороводород и др.), органические жидкости (спирты, ацетон, бензол и т. д.).

Воду считают универсальным растворителем благодаря ее уникальным физико-химическим свойствам:

- а) высокая полярность (молекулы воды являются диполями) делает воду одним из лучших растворителей как для неорганических, так и для многих органических веществ;
- б) высокая теплоемкость воды позволяет использовать ее как охлаждающий агент для технического оборудования, при производстве сплавов в металлургии, искусственных волокон и пластмасс в химической промышленности;
- в) большая теплота испарения воды определила одну из ведущих функций гидросферы – тепловой стабилизатор климата Земли;
- г) способность воды диссоциировать на ионы позволяет ей участвовать в различных процессах химического синтеза. Для тепловой и атомной электроэнергетики, металлургии, целлюлозно-бумажной и химической промышленности вода является основным (по массе) сырьем;
- д) большое поверхностное натяжение воды определяет высокую упругость капель воды, поэтому вода способна размывать горные породы;
- е) вода является необходимым реагентом многих важных реакций в промышленности (гидролиз, гидратация).

1.3 Физико-химическая теория растворов

Изучение свойств растворов определило появление в химической науке *физической и химической теории растворов*.

Сторонники *физической теории растворов*, которую развивали Я. Вант-Гофф, С. Аррениус и В. Оствальд, считали, что процесс растворения является результатом диффузии, т. е. проникновения растворённого вещества между молекулами воды.

Доказательствами физического взаимодействия компонентов раствора является «переход многих качеств» растворённого вещества в раствор. Например, при растворении сахара весь раствор становится сладким; при растворении многих окрашенных веществ раствор приобретает их окраску.

Однако физическая теория не описывала свойства растворов, при образовании которых выделяется или поглощается энергия в форме теплоты; не объясняла поведение и свойства растворов электролитов. Физическая теория растворов и теория электролитической диссоциации не учитывают взаимодействие молекул и ионов друг с другом и с молекулами растворителя и др.

Д. И. Менделеев и другие сторонники *химической (сольватной) теории растворов* доказывали, что растворение является результатом химического взаимодействия растворённого вещества с молекулами воды. В результате химического взаимодействия растворённого вещества с водой образуются соединения, получившие название «гидраты».

Доказательствами химического взаимодействия компонентов раствора являются:

– выделение и поглощение теплоты при растворении различных веществ, например, при растворении в воде концентрированной серной кислоты выделяется большое количество теплоты и раствор нагревается;

– изменение окраски некоторых веществ при растворении, например, безводный сульфат меди (II), – это кристаллическое вещество белого цвета, а при растворении в воде он приобретает голубую окраску.

В настоящее время принята теория, которая объединяет обе точки зрения, – **физико-химическая теория растворов**.

Растворение – самопроизвольный, обратимый физико-химический процесс, включающий максимально три стадии:

I стадия: *атомизация* (фазовый переход) – разрушение кристаллической решетки растворяемого вещества. Данный процесс требует затраты энергии. Это эндотермический процесс ($\Delta H_{ат} > 0$).

II стадия: *гидратация* (или стадия *сольватация* для неводных растворов) – образование гидратных (сольватных) оболочек вокруг частиц растворенного вещества. Данный процесс, как правило, сопровождается выделением энергии. Это экзотермический процесс ($\Delta H_{сол} < 0$). Установлено, что в зависимости от природы растворенного вещества гидраты/сольваты могут образовываться в результате физико-химических взаимодействий (ион-дипольного или диполь-дипольного) или химиче-

ских взаимодействий за счет донорно-акцепторных связей. Поэтому гидраты или сольваты характеризуются неопределенностью состава.

Например, при растворении солей в воде образуются катионгидраты и анионгидраты. Молекулы воды ближнего окружения связаны с катионами и анионами так прочно, что эти связи не разрушаются при кристаллизации солей. Поэтому многие соли выпадают в осадок из растворов в виде кристаллогидратов: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и т. д.

III стадия: *диффузия частиц растворенного вещества* по всему объему раствора. Диффузия сопровождается незначительным тепловым эффектом, которым можно пренебречь ($\Delta H_{\text{диф}} \approx 0$).

Таким образом, процесс образования растворов является сложным процессом, в котором присутствуют различные физико-химические взаимодействия.

1.4 Термодинамика растворения

Процесс растворения характеризуется изменением внутренней энергии системы. Следовательно, изменение энтальпии растворения $\Delta H_{\text{раств}}$ можно представить как алгебраическую сумму энергии атомизации $\Delta H_{\text{ат}}$, затрачиваемой на разрушение кристаллической решетки растворяемого вещества, и энергии сольватации $\Delta H_{\text{сол}}$, выделяющейся при сольватации частиц растворенного вещества молекулами растворителя. Тепловым эффектом диффузии, как правило, пренебрегают. На основе Закона Гесса получаем:

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{ат}} + \Delta H_{\text{сол}}.$$

Таким образом, теплота растворения ($\Delta H_{\text{раств}}$) является величиной интегральной.

Теплота растворения – это тепловой эффект растворения 1 моля вещества (при постоянных температуре и давлении) в чистом растворителе, взятом в количестве, необходимом для получения раствора заданного состава.

Дифференциальная теплота растворения – это тепловой эффект растворения одного моля вещества в большом объеме раствора, когда добавление еще одного моля растворяемого вещества практически не вызывает изменения концентрации раствора.

Дифференциальную теплоту растворения находят графически. Для нахождения дифференциальной теплоты строят график зависимости теплового эффекта образования раствора от количества молей растворенного вещества при постоянном количестве растворителя.

Образование раствора происходит самопроизвольно, следовательно, энергия Гиббса процесса растворения является отрицательной величиной:

$$\Delta G_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{раств}} - T \cdot \Delta S_{\text{раств}} < 0.$$

Как в каждом обратимом процессе, при растворении любого вещества через некоторое время наступает состояние равновесия ($\Delta G_{\text{раств}} < 0$). Раствор, находящийся в равновесии с избытком растворяемого вещества, называется *насыщенным*. Состояние насыщенного раствора является динамическим, т. е. одновременно происходит и растворение, и кристаллизация вещества, однако скорости этих процессов равны.

При охлаждении насыщенных растворов иногда образуются кажущиеся равновесные системы – *пересыщенные растворы*, которые неустойчивы и очень легко переходят в равновесное состояние.

Когда оба фактора процесса растворения – энтальпийный и энтропийный – способствуют получению отрицательного значения энергии Гиббса, т. е. когда $\Delta H_{\text{раств}} < 0$, а $\Delta S_{\text{раств}} > 0$, то состояние насыщения не наступает. Вещества, не образующие насыщенных растворов, называются *неограниченно растворимыми*. Неограниченной растворимостью в воде характеризуются серная, фосфорная и хлорная кислоты и едкие щелочи. Их растворение – пример абсолютно необратимых физико-химических процессов.

Пример 1.1

При растворении в воде 1 моля кристаллического гидроксида калия КОН выделяется 60 кДж теплоты. Энергия кристаллической решетки щелочи равна 790 кДж/моль, а энергия гидратации ионов калия K^+ составляет 339 кДж/моль. Определите тепловой эффект гидратации (кДж/моль) гидроксид-ионов OH^- .

Решение

Теплота растворения, согласно закону Гесса, равна сумме значений теплоты атомизации и гидратации всех ионов гидроксида калия:

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{ат}} + (\Delta H_{\text{сол}}(K^+) + \Delta H_{\text{гидр}}(OH^-)).$$

Следовательно, теплоту гидратации гидроксид-ионов можно рассчитать:

$$\Delta H_{\text{гидр}}(OH^-) = \Delta H_{\text{раств}} - \Delta H_{\text{ат}} - \Delta H_{\text{гидр}}(K^+).$$

Подставим числовые значения:

$$\Delta H_{\text{гидр}} = -60 - 790 + 339 = -511 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ: при гидратации 1 моля гидроксид-ионов выделяется 511 кДж.

Пример 1.2

При растворении 10 г хлорида аммония NH_4Cl в 233 см^3 воды температура понизилась на 2,8 градуса. Определите энтальпию растворения соли, приняв удельную теплоемкость раствора равной теплоемкости воды $4,18 \text{ Дж}/(\text{г}\cdot\text{К})$.

Решение

Найдем массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(NH_4Cl) + m(H_2O),$$

где $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}}$, так как $\rho(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 1 \text{ г/см}^3$.

$$m(\text{р-ра}) = 10 + 233 = 243 \text{ г.}$$

Вычисляем количество поглощенной этим раствором теплоты при повышении температуры на 2,8 градуса:

$$Q = mc \cdot \Delta T,$$

$$Q = 243 \cdot 4,18 \cdot 2,8 = 2844 \text{ Дж, или } 2,844 \text{ кДж.}$$

Пересчитываем полученную величину для 1 моля соли NH_4Cl :

2,844 кДж поглощается при растворении 10 г NH_4Cl

x кДж поглощается при растворении 53,5 г NH_4Cl , так как $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ г/моль}$.

$$x = \frac{2,844 \cdot 53,5}{10} = 15,22 \text{ кДж.}$$

$\Delta H_{\text{раств}}$ величина положительная, ведь согласно условию задачи теплота поглощается. $\Delta H_{\text{раств}} = 15,22 \text{ кДж/моль}$.

Ответ: энтальпия растворения соли NH_4Cl составляет 15,22 кДж/моль.

1.5 Вопросы и задания для самоконтроля

- 1 Что такое дисперсная система?
- 2 Приведите примеры различных типов дисперсных систем, используемых в быту, промышленности.
- 3 Дайте определение следующим понятиям: раствор, растворитель.
- 4 Какие типы классификаций растворов Вам известны?
- 5 Охарактеризуйте этапы процесса растворения.
- 6 Какой раствор называется: разбавленным, концентрированным, насыщенным, ненасыщенным, пересыщенным?
- 7 Что является окончанием процесса растворения?
- 8 Приведите факты, доказывающие физическую и химическую составляющую процесса растворения.
- 9 Как рассчитывается интегральная теплота растворения?
- 10 В чем отличие интегральной и дифференциальной теплоты растворения?
- 11 При растворении 10 г гидроксида натрия NaOH в 250 см^3 воды температура раствора повысилась на 9,7 градуса. Определите энтальпию растворения щелочи, принимая удельную теплоемкость раствора равной теплоемкости воды $4,2 \text{ Дж/(г} \cdot \text{К)}$.
- 12 Энтальпия растворения нитрата аммония NH_4NO_3 равна 26,32 кДж/моль. Какую массу соли необходимо растворить в $0,2 \text{ дм}^3$ воды, чтобы понизить температуру раствора на 5 градусов? Удельная теплоемкость полученного раствора равна $3,77 \text{ Дж/(г} \cdot \text{К)}$.

2 РАСТВОРИМОСТЬ ГАЗОВ, ЖИДКОСТЕЙ И ТВЕРДЫХ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ

2.1 Понятие растворимости

Абсолютно нерастворимых веществ в воде не бывает. Даже при контакте со стеклянным сосудом очень небольшое количество частиц стекла неизбежно переходит в воду.

Растворимость (S) – это способность вещества растворяться в данном растворителе. Численно величина растворимости равна содержанию растворенного вещества в его насыщенном растворе при данной температуре. Растворимость веществ зависит от природы веществ и термодинамических параметров системы.

Вещество считается хорошо растворимым, если концентрация его в насыщенном растворе $> 0,1$ моль/л, малорастворимым при концентрации от $0,001$ до $0,1$ моль/дм³ и практически нерастворимым при концентрации его насыщенного раствора менее $0,001$ моль/дм³. Соответствующие данные приведены в приложении В, в котором хорошо растворимые вещества обозначены буквой **р**, малорастворимые – **м** и практически нерастворимые – **н**, а прочерк – невозможность получения водного раствора данного вещества вследствие его неустойчивости или гидролиза.

Влияние природы веществ на растворимость описывается правилом: **«Подобное растворяется в подобном»**. Другими словами, полярные вещества хорошо растворяются в полярных растворителях, а неполярные – в неполярных растворителях. Например, поваренная соль NaCl хорошо растворима в воде и плохо в бензоле; I₂ хорошо растворим в бензоле и плохо в воде.

2.2 Растворение газов в воде

Процесс растворения газов не включает стадию атомизации (газообразные вещества не образуют кристаллических решеток) и тепловой эффект растворения газа можно выразить как:

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{сол}}$$

что позволяет заключить, что при растворении газов теплота выделяется ($\Delta H_{\text{раств}} < 0$). Растворение газов – экзотермический процесс.

Растворение газов в воде можно представить схемой:



В соответствии с принципом Ле Шателье при повышении температуры равновесие смещается влево, т. е. растворимость уменьшается, а при понижении температуры – вправо, растворимость увеличивается (таблица 2.1). На этом основан, например, способ удаления газов (CO_2) из жидкостей кипячением.

Таблица 2.1 – Растворимость газов ($\text{дм}^3/1 \text{ дм}^3 \text{ H}_2\text{O}$) при $P = 1 \text{ атм}$

Газ	Температура, °C		
	0	20	100
N_2	0,0235	0,0154	0,0095
O_2	0,0489	0,0310	0,0172
NH_3	1150,0	690,0	95,0

В соответствии с принципом Ле Шателье при увеличении давления равновесие смещается вправо, т. е. растворимость газов растет. Количественная зависимость растворимости газа от давления описывается законом Генри.

Закон Генри: при постоянной температуре растворимость газов в жидкостях прямо пропорциональна парциальному давлению газа над поверхностью жидкости:

$$S = kP,$$

где S – концентрация газа в растворе, моль/ дм^3 , г/ дм^3 ,

k – константа Генри, моль/Па· дм^3 , зависит от природы газа, растворителя и от температуры;

P – давление газа над раствором, Па.

Парциальное давление – это давление, которое имел бы газ, входящий в состав смеси, если бы этот газ занимал объём, равный объёму смеси при данной температуре.

Пример 2.1

Какая масса (г) углекислого газа растворится в бутылке газированной воды объёмом 1 л, если производитель использует давление 2,4 атм в процессе розлива при температуре 25 °C. Константа Генри в этих условиях составляет 0,034 моль/атм·л.

Решение

Концентрация углекислого газа рассчитывается на основе закона Генри:

$$S = 0,034 \cdot 2,4 = 0,082 \text{ моль/л.}$$

Поскольку в задаче указан 1 л газированной воды, химическое количество углекислого газа рассчитывается

$$n(\text{CO}_2) = SV(\text{раствора})$$

$$n(\text{CO}_2) = 0,082 \cdot 1 = 0,082 \text{ моль.}$$

Масса углекислого газа в бутылке газированной воды

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2), \text{ где } M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г / моль.}$$

$$m(\text{CO}_2) = 0,082 \cdot 44 = 3,608 \text{ г.}$$

Ответ: в бутылке газированной воды объемом 1 л от производителя растворено 3,608 г CO_2 .

В закрытой бутылке с газированным напитком высокое парциальное давление углекислого газа над жидкостью. При открытии бутылки газ выходит наружу, понижается парциальное давление и начинает выделяться газ, растворенный в напитке. Вот почему газировка «шипучая».

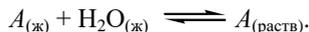


Закон Генри играет очень важную роль в промышленности. Так при промышленном получении водорода H_2 его необходимо очистить от примесей углекислого газа CO_2 . Для этого газообразную смесь пропускают под давлением 50 атм через воду. При этом давлении углекислый газ CO_2 хорошо растворяется в воде и практически полностью удаляется из смеси.

Закон Генри лежит в основе работы приборов дегазаторов, предназначенных для удаления летучих веществ из сточных вод.

2.3 Растворение жидкостей в воде

Растворение жидкости в воде можно представить схемой



Отсутствие кристаллических решеток в жидком состоянии веществ определяет величину теплового эффекта процесса растворения жидкостей:

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{сол}} < 0.$$

В случае растворения в воде органических веществ тепловой эффект бывает незначителен; сильные неорганические кислоты, наоборот, дают гораздо большие величины.

Растворение жидкостей в жидкостях отличается от растворения газов и твердых веществ тем, что процесс оказывается двусторонним. Молекулы одной жидкости распределяются в другой жидкости, и наоборот.

Основным процессом растворения жидкости в жидкости является диффузия, скорость которой возрастает с увеличением температуры. Соответственно, взаимная растворимость жидкостей усиливается с ростом температуры.

Другими факторами, влияющими на растворимость жидкостей в воде, являются природа растворителя и природа растворяемой жидкости.

Различают три типа жидкостей по способности растворяться в воде:

– неограниченно растворимые: $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} / \text{H}_2\text{O}$. При смешивании таких жидкостей образуется однофазная система с диапазоном концентраций от 0 до 100 % как одной, так и другой жидкости;

– ограниченно растворимые: бензол $\text{C}_6\text{H}_6 / \text{H}_2\text{O}$. Результатом смешивания этих веществ может быть образование двух растворов, находящихся в равновесии: насыщенный раствор первой жидкости во второй и насыщенный раствор второй жидкости в первой;

– абсолютно нерастворимые: $\text{Hg} / \text{H}_2\text{O}$. При смешивании подобных жидкостей происходит их расслаивание с образованием двух жидких фаз, причем фаза с большей плотностью будет находиться внизу системы.

При изучении растворимости различных веществ в двухслойных системах, состоящих из двух практически нерастворимых жидкостей, была открыта важная закономерность. Если к двум несмешивающимся веществам прибавить определённое количество третьего вещества, способного растворяться в обеих фазах, то оно будет распределяться между двумя фазами в определённом соотношении (закон распределения Нернста – Шилова).

Закон распределения основан на экспериментальном наблюдении и является одной из форм второго закона термодинамики.

В соответствии с данным законом соотношение равновесных концентраций растворённого вещества в органическом растворителе и в воде является постоянной величиной при данной температуре и называется коэффициентом распределения K :

$$K = \frac{C_2}{C_1},$$

где K – коэффициент распределения;

C_1 – равновесная концентрация растворенного вещества в воде, моль/дм³;

C_2 – равновесная концентрация растворенного вещества в несмешивающейся с водой жидкости, моль/дм³.



Закон Нернста – Шилова – теоретическая основа экстракции, одного из способов разделения смесей. Экстракция – метод извлечения одного из компонентов раствора с помощью растворителя, не смешивающегося с раствором.

Эффективным методом очистки сточных вод является экстракция загрязняющих веществ с помощью веществ, называемых *экстрагентами*.

Очистка сточных вод экстракцией состоит из трех стадий: смешивание сточной воды с экстрагентом, осуществляется в специальных экстракционных колоннах с перемешивающим устройством, где вода и экстрагент вводятся с противоположных сторон. Примеси сточной воды непрерывно переходят в экстрагент. При этом образуются две жидкие фазы: *экстракт*, содержащий извлекаемое вещество и экстрагент, и *рафинат*, содержащий сточную воду и экстрагент.

Следующий этап – разделение экстракта и рафината, и последний – регенерация (восстановление и выделение) экстрагента из экстракта и рафината. Сконцентрированное в экстрагенте вещество отделяется от растворителя и может быть утилизировано. Экстрагент после этого вновь используется в технологическом процессе очистки.

Другим примером использования экстракции является отделение уранильной соли $UO_2(NO_3)_2$ от хлорида натрия $NaCl$ с помощью бутанола и воды. Этот процесс чрезвычайно важен для ядерной технологии (в атомной промышленности). Уранильная соль лучше растворима в бутаноле, хлорид натрия – в воде. Используется противоточная экстракция, когда один растворитель пропускают сначала, а потом пропускают второй растворитель в противоположном направлении. Экстракцию используют также при производстве сахара из свеклы, растительного масла из семечек и т. д.

2.4 Растворение твердых веществ в воде

Растворение большинства твердых веществ в воде – процесс эндотермический ($\Delta H_{\text{раств}} > 0$), так как теплота, поглощаемая на стадии атомизации, не компенсируется теплотой, выделяющейся на стадии сольватации.

Растворение твердых веществ в воде описывается схемой



В соответствии с принципом Ле Шателье, растворимость твердых веществ при повышении температуры увеличивается, а при понижении температуры – уменьшается. Данные о растворимости веществ при различных температурах приводятся в справочной литературе.

Растворимость веществ удобно изображать графически. На рисунке 2.1 представлены кривые растворимости некоторых веществ. У одних солей растворимость значительно растет с ростом температуры ($AgNO_3$, KNO_3 , $Pb(NO_3)_2$).

У других солей, представленных на рисунке, растворимость увеличивается менее резко (NH_4Cl , $CuSO_4$, $KClO_3$). Растворимость поваренной соли $NaCl$ от температуры изменяется незначительно.

Растворимость твердых веществ выражают в граммах растворённого вещества, приходящегося на 100 г воды в насыщенном растворе при определённой температуре. Эта величина называется коэффициентом растворимости, обозначается – k .

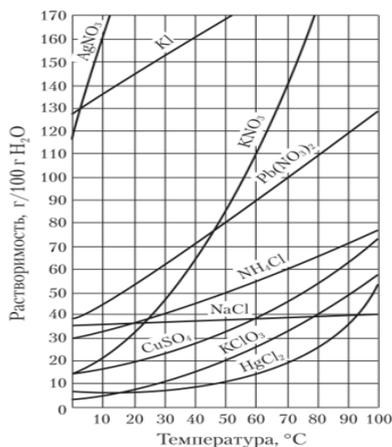


Рисунок 2.1 – Растворимость солей в воде

Коэффициенты растворимости наиболее распространенных соединений приводят в справочниках.

Для раствора, коэффициент растворимости вещества в котором равен k , массовая доля его может быть рассчитана как

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{k}{k + 100} \cdot 100 \% ,$$

где $\omega(\text{вещества})$ – массовая доля растворенного вещества, %;

k – коэффициент растворимости;

m (вещества) / 100 г воды.

Пример 2.2

Коэффициент растворимости нитрата калия KNO_3 при 60°C равен 110. Какая масса этого вещества растворяется при данной температуре в 500 мл воды и чему равна масса полученного насыщенного раствора?

Решение

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 500 \text{ г, так как } \rho(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 1 \text{ г/см}^3.$$

Коэффициент растворимости $k_{60^\circ\text{C}}(\text{KNO}_3) = 110 \text{ г} / 100 \text{ г H}_2\text{O}$. Он показывает массу соли KNO_3 , которая растворяется в 100 г воды. Пересчитаем растворимость соли в 500 г воды:

$$110 \text{ г KNO}_3 - 100 \text{ г H}_2\text{O},$$

$$x \text{ г KNO}_3 - 500 \text{ г H}_2\text{O}.$$

$$x = \frac{110 \cdot 500}{100} = 550 \text{ г KNO}_3.$$

Масса полученного насыщенного раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{KNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

$$m(\text{раствора}) = 550 + 500 = 1050 \text{ г}.$$

Ответ: при 60°C в 500 мл воды растворяется 550 г KNO_3 , масса раствора составит 1050 г.

Пример 2.3

При 30°C насыщенный раствор сульфата меди CuSO_4 содержит 20,04 % соли. Определите коэффициент растворимости CuSO_4 при данной температуре.

Решение

Коэффициент растворимости $k_{30^\circ\text{C}}(\text{CuSO}_4)$ показывает массу соли CuSO_4 , которая растворяется в 100 г воды. Пересчитаем растворимость соли в 100 г воды.

Пусть в 100 г раствора растворено 20,04 г соли согласно условию задачи. Тогда масса воды составит:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{CuSO}_4).$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 20,04 = 79,96 \text{ г.}$$

Коэффициент растворимости CuSO_4 находим из пропорции

$$20,04 \text{ г CuSO}_4 - 79,96 \text{ г H}_2\text{O},$$

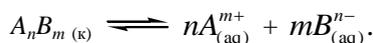
$$x \text{ г CuSO}_4 - 100 \text{ г H}_2\text{O}.$$

$$x = \frac{20,04 \cdot 100}{79,96} = 25,06 \text{ г.}$$

Ответ: коэффициент растворимости $k_{30^\circ\text{C}}(\text{CuSO}_4) = 25,06 \text{ г} / 100 \text{ г H}_2\text{O}$.

2.5 Константа растворимости

Если растворяется труднорастворимый электролит (соль, основание или кислота), то через некоторое время при данной температуре в гетерогенной системе установится равновесие: скорость процесса растворения будет равна скорости процесса осаждения. То есть образуется насыщенный раствор. Гетерогенное равновесие между твердым веществом и его ионами в насыщенном растворе можно представить схемой



Данное равновесие характеризуется константой растворимости K_S , являющейся константой гетерогенного равновесия:

$$K_S = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m,$$

где $[A^{m+}]$; $[B^{n-}]$ – равновесные концентрации ионов электролита, моль/дм³.

Значения констант растворимости для большинства труднорастворимых веществ приводятся в справочниках (приложение Ж).

Константу растворимости K_S также называют произведением растворимости и обозначают ПР.

Для бинарных электролитов $n = m = 1$, следовательно

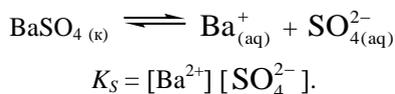
$$K_S = [A^+] \cdot [B^-].$$

Соответственно, растворимость труднорастворимого бинарного электролита может быть рассчитана как

$$S^2 = K_S,$$

$$S = \sqrt{K_S}.$$

Например, при растворении труднорастворимой соли сульфата бария BaSO_4 в воде устанавливается гетерогенное равновесие между кристаллами вещества и его ионами в насыщенном растворе:



Чем меньше величина K_S , тем ниже растворимость вещества и легче формируется осадок труднорастворимого электролита.

Величины констант растворимости используются в расчётах при синтезе, разделении, очистке и количественном анализе веществ. По значениям K_S можно определить растворимость вещества, вычислить объём воды, необходимый для растворения данной массы вещества, найти условия образования или растворения осадка и т. д.

Условие образования осадка труднорастворимого электролита можно сформулировать следующим образом: осадок выпадает из насыщенных и пересыщенных растворов.

Математическое описание условия образования осадков:

в насыщенном растворе: $[A^+] \cdot [B^-] = K_S$,

в пересыщенном растворе: $[A^+] \cdot [B^-] > K_S$.



Математическое обоснование условий образования осадков является теоретической основой метода осаждения, применяемого в промышленности. Вода, используемая в производстве, может содержать ионы различных металлов, а также токсичные и опасные вещества в растворенной форме. Важным методом очистки сточных вод является метод осаждения, который заключается в осаждении ядовитых и канцерогенных ионов металлов в виде кристаллических осадков. Ионы тяжелых металлов могут осаждаться, например, в виде гидроксидов, карбонатов. К преимуществам этого метода следует отнести высокую степень очистки от тяжелых металлов (до ПДК), а также простоту эксплуатации оборудования.

Применяется метод осаждения также для нанесения декоративно-защитных покрытий на поверхности металлических изделий. Получают такие покрытия при осаждении ионов металла из водного раствора хлорида металла. Химическое осаждение используют для покрытия бронзой, латунью, кадмием, медью, золотом, никелем, оловом и другими металлами различных строительных конструкций.

Пример 2.4

Какие процессы будут происходить в растворе, содержащем ионы Cl^- , Br^- , I^- , при добавлении к нему катионов Ag^+ ?

Р е ш е н и е

В растворе будут последовательно образовываться осадки.

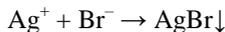
Согласно справочным данным (приложение Ж):

$$K_S (\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17} < K_S (\text{AgBr}) = 5,3 \cdot 10^{-13} < K_S (\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-10}.$$

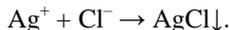
Согласно значениям констант растворимости первым выпадет осадок



затем



и последним



Ответ: первым из анализируемого раствора выделяется ион, который более прочно связывается ионом Ag^+ (с меньшим значением K_S). Порядок осаждения анионов галогенов: I^- ; Br^- ; Cl^- .

Пример 2.5

Какова концентрация (моль/дм³ и г/дм³) ионов свинца Pb^{2+} в насыщенном растворе карбоната свинца PbCO_3 ?

Р е ш е н и е

Согласно справочным данным $K_S(\text{PbCO}_3) = 1,0 \cdot 10^{-13}$ (приложение Ж).

$$K_S(\text{PbCO}_3) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}].$$

Отсюда

$$S(\text{Pb}^{2+}) = \sqrt{K_S(\text{PbCO}_3)}.$$

$$S(\text{Pb}^{2+}) = \sqrt{1,0 \cdot 10^{-13}} = 3,16 \cdot 10^{-7} \text{ моль/дм}^3.$$

Молярная масса ионов свинца составляет $M(\text{Pb}^{2+}) = 207$ г/моль, для расчета растворимости, выраженной в г/дм³, составит:

$$S(\text{Pb}^{2+}) = 3,16 \cdot 10^{-7} \cdot 207 = 6,54 \cdot 10^{-5} \text{ г/дм}^3.$$

Ответ: концентрация ионов свинца Pb^{2+} в насыщенном растворе PbCO_3 составляет $3,16 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³, или $6,54 \cdot 10^{-5}$ г/дм³.

Пример 2.6

Растворимость гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ составляет $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³ при 18 °С. Рассчитайте константу растворимости K_S гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при данной температуре.

Р е ш е н и е

При растворении одного моля гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в раствор переходят один ион Mg^{2+} и два иона OH^- :



В насыщенном растворе гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3,$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 1,7 \cdot 10^{-4} = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Константа растворимости K_S составит:

$$K_S (\text{Mg}(\text{OH})_2) = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2,$$

$$K_S (\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

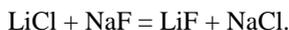
Ответ: константа растворимости при 18 °С гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ равна $1,96 \cdot 10^{-11}$.

Пример 2.7

Будет ли образовываться осадок фторида лития LiF , если к раствору хлорида лития LiCl с концентрацией соли $0,01$ моль/дм³ добавить равный объем раствора фторида натрия NaF с концентрацией соли $0,2$ моль/дм³?

Р е ш е н и е

Запишем уравнение химической реакции:



Условием выпадения осадка являются соотношения:

– в насыщенном растворе: $[\text{Li}^+] \cdot [\text{F}^-] = K_S$;

– в пересыщенном растворе: $[\text{Li}^+] \cdot [\text{F}^-] > K_S$,

где $K_S (\text{LiF}) = 3,8 \cdot 10^{-3}$ (приложение Ж).

Чтобы выпал осадок LiF , произведение концентраций ионов Li^+ и F^- должно быть больше или равно константе растворимости соли. Рассчитаем исходные концентрации указанных ионов в растворе:

$$C_1 (\text{Li}^+) = C (\text{LiCl}) = 0,01 \text{ моль/дм}^3,$$

$$C_1 (\text{F}^-) = C (\text{NaF}) = 0,2 \text{ моль/дм}^3.$$

В результате смешивания двух равных объемов растворов объем полученного раствора увеличился в 2 раза, а концентрация каждого иона в 2 раза уменьшится. Рассчитаем концентрации ионов после смешивания:

$$C_2 (\text{Li}^+) = \frac{0,01}{2} = 0,005 \text{ моль/дм}^3,$$

$$C_2 (\text{F}^-) = \frac{0,02}{2} = 0,1 \text{ моль/дм}^3.$$

Произведение концентраций ионов Li^+ и F^- составит:

$$[\text{Li}^+] \cdot [\text{F}^-] = 0,005 \cdot 0,1 = 5 \cdot 10^{-4}.$$

Сравним найденное произведение концентраций с $K_S (\text{LiF})$:

$$5 \cdot 10^{-4} < 3,8 \cdot 10^{-3}.$$

Таким образом, полученный раствор является ненасыщенным и осадок LiF не выпадает.

Ответ: осадок фторида лития LiF выпадать не будет.

2.6 Растворимость веществ в воде

Для рассмотрения физико-химической природы процесса растворения различных веществ в воде и условий образования осадков рекомендуется провести следующие опыты.

Опыт 1 Определение теплоты растворения гидроксида натрия или щавелевой кислоты.

Подготовьте калориметрический стакан, налейте в него 200 мл дистиллированной воды и определите ее температуру с точностью до $0,1^\circ$.

На аналитических весах взвесьте ~ 5 г гидроксида натрия NaOH или щавелевой кислоты HOOC–COOH.

Быстро и аккуратно высыпьте навеску щелочи или щавелевой кислоты в калориметрический сосуд.

Осторожно перемешивая раствор, следите за изменением температуры. Отметьте наивысшую температуру с точностью до $0,1^\circ$.

Обработка экспериментальных данных

1 Вычисление количества теплоты, выделившейся при растворении гидроксида натрия (щавелевой кислоты).

Обозначим начальную температуру воды – $T_{\text{нач}}$, наивысшую температуру раствора – $T_{\text{кон}}$. Пусть плотность раствора равна плотности воды: ρ (раствора) = 1 г/см^3 , удельная теплоемкость раствора равна удельной теплоемкости воды

$$C_p = 4,18 \text{ кДж/К} \cdot \text{кг}.$$

Количество теплоты, выделившееся при растворении вещества, рассчитывается по формуле

$$Q_{\text{раст}} = m (\text{раствора}) C_p \Delta T,$$

где m (раствора) – масса раствора, г, рассчитанная как

$$m (\text{раствора}) = m (\text{H}_2\text{O}) + m (\text{вещества});$$

C_p – удельная теплоемкость раствора;

ΔT – изменение температуры при растворении вещества, рассчитано как:

$$\Delta T = T_{\text{кон}} - T_{\text{нач}}.$$

2 Вычисление количества вещества гидроксида натрия (щавелевой кислоты) по формуле

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m}{M(\text{NaOH})},$$

$$n(\text{HOOC-COOH}) = \frac{m}{M(\text{HOOC-COOH})},$$

где $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ г/моль}$;

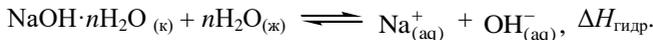
$M(\text{HOOC-COOH}) = 90,04 \text{ г/моль}$.

Процесс растворения гидроксида натрия можно представить следующими уравнениями:

1 этап: атомизация.



2 этап: гидратация.

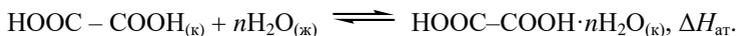


Теплота растворения гидроксида натрия в воде

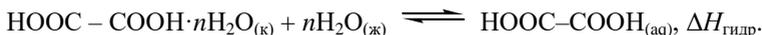
$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{ат}} + \Delta H_{\text{гидр}}.$$

Процесс растворения щавелевой кислоты можно представить следующими уравнениями:

1 этап: атомизация.



2 этап: гидратация.



Теплота растворения щавелевой кислоты в воде:

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{ат}} + \Delta H_{\text{гидр}}.$$

3 Определение теплоты растворения $\Delta H_{\text{раств}}$, кДж/моль:

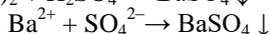
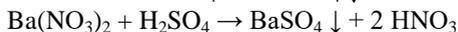
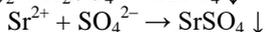
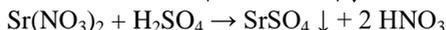
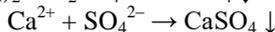
$$\text{— для гидроксида натрия: } \Delta H_{\text{раств}} = \frac{-Q_{\text{раств}}}{n(\text{NaOH})};$$

$$\text{— для щавелевой кислоты: } \Delta H_{\text{раств}} = \frac{-Q_{\text{раств}}}{n(\text{HOOC} - \text{COOH})}.$$

Сделайте вывод о характере растворения данных веществ.

Опыт 2 Получение труднорастворимых сульфатов щелочноземельных металлов и сравнение их растворимости.

Серная кислота и ее растворимые в воде соли образуют при взаимодействии с растворами солей кальция, стронция и бария белые кристаллические осадки:



Внесите в три пробирки по 4–5 капель растворов солей, содержащих ионы Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , и добавьте по 2–3 капли раствора серной кислоты H_2SO_4 в каждую пробирку. Отметьте скорость появления осадков.

Запишите значения констант растворимости (приложение Ж) полученных солей. Объясните, почему осадок BaSO_4 выпадает практически мгновенно, осадок SrSO_4 – спустя некоторое время, а осадок CaSO_4 не выделяется.

Добавьте в пробирку с раствором соли кальция 1–2 капли органического растворителя (бензола, этилового спирта или ацетона). Что наблюдаете? Почему добавление органических растворителей способствует выпадению осадка сульфата кальция?

Опыт 3 Условия образования осадка труднорастворимого электролита карбоната магния MgCO_3 .

Получите растворы магний сульфата MgSO_4 и натрия карбоната Na_2CO_3 с концентрацией 0,5 моль/л. Рассчитайте произведение концентраций ионов Mg^{2+} и CO_3^{2-} в растворе, полученном при сливании равных объемов данных растворов.

Сравните полученный результат со значением константы растворимости MgCO_3 (приложение Ж) и сделайте вывод о характере приготовленного раствора (ненасыщенный, насыщенный или пересыщенный).

Внесите в пробирку 5 мл 0,5М раствора сульфата магния MgSO_4 и добавьте 5 мл 0,5М раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Что наблюдаете? Отметьте цвет выпавшего осадка. Сделайте вывод о соответствии теории и эксперимента.

Выполните соответствующий расчет (см. пример 2.6) и сделайте вывод о возможности выпадения осадка MgCO_3 при сливании равных объемом 0,005М растворов указанных солей. Внесите в пробирку по 5 мл 0,005М растворов сульфата магния MgSO_4 и карбоната натрия Na_2CO_3 . Что наблюдаете?

2.7 Вопросы и задания для самоконтроля

1 Что следует понимать под терминами «растворимость» и «коэффициент растворимости»?

2 Какие факторы влияют на растворимость в воде:

а) газов;

б) жидкостей;

в) твердых веществ?

3 Как можно объяснить различные значения тепловых эффектов процесса растворения твердых веществ?

4 Из каких растворов выпадает осадок?

5 Концентрация кислорода в воде при давлении 300 мм рт. ст. и температуре 298 К составляет 16 мг/дм³. Определить константу Генри для

этой температуры. Какая масса (г) кислорода будет растворена в воде объемом 250 дм^3 в этих же условиях?

6 Растворимость дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при 20°C составляет $11,0 \text{ г}$. Определите массовую долю соли (%) в насыщенном растворе.

7 Насыщенный раствор нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ при 20°C имеет массовую долю растворенной соли равную $8,25\%$. Найдите коэффициент растворимости соли.

8 Вычислите массовую долю (%) соли сульфата калия K_2SO_4 в растворе и его коэффициент растворимости, если при 0°C 50 г раствора содержит $3,44 \text{ г}$ сульфата калия.

9 Рассчитайте концентрацию (моль/ дм^3 и г/ дм^3) ионов бария Ba^{2+} в насыщенном растворе сульфата бария BaSO_4 .

10 К раствору нитрата серебра AgNO_3 с концентрацией $0,005 \text{ моль/дм}^3$ прилили равный объем раствора хлорида калия KCl с концентрацией соли $0,001 \text{ моль/дм}^3$. Выпадет ли осадок хлорида серебра AgCl из приготовленного раствора?

11 Роман Ивана Стаднюка «Москва: 41-й» посвящен труднейшему периоду Великой Отечественной войны. Но «на войне, как на войне»: рядом с трагическим было и смешное. Приведем разговор военачальников между собой:

«– Михаил Алексеевич, ты извини нас, необразованных. Мы иностранными языками не владеем, специальных институтов не заканчивали. Поясни нам, пожалуйста, как можно из смеси керосина и спирта получить раствор спирта?»

– Это у химиков надо спросить, озадаченно ответил полковник Шалин, начальник штаба армии. – Но полагаю, что нужен какой-либо перегонный аппарат, центрифуги, отстойники...

– Гвоздь нужен! – весело воскликнул генерал Прохоров, начальник артиллерии армии. – И четырехклассное образование!.. Впрочем, и оно ни к чему! Его молоток заменяет!»

Вот такой интересный разговор произошел между двумя военачальниками.

Как с помощью молотка и гвоздя решить эту проблему в полевых условиях?

12 Выберите **один или несколько правильных ответов** в следующих тестовых заданиях.

Тесты

1 Эндотермическая составляющая теплового эффекта растворения твердого вещества в воде обусловлена:

- а) процессом гидратации;
- б) разрушением кристаллической решетки вещества;
- в) процессом диффузии;

г) влиянием давления.

2 Зная величину константы растворимости соли, предскажите, растворимость какой соли будет наименьшей.

а) $K_S(\text{CaSO}_4) = 1 \cdot 10^{-5}$;

в) $K_S(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-9}$;

б) $K_S(\text{SrSO}_4) = 3 \cdot 10^{-7}$;

г) $K_S(\text{MgCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-3}$.

3 Укажите правильную формулировку закона Нернста – Шилова.

а) если в систему из двух несмешивающихся жидкостей добавить третий компонент, то отношение его концентраций в каждой жидкости есть величина постоянная при данной температуре;

б) при увеличении давления растворимость газов растет;

в) при постоянной температуре растворимость газов в жидкостях прямо пропорциональна парциальному давлению газа над поверхностью жидкости;

г) чем меньше значение K_S , тем легче формируется осадок труднорастворимого электролита.

4 Раствор это –

а) система, состав которой может изменяться или не изменяться в зависимости от переменного состава;

б) гомогенная система переменного состава, состоящая минимум из двух компонентов;

в) система, где имеет место равномерное распределение всех переменных компонентов вещества и растворителя по всему объему, протекающее по всем направлениям;

г) система, находящаяся в равновесии с избытком растворяемого вещества и растворителя (минимум двух компонентов).

5 Растворимость газов в воде зависит:

а) от давления;

б) природы газа;

в) температуры;

г) скорости пропускания газа в воду при постоянном давлении.

6 Растворимость твердых веществ в жидкостях:

а) зависит от характера химических связей в веществе и жидкости;

б) зависит от внешнего давления;

в) подчиняется правилу «подобное растворяется в подобном»;

г) часто сопровождается поглощением энергии.

7 Укажите условия образования осадка труднорастворимых электролитов в насыщенном и пересыщенном растворах.

а) небольшое значение K_S ;

в) $[\text{Кат}^+] \cdot [\text{Ан}^-] < K_S$;

б) $[\text{Кат}^+] \cdot [\text{Ан}^-] = K_S$;

г) $[\text{Кат}^+] \cdot [\text{Ан}^-] > K_S$.

8 Укажите справедливое утверждение (утверждения):

а) растворение – процесс физический;

б) если в растворе можно растворить еще дополнительную порцию вещества, то этот раствор – разбавленный;

в) растворение хлороводорода в воде – процесс экзотермический;

г) математическое выражение закона Генри: $S = kp$.

9 Выделение энергии при растворении сульфата меди в воде свидетельствует о том, что:

а) энергия кристаллической решетки соли меньше энергии гидратации ионов в растворе;

б) растворение данной соли – эндотермический процесс;

в) энергия гидратации соли больше энергии связи ионов в кристаллической решетке;

г) растворение данной соли – экзотермический процесс.

10 Растворимость хлорида серебра AgCl ($K_S = 1,78 \cdot 10^{-10}$) в насыщенном растворе составляет:

а) $2,66 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³;

в) $1,915 \cdot 10^{-3}$ г/дм³;

б) $1,33 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³;

г) $7,175 \cdot 10^{-2}$ г/дм³.

3 СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Одной из важнейших характеристик раствора является относительное содержание в нем растворенного вещества и растворителя. Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными величинами – долями или процентами, либо величинами размерными – концентрациями. В практике наиболее часто используются приведенные ниже количественные способы выражения состава раствора.

3.1 Количественные способы выражения состава растворов

Молярная концентрация (молярность) раствора показывает число молей растворенного вещества в 1 дм³ раствора (в 1 л раствора). Обозначается C или C_M и рассчитывается по формуле

$$C_M(X) = \frac{n(X)}{V} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V},$$

где $n(X)$ – химическое количество растворенного вещества, моль;

$m(X)$ – масса растворенного вещества, г;

$M(X)$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

V – объем раствора, дм³.

Единицы измерения: моль/дм³ или моль/л. В научных текстах часто вместо размерности молярной концентрации используют букву M . Например, концентрация соли в растворе составляет 0,1M – из данной записи следует: молярная концентрация соли в растворе равна 0,1 моль/дм³.

Если объем V раствора измеряют в миллилитрах (см³), то формула для расчета молярной концентрации имеет вид:

$$C_M(X) = \frac{1000 \cdot m(X)}{M(X) \cdot V}.$$

Нормальная концентрация (нормальность или молярная концентрация эквивалента) равна количеству молей эквивалента вещества, содержащегося в 1 дм³ раствора (в 1 л раствора). Обозначается C_n и рассчитывается по формуле

$$C_n(X) = \frac{n_3(X)}{V} = \frac{m(X)}{m_3(X) \cdot V},$$

где $n_3(X)$ – количество эквивалента растворенного вещества, моль:

$$n_3(X) = \frac{m(X)}{m_3(X)},$$

$m(X)$ – масса растворенного вещества, г;

$m_3(X)$ – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль;

V – объем раствора, дм³.

Единицы измерения: моль/дм³ или моль/л. Часто вместо размерности молярной концентрации используют букву n . Например, концентрация соли в растворе составляет 0,5 n – из данной записи следует: молярная концентрация эквивалента соли в растворе равна 0,5 моль/дм³.

Удобно использовать формулу, связывающую между собой молярную и нормальную концентрации,

$$C_n(X) = \frac{C_M(X) \cdot M(X)}{m_3(X)}.$$

Молярная концентрация эквивалента вещества используется при решении задач по закону эквивалентов.

Запишем математическое выражение закона эквивалентов для условной химической реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$:

$$n_3(A) = n_3(B) = n_3(C) = n_3(D),$$

где n_3 – количество эквивалента вещества, моль.

Количество эквивалента растворенного вещества X можно рассчитать как

$$n_3(X) = C_n(X) \cdot V.$$

Закон эквивалентов для реакции, протекающей в растворе, может быть записан:

$$C_n(A) \cdot V(\text{раствора } A) = C_n(B) \cdot V(\text{раствора } B).$$

Моляльная концентрация (моляльность) равна количеству молей вещества растворенного в 1 кг растворителя. Обозначается C_m' и рассчитывается по формуле

$$C_m' = \frac{n(X)}{m(Y)} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(Y)},$$

где $n(X)$ – химическое количество растворенного вещества, моль;

$m(X)$ – масса растворенного вещества, г;

$M(X)$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$m(Y)$ – масса растворителя, кг.

Единицы измерения: моль/кг.

Титр раствора равен массе растворенного вещества (г), содержащейся в 1 см³ (1 мл) раствора. Обозначается T и рассчитывается по формуле

$$T(X) = \frac{m(X)}{V},$$

где $m(X)$ – масса растворенного вещества, г,
 V – объем раствора, см^3 .

Единицы измерения: $\text{г}/\text{см}^3$ или $\text{г}/\text{мл}$.

Можно установить связь между молярной концентрацией и титром:

$$C_M(X) = \frac{1000 \cdot T(X)}{M(X)},$$

а также нормальной концентрацией и титром:

$$C_n(X) = \frac{1000 \cdot T(X)}{m_{\text{э}}(X)}.$$

В тех случаях, когда речь идет об отношении массы, объема или химического количества компонента к массе, объему или количеству вещества всей системы, термин «концентрация» не употребляют, а говорят о «доле» – массовой, объемной или молярной (мольной). Эту долю выражают либо дробью, либо в процентах.

Для обозначения доли компонента раствора приняты следующие греческие буквы: массовая доля – ω (*omega*), объемная доля – φ (*phi*), молярная (мольная) доля – χ (*кси* или *хи*).

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m}; \quad \varphi(X) = \frac{V(X)}{V}; \quad \chi(X) = \frac{n(X)}{\sum n},$$

где $m(X)$ и m – масса компонента и масса всей системы, г;

$V(X)$ и V – объем компонента и объем всей системы, моль;

$n(X)$ и $\sum n$ – количество вещества компонента и сумма всех количеств веществ раствора, моль.

Взаимосвязь молярной концентрации раствора и его массовой доли описывается уравнением

$$C_M(X) = \frac{10\omega(X) \cdot \rho}{M(X)},$$

где ρ – плотность раствора, $\text{г}/\text{мл}$;

$\omega(X)$ – массовая доля растворенного вещества, %.

Пример 3.1

В 135 г воды растворили 15 г некоторой соли. Какова массовая доля растворенной соли в полученном растворе?

Решение

Найдем массу добавленной воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}}, \text{ так как } \rho(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 1 \text{ г}/\text{см}^3.$$

Массовая доля растворенного вещества рассчитывается по формуле

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m},$$

где m – масса всей системы или раствора суммируется из масс веществ, входящих в раствор:

$$m = m(\text{соли}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$
$$m = 15 + 135 = 150 \text{ г.}$$

Рассчитаем массовую долю растворенной соли:

$$\omega(\text{соли}) = \frac{15}{150} \cdot 100 \% = 10 \%$$

Ответ: массовая доля соли в растворе составляет 10 %.

Пример 3.2

К 500 г раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ с массовой долей равной 20 % прилили 300 см³ воды. Какова массовая доля глюкозы в полученном растворе?

Р е ш е н и е

Найдем массу добавленной воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}}, \text{ так как } \rho(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 1 \text{ г/см}^3.$$

Массовая доля растворенного вещества рассчитывается по формуле

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m},$$

где масса всей системы, полученной после добавления воды

$$m = m(\text{раствора } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + m(\text{H}_2\text{O}),$$
$$m = 500 + 300 = 800 \text{ г.}$$

Рассчитаем массу $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в исходном растворе:

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = m(\text{исходного раствора}) \cdot \omega(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6),$$
$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 500 \cdot 0,2 = 100 \text{ г.}$$

Рассчитаем массовую долю растворенной соли:

$$\omega(\text{глюкозы}) = \frac{100}{800} \cdot 100 \% = 12,5 \%$$

Ответ: массовая доля глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в растворе после разбавления составляет 12,5 %.

Пример 3.3

Рассчитайте молярную концентрацию раствора, если в 50 см³ данного раствора содержится 5,6 г гидроксида калия KOH.

Р е ш е н и е

Молярная концентрация раствора

$$C_M(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V},$$

где $M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$
 $V(\text{раствора}) = 0,05 \text{ дм}^3$.

Рассчитаем ответ в задаче:

$$C_M(\text{раствора KOH}) = \frac{5,6}{56 \cdot 0,05} = 2 \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: молярная концентрация раствора гидроксида калия 2 моль/дм^3 .

Пример 3.4

Для использования в быту в магазинах предлагается «столовый уксус». Это раствор уксусной кислоты CH_3COOH с концентрацией кислоты 6 % или 9 %. Рассчитайте молярную концентрацию и титр раствора столового уксуса с концентрацией кислоты 9 % и плотностью раствора равной $1,011 \text{ г/см}^3$.

Решение

Вычислим молярную концентрацию раствора:

$$C_M(X) = \frac{10 \cdot \omega(X) \cdot \rho}{M(X)},$$

где $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ г/моль}$.

$$C_M(\text{раствора CH}_3\text{COOH}) = \frac{10 \cdot 9 \% \cdot 1,011}{60} = 1,52 \text{ моль/дм}^3.$$

Вычислим титр раствора уксусной кислоты из формулы

$$C_M(X) = \frac{1000 \cdot T(X)}{M(X)}, \text{ получим: } T(X) = \frac{C_M(X) \cdot M(X)}{1000},$$

Рассчитаем титр раствора, подставив числовые значения:

$$T(\text{раствора CH}_3\text{COOH}) = \frac{1,52 \cdot 60}{1000} = 0,0912 \text{ г/см}^3$$

Ответ: молярная концентрация раствора уксусной кислоты $1,52 \text{ моль/дм}^3$; титр раствора равен $0,0912 \text{ г/см}^3$.

Пример 3.5

Раствор соляной кислоты HCl с концентрацией вещества равной 15 % используют для обработки мембранных фильтров обратного осмоса для очистки питьевой воды, предназначенной для населения. Рассчитайте молярность и титр данного раствора, если плотность раствора составляет $1,073 \text{ г/см}^3$.

Решение

Молярность раствора рассчитывается по формуле

$$C'_m = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(\text{H}_2\text{O})},$$

где $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль.

Пусть масса раствора будет 100 г, тогда массу соляной кислоты можно рассчитать по формуле

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m},$$

отсюда

$$m(\text{HCl}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{HCl}),$$

$$m(\text{HCl}) = 100 \cdot 0,15 = 15 \text{ г.}$$

Масса раствора суммируется из масс веществ, входящих в раствор:

$$m = m(\text{HCl}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m - m(\text{HCl}),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 15 = 85 \text{ г} = 0,085 \text{ кг.}$$

Вычислим моляльность раствора:

$$C'_m = \frac{15}{35,6 \cdot 0,085} = 4,83 \text{ моль/кг.}$$

Титр раствора рассчитывается по формуле

$$T(X) = \frac{m(X)}{V},$$

где $m(\text{HCl}) = 15$ г.

Объем исходного раствора рассчитаем по формуле $V = \frac{m}{\rho}$.

$$V = \frac{100}{1,073} = 93,197 \text{ см}^3.$$

Вычислим титр раствора:

$$T(\text{HCl}) = \frac{15}{93,197} = 0,1609 \text{ г/см}^3.$$

Ответ: моляльность раствора соляной кислоты 4,83 моль/кг; титр 0,1609 г/см³.

Пример 3.6

Рассчитайте молярную, нормальную концентрации вещества и титр раствора MgSO_4 , если массовая доля соли равна 25 %, а плотность раствора составляет 1,18 г/см³.

Решение

Вычислим молярную концентрацию раствора

$$C_M (\text{раствора MgSO}_4) = \frac{10 \cdot \omega(\%) \cdot \rho}{M(\text{MgSO}_4)},$$

где $M (\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}$.

$$C_M (\text{раствора MgSO}_4) = \frac{10 \cdot 25 \% \cdot 1,18}{120} = 2,46 \text{ М.}$$

Вычислим нормальную концентрацию

$$C_n (\text{раствора MgSO}_4) = \frac{C_M(X) \cdot M}{m_3},$$

где $m_3 (\text{MgSO}_4) = \frac{M(\text{MgSO}_4)}{B(\text{Mg}) \cdot n(\text{Mg})}$.

$$m_3 (\text{MgSO}_4) = \frac{120}{2} = 60 \text{ г/моль.}$$

$$C_n (\text{раствора MgSO}_4) = \frac{2,46 \cdot 120}{60} = 4,92 \text{ н.}$$

Титр раствора соли вычисляем по формуле

$$T (\text{раствора MgSO}_4) = \frac{C_n(X) \cdot m_3(X)}{1000},$$

$$T (\text{раствора MgSO}_4) = \frac{4,92 \cdot 60}{1000} = 0,2952 \text{ г/см}^3.$$

Титр раствора можно рассчитать, используя массовую долю раствора.

Пусть $m (\text{раствора}) = 100 \text{ г}$, тогда $m (\text{вещества}) = 100 \cdot 0,25 = 25 \text{ г}$.

$$m (\text{H}_2\text{O}) = 100 - 25 = 75 \text{ г.}$$

Объем раствора рассчитывает по формуле $V = \frac{m}{\rho}$.

$$V = \frac{100}{1,18} = 84,75 \text{ см}^3,$$

$$T (\text{раствора MgSO}_4) = \frac{25}{84,75} = 0,2950 \text{ г/см}^3.$$

Ответ: $C_M (\text{MgSO}_4) = 2,46 \text{ М}$; $C_n (\text{MgSO}_4) = 4,92 \text{ н}$; $T (\text{MgSO}_4) = 0,2952 \text{ г/см}^3$.

Пример 3.7

Какой объем серной кислоты H_2SO_4 массовой долей вещества 56 % (плотность раствора равна $1,455 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 100 см^3 2 н раствора кислоты?

Р е ш е н и е

Вычислим массу серной кислоты из формулы

$$C_n(X) = \frac{m(X)}{m_3(X) \cdot V}.$$

Масса кислоты рассчитывается по формуле

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_n(X) \cdot m_3(X) \cdot V,$$

где $m_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{n(\text{H})}$, $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль,

$$m_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 49 \cdot 0,1 = 9,8 \text{ г}.$$

Рассчитаем массу исходного раствора H_2SO_4 с массовой долей 56 % из формулы

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m},$$

где m – масса раствора

$$m = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)},$$

$$m = \frac{9,8}{0,56} = 175 \text{ г}.$$

Вычислим объем исходного раствора по формуле $V = \frac{m}{\rho}$.

$$V = \frac{175}{1,455} = 120,3 \text{ см}^3.$$

Ответ: объем раствора равен 120,3 см³.

Пример 3.8

Наличие хлоридов в воде рассматривается как показатель бытового загрязнения воды. Определите, можно ли данную для анализа воду употреблять для питья, если при анализе 100 см³ пробы воды потребовалось 30 мл 0,028 н раствора серебра нитрата. Содержание хлоридов в питьевой воде не должно превышать 350 мг/л.

Р е ш е н и е

Запишем закон эквивалентов:

$$n_3(\text{Cl}^-) = n_3(\text{AgNO}_3),$$

где $n_3(X) = C_n(X) \cdot V$.

Отсюда

$$C_{\text{н}}(\text{Cl}^-) \cdot V(\text{проба воды}) = C_{\text{н}}(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{раствор AgNO}_3),$$

$$C_{\text{н}}(\text{Cl}^-) = \frac{C_{\text{н}}(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{раствор AgNO}_3)}{V(\text{пробы воды})}.$$

Вычислим $C_{\text{н}}(\text{Cl}^-)$:

$$C_{\text{н}}(\text{Cl}^-) = \frac{0,028 \cdot 30}{100} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ н.}$$

Пересчитаем концентрацию с размерностью мг/л:

$$C(\text{Cl}^-) = C_{\text{н}}(\text{Cl}^-) \cdot M(\text{Cl}^-) \cdot 1000,$$

где $M(\text{Cl}^-) = 35,5$ г/моль,

$$C(\text{Cl}^-) = 8,4 \cdot 10^{-3} \cdot 35,5 \cdot 1000 = 298,2 \text{ мг/л.}$$

Ответ: данную воду можно употреблять для питья, содержание хлоридов составляет 298,2 мг/л, т. е. менее 350 мг/л.

Пример 3.9

Определите объем (см^3) 2 н раствора KOH, необходимый для осаждения алюминия в виде гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ массой 4 г.

Решение

Запишем закон эквивалентов:

$$n_3(\text{KOH}) = n_3(\text{Al}(\text{OH})_3),$$

$$\text{где } n_3(X) = \frac{C_{\text{н}}(X) \cdot V}{1000}, \quad n_3(X) = \frac{m(X)}{m_3(X)}.$$

Отсюда

$$\frac{C_{\text{н}}(\text{KOH}) \cdot V}{1000} = \frac{m(\text{Al}(\text{OH})_3)}{m_3(\text{Al}(\text{OH})_3)},$$

$$\text{где } m_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{M(\text{Al}(\text{OH})_3)}{n(\text{OH})}, \quad M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78 \text{ г/моль.}$$

$$m_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{78}{3} = 26,3 \text{ г/моль.}$$

Рассчитаем ответ задачи.

$$\frac{2V}{1000} = \frac{4}{26,3},$$

$$V = 76 \text{ см}^3.$$

Ответ: объем 2 н раствора составит 76 см^3 .

Для обобщения и закрепления знаний о способах количественного выражения состава растворов целесообразно выполнить приведенные далее опыты.

Опыт 1 Определение плотности раствора и расчет его молярной, нормальной и моляльной концентрации.

Для приближенного, но быстрого измерения плотности служит ареометр или денсиметр.

Ареометр представляет собой поплавок с дробью и узкой трубкой. На трубке имеется шкала, проградуированная в единицах плотности. Ареометр погружается в жидкость или раствор различной концентрации на определенную глубину. При этом вытесняются различные объемы жидкостей, но массы их всегда одинаковы и равны массе ареометра.

Для измерения плотности жидкость наливают в чистый цилиндр. Из набора выбирают ареометр, который погружается на такую глубину, чтобы уровень жидкости в цилиндре находился в пределах шкалы ареометра. Ареометр не должен касаться дна и стенок цилиндра. Показания следует снимать по нижнему краю мениска в случае прозрачной жидкости и по верхнему – в случае непрозрачной. Зная плотность раствора, по справочным таблицам можно определить массовую долю раствора, и наоборот, зная концентрацию раствора, определить его плотность (рисунок 3.1).

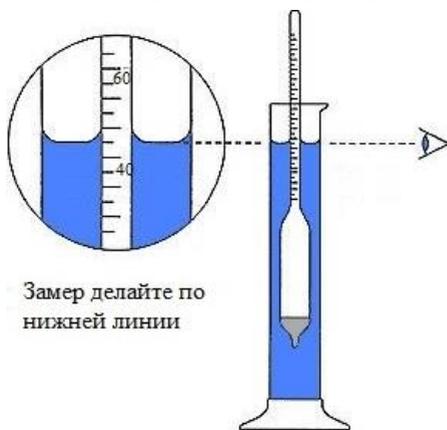


Рисунок 3.1 – Определение плотности прозрачных растворов ареометром

Если в таблице отсутствует необходимое значение плотности, то применяют метод интерполяции (нахождение промежуточного значения величины по известным крайним значениям). В данном случае применяется линейная интерполяция: считается, что в узких интервалах зависимость между плотностью и концентрацией линейна. Это является в некоторой степени приближением. В действительности возможны и отклонения от линейности.

Допустим, нужно определить плотность 2,3%-го раствора хлорида натрия NaCl. Такой концентрации в таблице нет. Но ближайшие значения массовой доли – 2 % и 4 %, им соответствуют плотности растворов 1,0125 г/см³ и 1,0226 г/см³. Следовательно, при изменении концентрации на 2 %, плотность раствора изменится на 1,0226 – 1,0125 = 0,0101 г/см³.

Составив пропорцию, можно рассчитать, как изменится плотность при изменении концентрации на 0,3 %:

$$\begin{aligned} 2\% & - \text{на } 0,0101 \text{ г/см}^3, \\ 0,3\% & - \text{на } x \text{ г/см}^3. \end{aligned}$$

Из пропорции получаем $x = 0,0015 \text{ г/см}^3$. Прибавив эту величину к значению плотности 2%-го раствора, получим плотность 2,3%-го раствора:

$$1,0125 + 0,0015 = 1,0140 \text{ г/см}^3.$$

Определите ареометром плотность раствора вещества с неизвестной концентрацией.

Для этого из набора ареометров выберите тот, который не тонет в растворе, а уровень жидкости приходится на шкалу ареометра.

Определите плотность анализируемого раствора. По таблицам «Соотношение плотности и концентрации водных растворов» (приложения И, К, Л, М) найдите массовую долю растворенного вещества в анализируемом растворе. При необходимости проведите интерполяцию.

Рассчитайте молярную, нормальную и моляльную концентрации вещества в этом растворе.

Опыт 2 Приготовление растворов поваренной соли с заданной массовой долей из более концентрированного раствора.

Определите ареометром плотность исходного концентрированного раствора поваренной соли NaCl.

Для этого налейте раствор в цилиндр и погрузите в него ареометр. Из набора ареометров выберите ареометр, который не тонет в растворе, а уровень жидкости приходится на шкалу ареометра.

По таблице «Соотношение плотности и концентрации водных растворов хлорида натрия» (приложение Л) найдите массовую долю растворенного вещества в исходном растворе. При необходимости проведите интерполяцию.

Рассчитайте объемы исходного раствора и воды, которые необходимы для приготовления раствора объемом 100 мл с меньшей концентрацией.

Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объем исходного раствора NaCl и влейте в колбу на 100 мл. Затем разбавьте концентрированный раствор дистиллированной водой, доведя общий объем до метки 100 мл.

Измерьте ареометром плотность полученного раствора.

Определите точность выполнения опыта, рассчитав абсолютную и относительную ошибки эксперимента.

Обработка экспериментальных данных

Абсолютную и относительную ошибки эксперимента рассчитывают по формулам:

$$D = X_{\text{экс}} - X_{\text{ист}},$$
$$D_0 = \frac{D}{X_{\text{ист}}} \cdot 100 \%,$$

где D – абсолютная ошибка эксперимента;

D_0 – относительная ошибка эксперимента;

$X_{\text{экс}}$ – экспериментальное значение плотности приготовленного раствора;

$X_{\text{ист}}$ – значение плотности раствора из справочных данных.

Сделайте вывод о точности выполненного опыта.

3.2 Вопросы и задания для самоконтроля

1 Перечислите наиболее распространенные способы выражения концентрации растворов.

2 Приведите определение и формулу для расчета массовой доли растворенного вещества. Какой объем воды и какая масса гидроксида калия КОН потребуются для приготовления 10 дм³ раствора с массовой долей КОН 40 % и плотностью 1,4 кг/дм³?

3 В качестве химической добавки, ускоряющей отверждение цементной массы, применяют ацетат натрия CH₃COONa. Растворимость CH₃COONa составляет 45,5 г на 100 г H₂O. Рассчитайте массовую долю CH₃COONa в насыщенном растворе.

4 Приведите определения и формулы для расчета молярной и нормальной концентраций растворенного вещества. В 500 см³ раствора серной кислоты содержится 196 г H₂SO₄. Определите молярную и нормальную концентрации H₂SO₄ в данном растворе.

5 Рассчитайте массу растворенного вещества в 0,5 дм³ 0,25 н раствора карбоната натрия Na₂CO₃.

6 В каком объеме раствора содержится 8 г сульфата меди CuSO₄, если нормальность раствора равна 0,1 н?

7 Что такое моляльность? Приведите формулу для расчета моляльной концентрации раствора. В 5 дм³ воды растворено 460 г глицерина C₃H₅(OH)₃. Рассчитайте моляльность раствора глицерина.

8 Определите титр следующих растворов:

а) 0,1М раствора соляной кислоты HCl;

б) 0,25 н раствора серной кислоты H₂SO₄;

в) раствора азотной кислоты с массовой долей HNO₃ 31,5 % и плотностью равной 1,19 г/см³.

9 Для анализа раствора соляной кислоты HCl использовалась проба раствора объемом $6,0 \text{ см}^3$, которая нейтрализована $3,0 \text{ см}^3 0,02 \text{ н}$ раствора NaOH . Рассчитайте нормальность и титр раствора соляной кислоты HCl .

10 Для нейтрализации кислот, содержащихся в 1 м^3 сточной воды, требуется 80 г NaOH . Какую массу более дешевого нейтрализатора Ca(OH)_2 можно использовать для нейтрализации 500 м^3 такой воды?

11 Превышение ПДК нитратов и нитритов в питьевой воде приводит к развитию гастрита и язвенной болезни у человека. Верхняя граница содержания этих соединений в воде находится на уровне 10 мг/л (по азоту N_2). Установите с помощью расчета, можно ли воду, содержащую $1,4 \text{ ммоль/л}$ нитрат-ионов NO_3^- , употреблять для приготовления пищи.

3.3 Контрольные задания

Вариант 1

1 В воде растворили $22,2 \text{ г}$ хлорида кальция CaCl_2 . Объем полученного раствора $0,5 \text{ дм}^3$. Определите молярную концентрацию раствора.

2 Рассчитайте титр раствора карбоната натрия Na_2CO_3 , если массовая доля вещества составляет 15% .

Вариант 2

1 В воде растворили $13,8 \text{ г}$ карбоната калия K_2CO_3 . Объем полученного раствора $0,2 \text{ дм}^3$. Определите молярную концентрацию раствора.

2 Какова массовая доля сульфата магния MgSO_4 в растворе, если нормальная концентрация вещества 2 н и плотность раствора равна $1,1 \text{ г/см}^3$?

Вариант 3

1 Какую массу соляной кислоты и воды необходимо взять для приготовления 500 см^3 раствора с массовой долей HCl 4% ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$)?

2 Определите молярную концентрацию вещества и титр в растворе азотной кислоты HNO_3 с массовой долей вещества 10% ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$).

Вариант 4

1 Определите молярную и нормальную концентрации раствора сульфата калия K_2SO_4 , в 200 см^3 которого содержится $1,74 \text{ г}$ растворенного вещества.

2 Определите массовую долю растворенного вещества в $0,9 \text{ М}$ растворе ортофосфорной кислоты H_3PO_4 ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$).

Вариант 5

1 Вычислите нормальную концентрацию и титр раствора нитрата никеля $\text{Ni(NO}_3)_2$, если молярная концентрация вещества составляет 1 моль/дм^3 , а плотность раствора $1,08 \text{ г/см}^3$.

2 Рассчитайте массу глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и воды, которые необходимо взять для приготовления 300 г раствора с массовой долей вещества 3% .

Вариант 6

1 В каком объеме (см^3) воды следует растворить 32,2 г сульфата натрия Na_2SO_4 , чтобы приготовить раствор с массовой долей вещества 5 %? Определите моляльность этого раствора.

2 Какая масса сульфата натрия Na_2SO_4 потребуется для приготовления 0,2 дм^3 раствора с молярной концентрацией 0,3 моль/дм^3 ?

Вариант 7

1 Определите молярную концентрацию и титр раствора хлорида аммония NH_4Cl с массовой долей вещества равной 20 % и плотностью 1,06 г/см^3 .

2 Какую массу нитрата калия KNO_3 необходимо растворить в 100 г воды для приготовления раствора с массовой долей соли 70 %?

Вариант 8

1 Рассчитайте массовую долю серной кислоты, если к 100 см^3 раствора серной кислоты H_2SO_4 с массовой долей вещества 20 % ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$) добавили 50 г воды.

2 Определите молярную концентрацию раствора соляной кислоты HCl с массовой долей кислоты 27 % ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$).

Вариант 9

1 Вычислите массовую долю и нормальную концентрацию соли в растворе, если молярная концентрация карбоната натрия Na_2CO_3 0,2 моль/дм^3 и плотность раствора 1,02 г/см^3 .

2 Какую массу гидроксида натрия NaOH и воды необходимо взять для приготовления 300 г раствора с массовой долей вещества 40 %?

Вариант 10

1 К 10 см^3 раствора гидроксида натрия NaOH с массовой долей вещества 20 % ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$) прибавили 10 см^3 воды. Вычислите массовую долю вещества в полученном растворе.

2 Определите титр раствора сульфата натрия Na_2SO_4 с массовой долей вещества 8 % ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$).

Вариант 11

1 Определите массовую долю и моляльность растворенного вещества в 0,25M растворе гидроксида натрия NaOH с плотностью равной 1,01 г/см^3 .

2 К 150 г раствора с массовой долей соляной кислоты HCl 22 % прилили 200 г воды. Определите массовую долю кислоты в полученном растворе.

Вариант 12

1 Какую массу сульфата магния MgSO_4 необходимо взять для приготовления 0,4 дм^3 раствора с молярной концентрацией вещества 0,2 моль/дм^3 ?

2 Вычислите массовую долю вещества и титр раствора карбоната натрия Na_2CO_3 , если молярная концентрация раствора равна 2 моль/дм³, а плотность 1,2 г/см³.

Вариант 13

1 Какой объем воды и массу карбоната натрия Na_2CO_3 необходимо взять, чтобы приготовить 100 см³ раствора Na_2CO_3 с массовой долей вещества 2 % и плотностью 1,02 г/см³?

2 Вычислите массовую долю и титр растворенного вещества в 1,5М раствора гидроксида калия KOH ($\rho = 1,07$ г/мл).

Вариант 14

1 Рассчитайте молярную концентрацию и титр раствора соляной кислоты HCl с массовой долей вещества 10 % и плотностью 1,05 г/см³.

2 К 250 см³ раствора азотной кислоты HNO_3 с массовой долей вещества 30 % ($\rho = 1,18$ г/см³) прилили 50 г воды. Рассчитайте массовую долю кислоты в полученном растворе.

Вариант 15

1 300 см³ раствора серной кислоты H_2SO_4 с массовой долей вещества 96% и плотностью 1,84 г/см³ смешали с 300 г воды. Рассчитайте массовую долю кислоты в полученном растворе.

2 Определите молярную концентрацию и моляльность раствора азотной кислоты HNO_3 , если массовая доля кислоты в растворе равна 72 % ($\rho = 1,43$ г/см³).

Вариант 16

1 Вычислите массовую долю в растворе азотной кислоты HNO_3 , полученном при смешивании 10 см³ раствора кислоты с массовой долей вещества 96 % ($\rho = 1,50$ г/см³) и 20 см³ воды.

2 Вычислите нормальность раствора фосфорной кислоты H_3PO_4 , если массовая доля кислоты 6 % ($\rho = 1,03$ г/см³).

Вариант 17

1 Определите молярную и нормальную концентрации раствора карбоната натрия Na_2CO_3 , если массовая доля соли составляет 10 %, а плотность раствора 1,10 г/см³.

2 Какой объем (см³) воды и массу гидроксида лития LiOH необходимо взять для приготовления 50 г раствора с массовой долей вещества 3 %?

Вариант 18

1 К 760 см³ раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 20 % ($\rho = 1,22$ г/см³) добавили 140 см³ воды. Вычислите массовую долю NaOH в полученном растворе.

2 В 180 г воды растворили 9,8 г серной кислоты H_2SO_4 . Определите массовую долю и молярную концентрацию кислоты в растворе.

Вариант 19

1 К 50 cm^3 раствора серной кислоты H_2SO_4 с массовой долей вещества 96% и плотностью равной 1,84 $г/см^3$ добавили 50 cm^3 воды. Вычислите массовую долю кислоты в полученном растворе.

2 Вычислите массовую долю вещества и титр раствора гидроксида натрия $NaOH$, если молярная концентрация вещества составляет 2 моль/ dm^3 , а плотность 1,08 $г/см^3$.

Вариант 20

1 Какой объем (cm^3) воды и массу гидроксида калия KOH необходимо взять для приготовления 350 г раствора с массовой долей вещества 25 %?

2 Определите нормальность и молярность раствора серной кислоты H_2SO_4 с массовой долей вещества 10 % и плотностью 1,07 $г/см^3$.

4 КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Коллигативными (общими) свойствами называются свойства растворов, зависящие только от их концентрации. Коллигативные свойства не зависят от природы веществ.

Важнейшими коллигативными свойствами растворов являются:

- понижение давления пара над раствором;
- повышение температуры кипения раствора;
- понижение температуры замерзания раствора;
- осмос и осмотическое давление.

4.1 Первый закон Рауля

Над чистой жидкостью при данной температуре существует определенное давление насыщенного пара. При растворении какого-либо вещества в любом чистом растворителе происходит понижение концентрации молекул растворителя в единице объема, что уменьшает количество молекул, переходящих в единицу времени из жидкости в пар. Кроме того, испарение растворителя затрудняется вследствие взаимодействия растворенного вещества с растворителем. В результате давление насыщенного пара растворителя над раствором оказывается всегда меньшим, чем над чистым растворителем. Причем понижение давления пара в силу вышеуказанных причин будет тем больше, чем больше концентрация растворенного вещества в растворе. Эта зависимость была сформулирована Раулем.

Первый закон Рауля: относительное понижение давления пара растворителя над раствором нелетучего вещества равно молярной доле растворенного веществ (отношению числа молей растворенного вещества к сумме числа молей растворителя и растворенного вещества).

Математическое выражение первого закона Рауля для раствора неэлектролита имеет вид:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \chi \quad \text{или} \quad \frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n(\text{растворен. вещество})}{n(\text{растворен. вещество}) + n(\text{растворителя})},$$

где P_0 – давление пара над чистым растворителем;

P – давление пара над раствором;

χ – мольная доля растворенного вещества.

Понижение давления пара над раствором приводит:

- к повышению температуры кипения;
- понижению температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем.

Пример 4.1

Вычислите давление насыщенного пара над раствором, содержащим 6,4 г нафталина $C_{10}H_8$ в 89,7 г бензола C_6H_6 , при 20 °С. Давление насыщенного пара над бензолом при данной температуре составляет 9953,82 Па.

Решение

Согласно первому закону Рауля, относительное понижение давления насыщенного пара над раствором равно молярной доле растворенного вещества:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \chi,$$

где χ – молярная доля растворенного вещества, которая рассчитывается по формуле

$$\chi(C_{10}H_8) = \frac{n(C_{10}H_8)}{n(C_{10}H_8) + n(C_6H_6)}.$$

Рассчитаем химическое количество каждого компонента раствора по формуле

$$n = \frac{m}{M},$$

где $M(C_{10}H_8) = 128$ г/моль,

$M(C_6H_6) = 78$ г/моль.

$$n(C_{10}H_8) = \frac{6,4}{128} = 0,05 \text{ моль},$$

$$n(C_6H_6) = \frac{89,7}{78} = 1,15 \text{ моль}.$$

$$\chi(C_{10}H_8) = \frac{0,05}{0,05 + 1,15} = 0,042.$$

Тогда из соотношения $\frac{P_0 - P}{P_0} = 0,042$ можно вычислить давление насыщенного пара над раствором:

$$\frac{9953,82 - P}{9953,82} = 0,042.$$

$$9953,82 - P = 9953,82 \cdot 0,042,$$

$$9953,82 - P = 418,06,$$

$$P = 9953,82 - 418,06,$$

$$P = 9535,76 \text{ Па}.$$

Ответ: давление насыщенного пара над раствором равно 9535,76 Па.

4.2 Второй закон Рауля

Раствор в отличие от чистой жидкости не отвердевает целиком при постоянной температуре. При некоторой температуре, называемой температурой начала кристаллизации, начинают выделяться кристаллы растворителя, и по мере кристаллизации температура раствора понижается.

Температура замерзания (также температура кристаллизации, температура затвердевания) – температура, при которой вещество совершает фазовый переход из жидкого состояния в твёрдое. Иными словами, температурой замерзания раствора называют температуру, при которой кристаллы растворителя находятся в равновесии с раствором данного состава.

Замерзание растворов можно охарактеризовать величиной понижения температуры замерзания $\Delta T_{\text{зам}}$, равной разности между температурой замерзания чистого растворителя и температурой начала кристаллизации раствора:

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}(\text{растворителя}) - T_{\text{зам}}(\text{раствора}),$$

где $T_{\text{зам}}(\text{растворителя})$ – температура замерзания чистого растворителя;

$T_{\text{зам}}(\text{раствора})$ – температура замерзания раствора.

Если говорить о кипении, то жидкость кипит при той температуре, при которой общее давление насыщенного пара становится равным внешнему давлению.

Температура кипения раствора – это температура, при которой давление пара над жидкостью равно атмосферному давлению.

Если растворённое вещество нелетучее, то общее давление насыщенного пара над раствором равно парциальному давлению паров растворителя. В этом случае давление насыщенных паров над раствором при любой температуре будет меньше, чем над чистым растворителем, и равенство его внешнему давлению будет достигаться при более высокой температуре. Таким образом, температура кипения раствора нелетучего вещества $T_{\text{кип}}$ всегда выше, чем температура кипения чистого растворителя при том же давлении.

Кипение растворов можно охарактеризовать величиной повышения температуры кипения $\Delta T_{\text{кип}}$, равной разности между температурой кипения раствора и температурой кипения чистого растворителя:

$$\Delta T_{\text{кип}} = T_{\text{кип}}(\text{раствора}) - T_{\text{кип}}(\text{растворителя}),$$

где $T_{\text{кип}}(\text{раствора})$ – температура кипения раствора;

$T_{\text{кип}}(\text{растворителя})$ – температура кипения чистого растворителя.

Изучая процессы замерзания и кипения растворов, Рауль установил, что для разбавленных растворов неэлектролитов повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания пропорциональны концентрации раствора.

Второй закон Рауля: изменение температуры кипения или замерзания раствора нелетучего вещества прямо пропорционально его моляльной концентрации.

Математическое выражение второго закона Рауля для растворов неэлектролитов:

– для понижения температуры раствора:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K C_m,$$

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

K – криоскопическая константа растворителя (или моляльное понижение температуры замерзания раствора);

$K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ град·кг/моль;

C_m – моляльная концентрация, моль/кг;

– для повышения температуры раствора:

$$\Delta T_{\text{кип}} = E C_m,$$

где $\Delta T_{\text{кип}}$ – повышение температуры кипения раствора;

E – эбулиоскопическая константа растворителя (или моляльное повышение температуры кипения раствора). $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$ град·кг/моль;

C_m – моляльная концентрация, моль/кг.

Моляльную концентрацию удобно рассчитывать по следующей формуле:

$$C'_m(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M \cdot m(\text{растворителя})},$$

где M – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Эбулиоскопическая и криоскопическая постоянные показывают, на сколько градусов выше кипит и на сколько градусов ниже замерзает одномоляльный раствор (содержащий 1 моль растворенного вещества в 1000 г растворителя) по сравнению с температурами кипения и замерзания чистого растворителя.

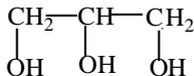
Единица измерения криоскопических и эбулиоскопических констант растворителей: 1 град·моль⁻¹·кг.

Эбулиоскопическая и криоскопическая константы не зависят от природы растворенного вещества, а являются характеристиками растворителя. Их значения для некоторых растворителей приведены в приложении Б. Метод исследования, основанный на измерении понижения температуры замерзания растворов, называется криоскопическим методом.

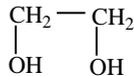
Эбулиоскопический метод – это определение состава вещества на основании измерения температуры кипения раствора анализируемого вещества.

Растворы, которые подчиняются законам Рауля, являются идеальными. Закон Рауля соблюдается тем точнее, чем больше разбавлен раствор.

Способность растворов замерзать при более низкой температуре, чем растворитель, используется при приготовлении низкозамерзающих растворов, которые называются **антифризами**. Антифризами заменяют воду в радиаторах автомобильных и авиационных моторов в зимнее время. В качестве основных компонентов могут быть использованы многоатомные спирты – этиленгликоль и глицерин:



Глицерин



Этиленгликоль

Водный раствор этиленгликоля с массовой долей вещества 58 %, например, замерзает при температуре -50°C .

Пример 4.2

В радиатор автомобиля налили жидкость, состоящую из 8 дм^3 воды и 2 дм^3 метилового спирта CH_3OH ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$). При какой самой низкой температуре можно после этого оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что жидкость в радиаторе замёрзнет?

Решение

Задача сводится к определению (по второму закону Рауля) понижения температуры замерзания раствора по сравнению с водой.

Находим массу спирта

$$m = \rho V,$$

$$m = 0,8 \cdot 2000 = 1600 \text{ г.}$$

Находим массу воды

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 8000 \text{ г, так как } \rho(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 1 \text{ г/см}^3.$$

Вычисляем моляльность раствора

$$C'_m = \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества})m(\text{H}_2\text{O})},$$

где $M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ г/моль}$.

$$C'_m(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{1600 \cdot 1000}{32 \cdot 8000} = 6,25 \text{ моль/кг.}$$

Согласно второму закону Рауля понижение температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистой воды рассчитываем по формуле

$$\Delta t_{\text{зам}} = K C'_m,$$

где $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ град} \cdot \text{кг/моль}$ (приложение Б).

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,86 \cdot 6,25 = 11,625^\circ.$$

Таким образом, самая низкая температура, при которой раствор не замерзает, составляет:

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - t_{\text{зам}}(\text{раствора}),$$

где $t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ }^\circ\text{C}$.

$$t_{\text{зам}}(\text{раствора}) = t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta t_{\text{зам}},$$

$$t_{\text{зам}}(\text{раствора}) = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 11,625 \text{ }^\circ\text{C} = -11,6 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Ответ: самая низкая температура, при которой раствор не замерзнет, $-11,6 \text{ }^\circ\text{C}$.

Пример 4.3

Водный раствор неэлектролита с массовой долей вещества 20,8 % замерзает при температуре $-1,43 \text{ }^\circ\text{C}$. Вычислите молярную массу неэлектролита.

Решение

Согласно второму закону Рауля

$$\Delta t_{\text{зам}} = K C'_m,$$

где $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ град} \cdot \text{кг/моль}$ (приложение Б);

$$C'_m = \frac{m(\text{неэлектролита}) \cdot 1000}{M(\text{неэлектролита}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})};$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - t_{\text{зам. р-ра}}.$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - (-1,43 \text{ }^\circ\text{C}) = 1,43^\circ.$$

Отсюда

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot \frac{m(\text{неэлектролита}) \cdot 1000}{M(\text{неэлектролита}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})};$$

Необходимо рассчитать m (неэлектролита) и $m(\text{H}_2\text{O})$.

Пусть $m(\text{раствора}) = 100 \text{ г}$, тогда $m(\text{неэлектролита}) = 100 \cdot 0,208 = 20,8 \text{ г}$.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 20,8 = 79,2 \text{ г}.$$

Вычислим ответ задачи:

$$1,43 = 1,86 \cdot \frac{20,8 \cdot 1000}{M(\text{неэлектролита}) \cdot 79,2}.$$

$$M(\text{неэлектролита}) = \frac{1,86 \cdot 20,8 \cdot 1000}{1,43 \cdot 79,2}.$$

$$M(\text{неэлектролита}) = 341,6 \text{ г/моль}.$$

Ответ: $M(\text{неэлектролита}) = 341,6 \text{ г/моль}$.

4.3 Осмос и осмотическое давление

Осмозом называют одностороннее проникновение молекул растворителя (диффузию) через полупроницаемую мембрану из растворителя в раствор или из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией (рисунок 4.1). Движущей силой осмоса является стремление молекул растворителя выровнять концентрации растворов по обе стороны мембраны.

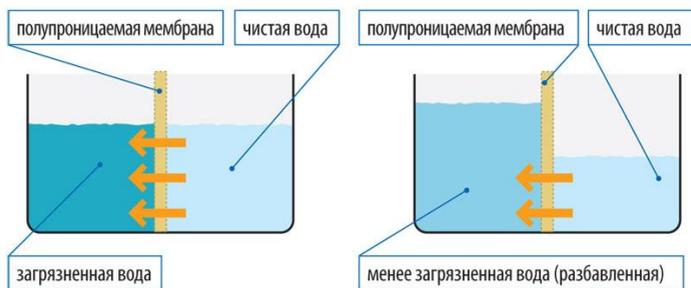


Рисунок 4.1 – Схема осмоса

Давление растворителя на мембрану в состоянии равновесия называется **осмотическим давлением** ($P_{\text{осм}}$), измеряется в кПа.

Осмотическое давление возрастает с увеличением концентрации растворенного вещества и температуры.

Закон Вант-Гоффа: осмотическое давление прямо пропорционально молярной концентрации раствора и абсолютной температуре:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT,$$

где C_M – молярная концентрация вещества, моль/дм³;

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

T – абсолютная температура, К.



Существует явление обратного осмоса.

Если внешнее давление (P), приложенное к более концентрированному раствору, выше осмотического ($P_{\text{осм}}$), т. е. $P > P_{\text{осм}}$, то скорость перехода молекул растворителя из концентрированного раствора будет больше, и растворитель будет переходить в разбавленный раствор (или чистый растворитель). Этот процесс называется **обратный осмос** (рисунок 4.2).

Обратный осмос является современным и самым эффективным методом получения очищенной и безопасной воды. Любая **установка обратного осмоса** содержит одну или несколько полупроницаемых мембран, которые пропускают только очищенную воду, называемую пермиатом.

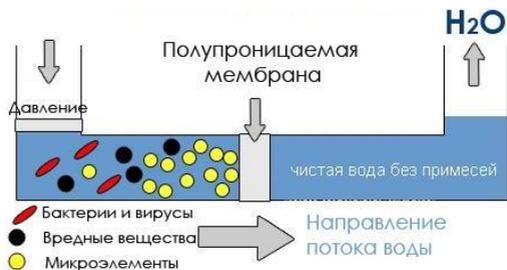


Рисунок 4.2 – Схема обратного осмоса при очистке воды



24 ноября 2009 года компания Statkraft в Норвегии запустила первую в мире электростанцию (прототип), использующую для выработки электричества явление осмоса. Солёная морская и пресная вода на электростанции разделены мембраной; так как концентрация солей в морской воде выше, развивается явление осмоса. Поток воды достаточен, чтобы приводить в действие гидротурбину, вырабатывающую энергию.

Обратный осмос используют с 1970-х годов при очистке сточных вод, получении питьевой воды из морской воды, получении особо чистой воды для медицины, промышленности и других нужд. С помощью обратного осмоса также можно производить концентраты соков без нагрева.

Пример 4.4

Определите осмотическое давление при 17 °С раствора, в 500 см³ которого содержится 17,1 г сахарозы C₁₂H₂₂O₁₁.

Решение

Осмотическое давление раствора вычисляем по уравнению Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT,$$

где $T = 273 + 17 = 290 \text{ К}$;

C_M – молярная концентрация вещества, моль/дм³, может быть рассчитана по формуле

$$C_M(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V},$$

где $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ г/моль}$,

$V(\text{раствора}) = 0,5 \text{ дм}^3$.

$$C_M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{17,1}{342 \cdot 0,5} = 0,1 \text{ М.}$$

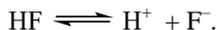
Вычислим осмотическое давление раствора сахарозы:

$$P_{\text{осм}} = 0,1 \cdot 8,31 \cdot 290 = 241 \text{ кПа.}$$

Ответ: осмотическое давление при 17 °С раствора составляет 241 кПа.

4.4 Коллигативные свойства растворов электролитов

При растворении молекулы электролитов способны к диссоциации. Например, обратимая диссоциация молекул фтороводородной кислоты в водном растворе может быть представлена в следующем виде:



Поэтому законы Рауля и Вант-Гоффа в приведенной ранее форме не применимы к растворам электролитов. Они справедливы только для растворов неэлектролитов.

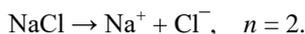
Коллигативные свойства растворов электролитов зависят не только от их концентрации, но и от степени диссоциации электролитов. Эта зависимость представлена формулой

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где α – степень диссоциации электролита;

i – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа);

n – это число ионов, на которое диссоциирует 1 молекула электролита, т. е. n равно числу ионов, образующихся при диссоциации (распаде молекулы электролита на ионы). Например, диссоциацию хлорида натрия в водном растворе можно представить в следующем виде:



Изотонический коэффициент – это параметр, не имеющий размерности, который характеризует поведение какого-либо вещества в растворе.

Изотонический коэффициент показывает разницу содержания частиц в растворе электролита по сравнению с раствором неэлектролита такой же концентрации. Он тесно связан с процессом диссоциации и строением молекулы электролита.

С учетом процесса диссоциации электролитов в растворах математическое описание коллигативных свойств растворов электролитов имеет вид:

– первый закон Рауля для растворов электролитов:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{i \cdot n(\text{растворен. вещество})}{i \cdot n(\text{растворен. вещество}) + n(\text{растворителя})},$$

где P_0 – давление пара над чистым растворителем;

P – давление пара над раствором;

i – изотонический коэффициент;

– второй закон Рауля для растворов электролитов:

$$\Delta T_{\text{зам}} = i K C'_m,$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = i E C'_m,$$

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

$\Delta T_{\text{кип}}$ – повышение температуры кипения раствора;

i – изотонический коэффициент;

K – криоскопическая константа растворителя;

E – эбулиоскопическая константа растворителя;

C'_m – моляльная концентрация, моль/кг;

– осмотическое давление в растворах электролитов:

$$P_{\text{осм}} = i C_M R T,$$

где i – изотонический коэффициент;

C_M – молярная концентрация вещества, моль/дм³;

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

T – абсолютная температура, К.

Пример 4.5

Изотонический коэффициент водного раствора соляной кислоты HCl (массовая доля кислоты 6,8 %) равен 1,66. Вычислите температуру замерзания этого раствора.

Решение

Согласно второму закону Рауля

$$\Delta T_{\text{зам}} = i K C'_m,$$

где $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ град·кг/моль (приложение Б);

$$C'_m = \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})};$$

Отсюда

$$\Delta T_{\text{зам}} = i K \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}.$$

Необходимо рассчитать $m(\text{HCl})$ и $m(\text{H}_2\text{O})$.

Пусть $m(\text{раствора}) = 100$ г, тогда $m(\text{HCl}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{HCl})$.

$m(\text{HCl}) = 100 \cdot 0,068 = 6,8$ г.

$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{HCl})$.

$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 6,8 = 93,2$ г.

$M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль.

Поставим найденные значения в формулу и вычислим температуру замерзания:

$$\Delta T_{\text{зам}} = 1,86 \cdot \frac{6,8 \cdot 1000}{36,5 \cdot 93,2} = 3,72 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - T_{\text{зам}}(\text{раствора}),$$

отсюда

$$T_{\text{зам}}(\text{раствора}) = T_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta T_{\text{зам}},$$

$$T_{\text{зам}}(\text{раствора}) = 0\text{ }^\circ\text{C} - 3,72\text{ }^\circ\text{C} = -3,72\text{ }^\circ\text{C}.$$

Ответ: температура заморзания раствора соляной кислоты с массовой долей кислоты 6,8 % равна $-3,32\text{ }^\circ\text{C}$.

Пример 4.6

Солончаковая вода (средняя температура $20\text{ }^\circ\text{C}$), встречающаяся в пустынях, содержит около 5 % различных солей ($\rho = 1,03\text{ г/см}^3$), что препятствует развитию большинства растений на пустынных почвах. Допуская, что эта вода содержит только хлорид натрия NaCl, рассчитайте осмотическое давление этой воды (степень диссоциации хлорида натрия NaCl равна 90 %).

Решение

Осмотическое давление раствора вычисляем по уравнению Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм}} = i C_M R T,$$

где C_M – молярная концентрация вещества, моль/дм³

$$C_M(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl}) \cdot V},$$

$M(\text{NaCl}) = 58,5\text{ г/моль}$.

$$T = 273 + 20 = 293\text{ К}.$$

Необходимо рассчитать $m(\text{NaCl})$ и V раствора.

Пусть $m(\text{раствора}) = 100\text{ г}$, тогда $m(\text{NaCl}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{NaCl})$.

$$m(\text{NaCl}) = 100 \cdot 0,05 = 5\text{ г}.$$

$$V(\text{раствора}) = m(\text{раствора}) \rho.$$

$$V(\text{раствора}) = 100 \cdot 1,03 = 103\text{ см}^3 = 0,103\text{ дм}^3.$$

$$C_M(\text{NaCl}) = \frac{5}{58,5 \cdot 0,103} = 0,83\text{ М}.$$

Диссоциация электролита NaCl имеет вид:



число ионов, образующихся при диссоциации одной молекулы, равно 2.

Рассчитаем изотонический коэффициент по формуле

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где $n = 2$.

По условию задачи $\alpha = 0,9$, получаем:

$$0,9 = \frac{i-1}{2-1},$$

$$i = 1,9.$$

Вычислим осмотическое давление:

$$P_{\text{осм}} = 1,9 \cdot 0,83 \cdot 8,31 \cdot 293 = 3839,7 \text{ кПа.}$$

Ответ: осмотическое давление солончаковой воды составляет 3839,7 кПа.

Пример 4.7

Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка ZnCl_2 в 125 г воды, кристаллизуется при $-0,23$ °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации хлорида цинка.

Решение

Согласно второму закону Рауля

$$\Delta T_{\text{зам}} = i K C'_m,$$

где $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ град·кг/моль (приложение Б).

$$C'_m = \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})},$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - T_{\text{зам}}(\text{раствора}),$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = 0 \text{ °С} - 0,23 \text{ °С} = -0,23 \text{ °С.}$$

Отсюда

$$\Delta T_{\text{зам}} = i K \frac{m(\text{ZnCl}_2) \cdot 1000}{M(\text{ZnCl}_2) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}, \text{ где } M(\text{ZnCl}_2) = 136 \text{ г/моль.}$$

Подставим найденные значения и вычислим изотонический коэффициент:

$$0,23 = i \cdot 1,86 \cdot \frac{0,85 \cdot 1000}{136 \cdot 125},$$

$$i = 2,47.$$

Диссоциация электролита ZnCl_2 имеет вид:



число ионов, образующихся при диссоциации одной молекулы, равно 3.

Рассчитаем кажущуюся степень диссоциации по формуле

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где $n = 3$.

$$\alpha = \frac{2,47-1}{3-1},$$

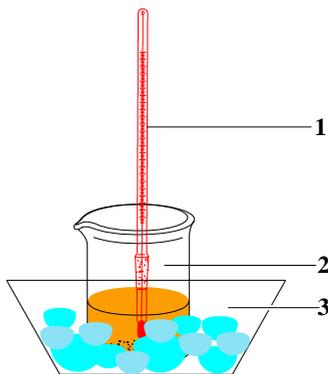
$\alpha = 0,735$, или 73,5 %.

Ответ: кажущаяся степень диссоциации хлорида цинка составляет 73,5 %.

4.5 Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом

Измерения понижения температуры замедзания (так же, как и повышения температуры кипения) позволяют вычислять молекулярные массы растворенных веществ. Для измерения температур замедзания обычно используют прибор Бекмана или криоскоп. Схема упрощенного криоскопа представлена на рисунке 4.3.

Рисунок 4.3 – Схема упрощенного криоскопа:
1 – термометр;
2 – химический стакан с анализируемым раствором;
3 – кристаллизатор с охлаждающей смесью



Опыт. Определение молекулярной массы глюкозы криоскопическим методом.

Приготовьте раствор глюкозы с концентрацией растворенного вещества 5 %. Для этого с помощью аналитических весов взвесьте 5 г глюкозы. Отмерьте 95 мл дистиллированной воды мерным цилиндром. Осторожно перенесите навеску глюкозы в цилиндр с дистиллированной водой, перемешайте смесь до полного растворения глюкозы.

Приготовьте в кристаллизаторе охлаждающую смесь из мелких кусочков льда и поваренной соли. Измерьте температуру охлаждающей смеси термометром. Температура не должна опускаться ниже $-6\text{ }^{\circ}\text{C}$.

В стакан на 100–150 мл налейте 25 мл приготовленного раствора глюкозы. Поместите стакан в охлаждающую смесь и закройте крышкой с отверстиями для термометра и мешалки.

Термометр с делениями на 0,1 °С закрепите в лапке штатива и опустите в стакан так, чтобы шарик с ртутью был погружен в раствор.

Постоянно помешивая раствор мешалкой, следите за понижением температуры исследуемого раствора.

За температуру замерзания раствора следует считать температуру появления первых кристаллов льда, так как процесс замерзания раствора идет при постоянно понижающейся температуре. В связи с выделением кристаллов растворителя (воды) концентрация раствора увеличивается, что ведет к понижению температуры замерзания – поэтому *не следует допускать длительного замораживания раствора.*

Обработка экспериментальных данных

Рассчитайте массы раствора и глюкозы в 25 мл исследуемого раствора. Для расчетов примите плотность разбавленного раствора глюкозы равную плотности воды: ρ (раствора) = 1 г/мл.

Понижение температуры замерзания раствора рассчитайте по формуле

$$\Delta t = t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - t_{\text{зам}}(\text{раствора}),$$

где $t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) = 0$ °С;

$t_{\text{зам}}(\text{раствора})$ – температура появления первых кристаллов льда в исследуемом растворе.

Используя математическое выражение второго закона Рауля, определите экспериментальное значение молярной массы глюкозы по формуле

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \frac{m(\text{глюкозы}) \cdot 1000}{M_{\text{экс}} \cdot m(\text{H}_2\text{O})},$$

где $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ (приложение Б);

$M_{\text{экс}}$ – молярная масса глюкозы, рассчитанная на основе данных опыта.

Абсолютную и относительную ошибки эксперимента рассчитайте по формулам:

$$D = M_{\text{экс}} - M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6),$$

$$D_0 = \frac{D}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} \cdot 100 \%,$$

где D – абсолютная ошибка эксперимента;

D_0 – относительная ошибка эксперимента;

$M_{\text{экс}}$ – молярная масса глюкозы, рассчитанная на основе данных опыта;

$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$ г/моль.

Сделайте вывод о точности выполненного опыта.

4.6 Вопросы и задания для самоконтроля

- 1 Какие свойства растворов называются коллигативными?
- 2 Почему понижается давление пара растворителя над раствором?
- 3 Сформулируйте первый и второй законы Рауля.
- 4 Запишите математическое выражение первого и второго законов Рауля для растворов неэлектролитов.
- 5 Как рассчитывается повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора?
- 6 Запишите уравнения зависимости изменений температуры кипения и температуры замерзания раствора от концентрации растворенного вещества.
- 7 Каков физический смысл эбуллиоскопической и криоскопической констант?
- 8 Какой процесс называют осмосом? В каких системах он имеет место?
- 9 Что такое осмотическое давление? Как оно рассчитывается?
- 10 От чего зависит изотонический коэффициент Вант-Гоффа? Как он связан со степенью электролитической диссоциации?
- 11 Будет ли отличаться температура замерзания 1М раствора хлорида натрия NaCl в воде от температуры замерзания 1М раствора сахарозы C₁₂H₂₄O₁₁ в воде?
- 12 Вычислите температуру кипения и замерзания водного раствора глицерина C₃H₅(OH)₃ с массовой долей растворенного неэлектролита равной 5 % ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$).
- 13 Осмотическое давление концентрата кофе при 10 °С равно 2370 кПа. Вычислите молярную концентрацию раствора.
- 14 Выберите **один или несколько правильных ответов** в следующих тестовых заданиях.

Тесты

1 Укажите формулу для расчета относительного понижения давления пара растворителя над раствором электролита.

- а) $\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{i \cdot n(\text{растворен. вещество})}{n(\text{растворен. вещество}) + n(\text{растворителя})}$;
- б) $\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{i \cdot n(\text{растворен. вещество})}{i \cdot n(\text{растворен. вещество}) + n(\text{растворителя})}$;
- в) $\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{i \cdot n(\text{растворен. вещество})}{i \cdot n(\text{растворен. вещество}) + i \cdot n(\text{растворителя})}$;
- г) $\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n(\text{растворен. вещество})}{n(\text{растворен. вещество}) + n(\text{растворителя})}$;

2 Какой раствор замерзает при самой низкой температуре?

- а) 0,1М глюкозы $C_6H_{12}O_6$;
- б) 0,1М хлорида натрия $NaCl$;
- в) 0,1М сульфата калия K_2SO_4 ;
- г) 0,1М фосфата калия K_3PO_4 .

3 Осмос это –

- а) свойство растворов, характеризующее содержание частиц, не способных диффундировать через мембрану;
- б) осмотическое давление, создаваемое растворенными веществами на полупроницаемую мембрану при определенном давлении и температуре;
- в) односторонняя диффузия растворителя через полупроницаемую мембрану из растворителя в раствор;
- г) равномерное распределение вещества по всему объему раствора, протекающее по всем направлениям.

4 Какая формула служит для расчета осмотического давления растворов электролитов?

- а) $P_{осм} = RT C_M$;
- б) $P_{осм} = iRT$;
- в) $P_{осм} = iEC_M$;
- г) $P_{осм} = i RT C_M$.

5 Какие формулы служат математическим выражением эбулиоскопического закона?

а) $\Delta T_{кип} = i E C'_m$; в) $\Delta T_{кип} = E \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества}) \cdot m(\text{растворителя})}$;

б) $\Delta T_{кип} = i E C_M$; г) $\Delta T_{кип} = i E \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества}) \cdot m(\text{раствора})}$.

6 Какой раствор закипит при самой высокой температуре?

- а) 0,01М серы S;
- б) 0,01М калия хлорида KCl ;
- в) 0,01М натрия фосфата Na_3PO_4 ;
- г) 0,01М глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

7 Осмотическое давление какого раствора максимально?

- а) 0,2М калия сульфата K_2SO_4 ;
- б) 0,2М глюкозы $C_6H_{12}O_6$;
- в) 0,2М натрия хлорида $NaCl$;
- г) 0,1М сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$.

8 Укажите формулу (формулы) математического выражения криоскопического закона Рауля.

$$\text{а) } \Delta T_{\text{зам}} = i K C'_m; \quad \text{в) } \Delta T_{\text{зам}} = E \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества}) \cdot m(\text{растворителя})};$$

$$\text{б) } \Delta T_{\text{зам}} = i K C_M; \quad \text{г) } \Delta T_{\text{кип}} = i K \frac{m(\text{вещества}) \cdot 1000}{M(\text{вещества}) \cdot m(\text{растворителя})}.$$

9 Давление, которое оказывает растворитель на мембрану, называется:

- диффузией;
- давлением пара над чистым растворителем;
- обратным осмосом;
- осмотическим давлением.

10 Укажите справедливое утверждение (утверждения).

- изотонический коэффициент не имеет размерности, характеризует поведение какого-либо вещества в растворе;
- осмотическое давление прямо пропорционально молярной концентрации раствора и абсолютной температуре;
- раствор нелетучего вещества кипит при более низкой температуре, чем чистый растворитель;
- изотонический коэффициент используется для расчетов, связанных с растворами неэлектролитов.

4.7 Контрольные задания

Вариант 1

1 При растворении 1,6 г неэлектролита в 250 см³ воды получен раствор, который замерзает при температуре -0,2 °С. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

2 В растворе объемом 3 дм³ содержится 50 г глюкозы C₆H₁₂O₆. Определите осмотическое давление раствора при 25 °С.

Вариант 2

1 Какова молекулярная масса неэлектролита, если повышение температуры кипения его раствора в бензоле C₆H₆ составляет 1,05 °С, а раствор содержит 8,71 г вещества в 175 г бензола C₆H₆?

2 Для приготовления антифриза смешали 30 л воды и 9 л глицерина C₃H₅(ОН)₃. Плотность глицерина 1261 кг/м³. Чему равна температура замерзания приготовленного антифриза?

Вариант 3

1 Известно, что при 42 °С давление насыщенного пара воды равно 8,2 кПа. Как изменится давление, если при этой температуре в 540 см³ воды растворить 36 г глюкозы C₆H₁₂O₆?

2 Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия Na_2CO_3 в 200 г воды, замерзает при $-0,13$ °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации данной соли в этом растворе.

Вариант 4

1 Какую массу глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ необходимо смешать с 500 см³ воды, чтобы полученный раствор замерзал при -3 °С?

2 Какова молекулярная масса кислоты, если ее водный раствор, содержащий 1,00 г данной кислоты в 100 г H_2O , замерзает при $-0,25$ °С?

Вариант 5

1 Найдите молекулярную массу спирта, зная, что водный раствор, содержащий 0,0674 г спирта в 20 г воды, замерзает при температуре $-0,177$ °С.

2 Определите осмотическое давление при 20 °С 0,1М раствора хлорида калия КСl, если кажущаяся степень диссоциации составляет 80 %.

Вариант 6

1 Вычислите температуру замерзания раствора кислоты HNO_3 , если в 300 г воды содержится 31 г азотной кислоты HNO_3 ($\alpha = 95$ %).

2 При какой температуре кипит водный раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, если массовая доля вещества в нем равна 10 %?

Вариант 7

1 Определите температуру кипения водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, если массовая доля вещества в нем 10 %.

2 При 0 °С осмотическое давление 0,1 н раствора карбоната калия K_2CO_3 составляет 272,6 кПа. Определите кажущуюся степень диссоциации электролита в растворе.

Вариант 8

1 Вычислите массу этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$, которую необходимо растворить в 1 литре воды для приготовления антифриза с температурой замерзания -15 °С.

2 В 150 см³ воды растворено 4,05 г неэлектролита. Известно, что данный раствор закипает при 100,78 °С. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

Вариант 9

1 Давление пара над раствором, содержащем 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$, равно 21854,40 Па. Давление пара чистого ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ при этой температуре составляет 23939,35 Па. Определите молекулярную массу неэлектролита.

2 Раствор этандиола-1,2 $C_2H_6O_2$ замерзает при $-10\text{ }^\circ\text{C}$. Какова молярная концентрация раствора?

Вариант 10

1 При растворении 3,48 г нитрата кальция $Ca(NO_3)_2$ в 200 г воды получен раствор, замерзающий при температуре $-0,491\text{ }^\circ\text{C}$. Определите кажущуюся степень электролитической диссоциации $Ca(NO_3)_2$.

2 Сколько граммов глицерина $C_3H_5(OH)_3$ следует растворить в 500 см^3 воды, чтобы осмотическое давление этого раствора при $18\text{ }^\circ\text{C}$ было равно 304000 Па ?

Вариант 11

1 Вычислите массу этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$, которую необходимо добавить на каждый литр воды для приготовления антифриза с температурой замерзания $-20\text{ }^\circ\text{C}$.

2 Определите температуру, при которой осмотическое давление раствора, содержащего 45 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в одном литре воды, равно 607950 Па .

Вариант 12

1 Раствор, содержащий 2,1 г гидроксида калия KOH в 250 г воды, замерзает при $-0,519\text{ }^\circ\text{C}$. Вычислите изотонический коэффициент.

2 Найдите молярность водного раствора неэлектролита, если понижение температуры замерзания составляет $0,229\text{ }^\circ\text{C}$.

Вариант 13

1 Раствор, содержащий 0,81 г неэлектролита в 100 г бензола C_6H_6 (эбуллиоскопическая постоянная $2,57\text{ град}\cdot\text{кг}/\text{моль}$), кипит при температуре на $0,081\text{ }^\circ\text{C}$ выше, чем чистый бензол. Какова молекулярная масса неэлектролита?

2 При какой температуре кристаллизуется водный раствор, содержащий $3\cdot 10^{23}$ молекул неэлектролита в 250 г воды?

Вариант 14

1 При $100\text{ }^\circ\text{C}$ осмотическое давление раствора, содержащего 0,05 моль сульфата натрия Na_2SO_4 в 450 г воды, равно $100,8\text{ кПа}$. Вычислите кажущуюся степень диссоциации электролита.

2 Какую массу мочевины $CO(NH_2)_2$ надо добавить к 100 г воды, чтобы температура замерзания раствора была равна $-0,93\text{ }^\circ\text{C}$?

Вариант 15

1 Какова молярная масса неэлектролита, если $28,5\text{ г}$ этого вещества растворили в 785 г воды, давление пара над раствором понизилось на $52,37\text{ Па}$ при $25\text{ }^\circ\text{C}$? Давление пара над чистым растворителем равно $7375,9\text{ Па}$.

2 Вычислите степень электролитической диссоциации синильной кислоты HCN в растворе, содержащем 8,1 г кислоты в 100 г воды, если температура замерзания раствора равна $-5,97\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Вариант 16

1 Какова молярная концентрация раствора неэлектролита, если его осмотическое давление при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ составляет $2,27\text{ кПа}$?

2 Раствор неэлектролита содержит 2,5 г растворенного вещества в 25 г бензола C_6H_6 и замерзает при температуре $4,3\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите молярную массу растворенного вещества, если температура замерзания растворителя составляет $5,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Вариант 17

1 На сколько градусов повысится температура кипения раствора, содержащего 3,24 г серы S в 40 г бензола C_6H_6 ?

2 Раствор 1,05 г неэлектролита в 30 г воды замерзает при $-0,7\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислите молекулярную массу неэлектролита.

Вариант 18

1 Определите криоскопическую константу бензола C_6H_6 , если температура замерзания чистого бензола $4,05\text{ }^{\circ}\text{C}$, а температура замерзания раствора, содержащего 0,312 г нафталина C_{10}H_8 в 20 г бензола, $3,43\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2 При растворении 5 г вещества в 200 г воды образуется не проводящий тока раствор, кристаллизующийся при $-1,45\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислите молекулярную массу растворенного вещества.

Вариант 19

1 В радиатор автомобиля налили 9 дм^3 воды и добавили 2 дм^3 метанола CH_3OH ($\rho = 0,8\text{ г/см}^3$). При какой температуре возможно замерзание данного раствора? При какой температуре возможно оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что вода в радиаторе замерзнет?

2 Вычислите молекулярную массу растворенного в воде неэлектролита, если известно, что показания термометра Бекмана при замерзании чистой воды $2,44\text{ }^{\circ}\text{C}$, а при замерзании раствора, содержащего 0,1835 г вещества в 26,65 г воды, $2,22\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Вариант 20

1 Для предотвращения замерзания в зимнее время к водным растворам добавляют глицерин $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$. Применяя закон Рауля, рассчитайте, какую массу глицерина нужно добавить к 100 г воды, чтобы раствор не замерзал до $-7\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2 Вычислите молярную массу неэлектролита, если его водный раствор с массовой долей 6,5 % кипит при температуре равной $100,248\text{ }^{\circ}\text{C}$.

5 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Электролитическая диссоциация – обратимый процесс распада молекул электролитов на ионы в растворах или расплавах



Диссоциация – распад вещества на ионы.

Электролиты – вещества, растворы или расплавы которых пропускают электрический ток вследствие диссоциации их молекул на ионы. Это соединения с ионными или ковалентными полярными связями.

К электролитам относят все соли: кислые, основные, средние, комплексные; многие гидроксиды (основания); кислоты.

Неэлектролиты – вещества, растворы или расплавы которых не пропускают электрический ток. Это вещества с ковалентными неполярными или малополярными связями.

К неэлектролитам относят оксиды, кислород, водород, многие органические вещества: углеводы (глюкоза, сахароза), жиры (липиды), глицерин, спирты и др.

Объяснение явлению электропроводности растворов и расплавов электролитов дано теорией электролитической диссоциации (ТЭД), разработанной С. А. Аррениусом в 1887 г.

Теория электролитической диссоциации

1 В растворах электролитов происходит самопроизвольный распад (диссоциация) молекул на ионы, в результате чего раствор становится электропроводным. В водных растворах одни электролиты распадаются на ионы полностью, другие частично.

Современный подход к процессу электролитической диссоциации объединяет идеи С. Аррениуса и учение Д. И. Менделеева о растворе как химической системе продуктов взаимодействия растворенного вещества и растворителя.

В зависимости от структуры растворяющегося вещества его диссоциация протекает по-разному. Рассмотрим процесс диссоциации для веществ с ковалентной полярной и ионной связями.

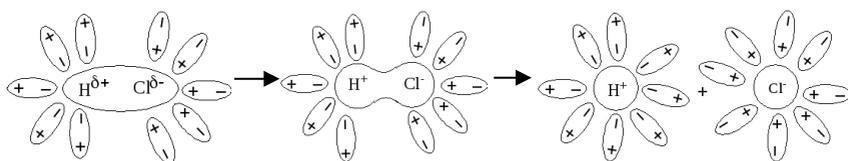
Растворение в воде соединений с ковалентной полярной связью представлено на рисунке 5.1, а на примере хлороводорода HCl. При растворении хлороводорода происходит взаимодействие диполей воды с молекулами растворённого вещества (диполь-дипольное взаимодействие). Ди-

поли ориентируются вокруг полюсов молекулы HCl . Под действием диполей воды происходит усиление поляризации связи в молекуле HCl – связь становится более полярной. Такая поляризация в сочетании с колебательным тепловым движением атомов в рассматриваемой молекуле HCl приводит к разрыву ковалентной полярной связи с образованием гидратированных ионов H^+ и Cl^- .

При растворении в воде ионных соединений, например хлорида натрия NaCl (рисунок 5.1, б), их ионы, находящиеся в узлах кристаллической решетки, притягивают к себе полярные молекулы воды (ион-дипольное взаимодействие). При этом положительные полюсы молекул воды притягиваются к отрицательным хлорид-ионам Cl^- , отрицательные полюсы молекул воды – к положительным ионам натрия Na^+ .

Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения, которые оказываются прочнее ионных связей в кристалле. В результате этого связь между ионами в кристалле ослабляется, кристаллическая решетка ионного соединения разрушается, и ионы в гидратированном виде переходят в раствор.

а)



б)

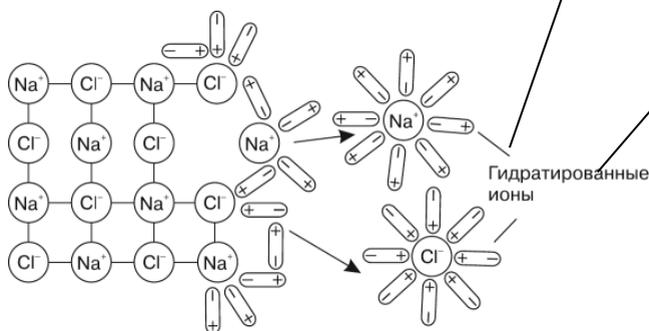
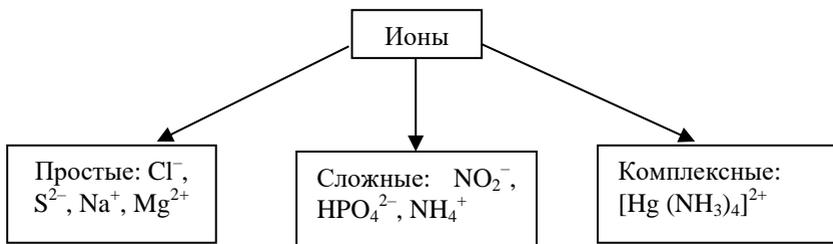


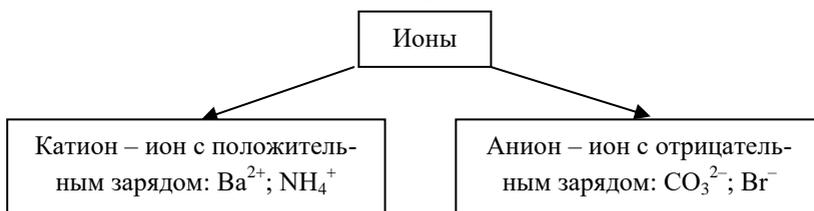
Рисунок 5.1 – Схема диссоциации электролитов с различными типами химических связей:

а – диссоциация хлороводорода HCl ; б – диссоциация хлорида натрия NaCl

2 **Ион** – атом или группа атомов, несущих заряд.



Ионы классифицируются по заряду



3 В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически. При пропускании через раствор или расплав электрического тока катионы движутся к отрицательно заряженному электроду – катоду, анионы – к положительно заряженному электроду – аноду.

4 Математическая характеристика процесса диссоциации – степень диссоциации. Степень диссоциации выражают в долях единицы или в процентах.

Степень диссоциации (α) – это отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул растворенного вещества:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100 \%,$$

где n – число молекул, распавшихся на ионы;

N – общее число молекул, попавших в раствор.

Степень диссоциации (α) показывает, какая часть молекул распалась на ионы.

5 В зависимости от величины степени диссоциации электролиты делят на сильные и слабые. Однако это деление условно, так как одно и то же вещество в зависимости от природы растворителя может быть сильным или слабым электролитом. Например, хлорид натрия NaCl в воде – сильный электролит, а в бензоле C₆H₆ – слабый электролит. В дальнейшем будут рассмотрены только водные растворы электролитов.

6 Степень диссоциации зависит:

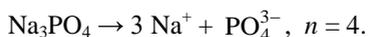
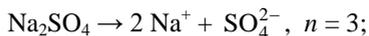
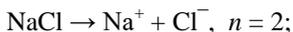
- от природы растворителя;
- природы растворяемого вещества;
- температуры (чем выше температура, тем выше степень диссоциации, при уменьшении температуры степень диссоциации уменьшается);
- концентрации раствора (чем выше концентрация растворенного вещества в растворе, тем меньше степень диссоциации электролита).

7 Осмотическое давление, температура кипения и плавления, а также другие свойства растворов зависят не только от их концентрации, но и от степени диссоциации электролитов:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где i – изотонический коэффициент;

n – число ионов, на которые распадается молекула электролита:

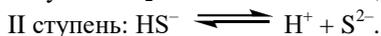


В бесконечно разбавленных растворах степень диссоциации стремится к единице ($\alpha \rightarrow 1$), а изотонический коэффициент стремится к числу ионов ($i \rightarrow n$).

5.1 Слабые электролиты

1 Степень диссоциации слабых электролитов во много раз меньше 100 % (условно считается, что $\alpha \leq 3\%$).

2 Слабые электролиты диссоциируют обратимо, частично и ступенчато. Это значит, что одновременно с распадом веществ на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация), т. е. в растворе слабого электролита часть молекул находится в недиссоциированном виде. Например, обратимая ступенчатая диссоциация сероводородной кислоты:



3 К слабым электролитам относят:

- кислоты, например: почти все органические и многие неорганические: HF, HNO₂, HCN, H₂S, H₂CO₃, H₂SO₃, H₂SiO₃, H₃PO₄;
- основания, например: Cu(OH)₂, Mg(OH)₂, Ni(OH)₂, Fe(OH)₂, Cr(OH)₃ труднорастворимые в воде и NH₄OH – гидроксид аммония;

- некоторые соли, например: HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$;
- вода.

4 В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между молекулами веществ и их ионами:



Равновесие между молекулами и ионами описывается с помощью константы равновесия K_p , которая для процесса диссоциации называется – **константа диссоциации** ($K_{\text{дис}}$). Согласно закону действующих масс константа диссоциации рассчитывается по формуле

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{Кат}^+][\text{Ан}^-]}{[\text{КатАн}]}$$

Частными случаями констант диссоциации являются:

- константы кислотности K_a ;
- константы основности K_b ;
- константы нестойкости K_n (характеризует диссоциацию комплексных ионов).

Например, уксусная кислота является слабым электролитом. Ее диссоциация протекает обратимо по уравнению



Константа равновесия, описывающая данный обратимый процесс, обозначается K_a и называется константой кислотности:

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

Гидроксид аммония является слабым электролитом. Его диссоциация протекает обратимо по уравнению



Константа равновесия, описывающая данный обратимый процесс, обозначается K_b и называется константой основности:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

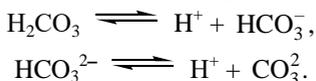
5 Константа диссоциации зависит:

- от природы электролита;
- температуры.

Константа диссоциации не зависит от концентрации электролита в растворе.

Чем больше значение константы диссоциации, тем сильнее электролит диссоциирует в водных растворах.

Многоосновные кислоты, а также основания двух- и более валентных металлов диссоциируют ступенчато. В растворах этих веществ устанавливаются сложные равновесия, в которых участвуют ионы различного заряда. Например, диссоциация угольной кислоты происходит в две ступени:



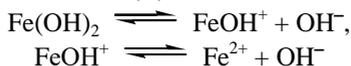
Первое равновесие – диссоциация по первой ступени – характеризуется константой диссоциации, обозначаемой K_1 :

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 3,0 \cdot 10^{-7},$$

а второе – диссоциация по второй ступени – константой диссоциации K_2 :

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,0 \cdot 10^{-11}.$$

Аналогичные соотношения характеризуют и ступенчатую диссоциацию оснований многовалентных металлов. Например, двум ступеням диссоциации гидроксида железа (II):



отвечают константы диссоциации:

$$K_1 = \frac{[\text{FeOH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Fe}(\text{OH})_2]} = 1,3 \cdot 10^{-1}, \quad K_2 = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{FeOH}^+]} = 1,3 \cdot 10^{-4}.$$

При ступенчатой диссоциации веществ распад по последующей ступени всегда происходит в меньшей степени, чем по предыдущей (по второй меньше, чем по первой и т. д.). Иначе говоря, соблюдается неравенство

$$K_1 > K_2 > K_3 > \dots$$

6 Диссоциация слабых электролитов подчиняется **закону разбавления Оствальда**: при разбавлении раствора водой степень электролитической диссоциации слабого электролита увеличивается. Математическое описание закона Оствальда:

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} C_M,$$

где α – степень диссоциации электролита;

C_M – молярная концентрация электролита, моль/дм³.

У слабых электролитов $\alpha \ll 1$, поэтому $\alpha \approx \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}}$.

Пример 5.1

Рассчитайте степень диссоциации и концентрацию гидроксид ионов в 0,45М растворе гидроксида аммония.

Решение

Для расчета степени диссоциации воспользуемся законом разбавления Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}},$$

где $K_{\text{дис}}$ – это $K_b(\text{NH}_4\text{OH})$.

Константу основности для гидроксида аммония возьмем из приложения Д. $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, отсюда

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,45}} = 6,32 \cdot 10^{-3}.$$

Концентрацию ионов рассчитываем по формуле

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_M}.$$

Подставим значения в формулу

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,45} = 2,85 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Ответ: степень диссоциации гидроксида аммония $6,32 \cdot 10^{-3}$, концентрация гидроксид-ионов $2,85 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

5.2 Сильные электролиты

Классическая теория Оствальда и Аррениуса применима для слабых электролитов в разбавленных растворах. Для сильных электролитов применяют теорию Дебая – Хюккеля (1923).

Основные положения теории сильных электролитов

1 Сильные электролиты диссоциируют на ионы практически полностью и необратимо, к ним относят:

– сильные кислоты: HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄;

– сильные основания (щелочи) например: KOH, NaOH, LiOH, Ba(OH)₂;

– почти все соли.

2 В растворе сильного электролита присутствуют только заряженные частицы (ионы). Из-за высокой концентрации ионов в растворе сильного электролита создается собственное электромагнитное поле, интенсивность которого определяется величиной **ионной силы раствора (I)**. Ионная сила раствора рассчитывается по формуле

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2,$$

где C_i – молярная концентрация каждого иона, моль/дм³;

Z_i – заряд каждого иона.

3 Ионы в растворе сильного электролита взаимодействуют друг с другом. Вокруг каждого иона создается ионная атмосфера, состоящая из ионов противоположного знака (рисунок 5.2).

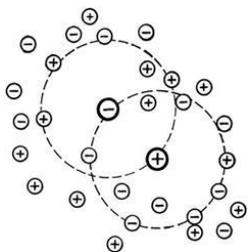


Рисунок 5.2 – Модель ионной атмосферы по теории Дебая – Хюккеля

Плотность ионной атмосферы зависит от концентрации раствора.

4 Во внешнем электрическом поле ион и его атмосфера приобретают разнонаправленное движение, вследствие чего происходит **электрофоретическое торможение ионов** и уменьшение электропроводности раствора.

Ионная атмосфера снижает подвижность ионов. Из-за этого уменьшается электропроводность раствора: по измерениям электропроводности получают заниженные значения степени электролитической диссоциации – менее 100 %. Установлено, что тормозящее влияние ионной атмосферы увеличивается с повышением концентрации раствора сильного электролита.

Степень электролитической диссоциации сильного электролита, определяемая опытным путём, называется кажущейся (или эффективной). Она обозначается $\alpha_{\text{каж}}$ (или $\alpha_{\text{эфф}}$).

5 Вследствие уменьшения электропроводности, вызванной взаимным торможением ионов, создается впечатление, что концентрация ионов в растворе меньше, чем истинная. Эта «кажущаяся» концентрация называется активностью.

Активность иона – эффективная (кажущаяся) концентрация иона с учётом различных взаимодействий между ними в растворе, т. е. с учётом отклонения поведения реальной системы от модели идеального раствора.

Активность (a) рассчитывается по формуле

$$a = \gamma C_m,$$

где γ – коэффициент активности иона.

Коэффициент активности (безразмерная величина, $\gamma < 1$) служит мерой отклонения поведения иона в реальном растворе сильного электролита от идеального раствора. Отклонения от идеального раствора могут быть обусловлены различными химическими и физическими факторами, например, дипольными взаимодействиями, поляризацией, образованием водородных связей, ассоциацией, диссоциацией, сольватацией и др. Коэффициент активности иона – справочная величина.

б В растворах сильных электролитов ионы проявляют свои свойства не в соответствии с их концентрацией, а в соответствии с активностью.

Пример 5.2

Рассчитайте ионную силу 0,2н раствора хлорида магния $MgCl_2$.

Решение

Для расчета ионной силы необходимо знать молярные концентрации ионов, поэтому рассчитаем молярную концентрацию по формуле

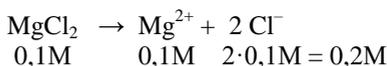
$$C_M(X) = \frac{C_H(X) \cdot m_3(X)}{M(X)},$$

где $m_3(MgCl_2) = \frac{M(MgCl_2)}{B(Mg) \cdot n(Mg)}$.

$$m_3(MgCl_2) = \frac{95}{2 \cdot 1} = 47,5 \text{ г/моль}.$$

$$C_M(MgCl_2) = \frac{0,2 \cdot 47,5}{95} = 0,1M.$$

Запишем уравнение диссоциации соли и рассчитаем концентрацию каждого иона в растворе:



Ионная сила раствора рассчитывается по формуле

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2,$$

Рассчитаем ответ задачи. Следует помнить, что заряд иона магния равен (2+), а иона хлора (1-).

$$I(MgCl_2) = \frac{1}{2} [0,1 \cdot (+2)^2 + 0,2 \cdot (-1)^2] = \frac{1}{2} [0,4 + 0,2] = \frac{1}{2} \cdot 0,6 = 0,3 \text{ моль/дм}^3.$$

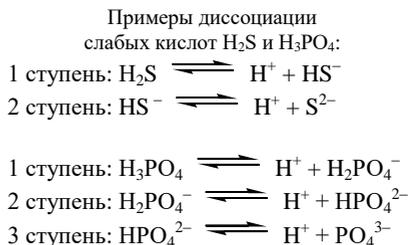
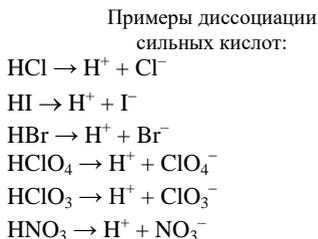
Ответ: ионная сила раствора хлорида магния 0,3 моль/дм³.

5.3 Основные классы неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации

Оксиды – неэлектролиты, в водном растворе не диссоциируют на ионы.

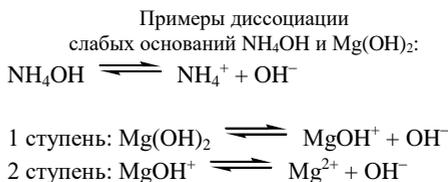
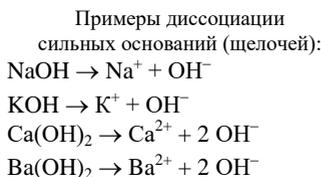
Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода H^+ .

Сильные кислоты диссоциируют необратимо и в одну ступень, слабые кислоты – ступенчато и обратимо.

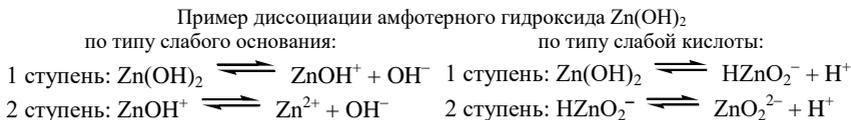


Основания (гидроксиды) – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы OH^- .

Сильные основания диссоциируют необратимо и в одну ступень, слабые – обратимо и ступенчато.

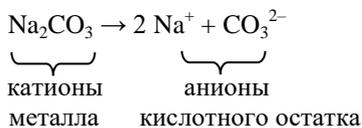


Амфотерные основания – это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода H^+ и гидроксид-анионы OH^- , т. е. диссоциируют по типу кислоты и основания одновременно. Диссоциируют обратимо и ступенчато.



Средние соли – электролиты, в водных растворах диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка. Растворимые в воде средние соли – это сильные электролиты, т. е. диссоциируют в одну ступень и необратимо.

Примеры диссоциации растворимых в воде средних солей:
 – натрий карбонат Na_2CO_3 :

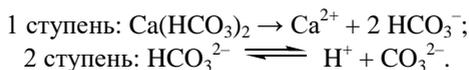


– алюминий сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:



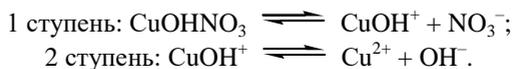
Кислые соли – электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием катионов водорода H^+ , катионов металла и анионов кислотного остатка. Диссоциируют ступенчато: по первой ступени – необратимо; по следующим ступеням – обратимо.

Диссоциация гидрокарбоната кальция:



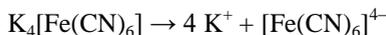
Основные соли – слабые электролиты, диссоциирующие в водном растворе на гидроксид-ионы OH^- , катионы металла и анионы кислотного остатка. Диссоциируют ступенчато и обратимо.

Диссоциация гидроксонитрата меди:



Комплексные соединения можно разделить на две группы: электролиты и неэлектролиты. Комплексы-электролиты содержат ионы внешней сферы, а у комплексов-неэлектролитов они отсутствуют.

Рассматривая диссоциацию комплексных электролитов, различают первичную (необратимую) стадию:



и вторичную (обратимую) диссоциацию комплексных ионов:



5.4 Ионные реакции в растворах электролитов

Ионными реакциями (реакциями обмена) называют реакции в водных растворах электролитов, не сопровождающиеся изменением степе-

ней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Ионные реакции протекают необратимо, если в результате реакции образуется:

- труднорастворимые вещества (осадки);
- газы (летучие вещества);
- слабые электролиты или неэлектролиты.

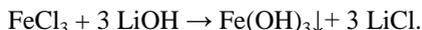
Для выявления сущности процессов, происходящих при ионных реакциях, кроме молекулярных, составляют систему уравнений – *молекулярное, полное и краткое ионные уравнения*.

При составлении ионных уравнений в виде ионов записывают только сильные электролиты. Все остальные вещества (неэлектролиты, слабые электролиты, газы) записывают в молекулярной форме.

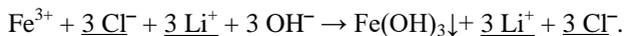
Напомним!



Например, при взаимодействии раствора хлорида железа (III) и гидроксида лития выпадает осадок гидроксида железа (III):

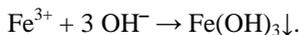


Записанное уравнение называется **молекулярным уравнением**. Чтобы представить его в *ионном виде*, надо формулы сильных электролитов записать в виде ионов, на которые они диссоциируют в водном растворе, а формулы слабых электролитов или неэлектролитов – в молекулярном виде:



Это **полное ионное уравнение**.

Если в полученном уравнении сократить одинаковое количество одноименных ионов в правой и левой частях (они подчеркнуты), то получится уравнение реакции в *сокращенной ионной форме*:

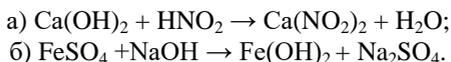


Это **сокращенное ионное уравнение**.

Уравнение реакции в сокращенной ионной форме показывает, что реакция между хлоридом железа (III) и гидроксидом лития сводится к взаимодействию между ионами железа (III) и гидроксид-ионами с образованием гидроксида железа (III). Согласно теории электролитической диссоциации ионы хлора и лития (Cl^- и Li^+) не принимают участия в реакции.

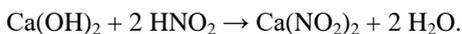
Пример 5.3

Расставьте коэффициенты в уравнениях химических реакций и приведите уравнения в молекулярной и молекулярно-ионных формах:



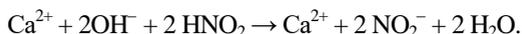
Решение

1 Расставим коэффициенты в уравнении

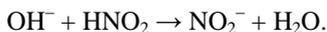


Для составления ионных уравнений вспомним, что только сильные электролиты записываются в ионной форме, а слабые электролиты и неэлектролиты записываются в ионных уравнениях в виде молекул.

В предложенном уравнении сильными электролитами являются Ca(OH)_2 и $\text{Ca(NO}_2)_2$ (соль растворимая в воде (приложение В)), их формулы можно записать в ионной форме. Вода и азотистая кислота являются слабыми электролитами, поэтому их формулы записываются в молекулярной форме

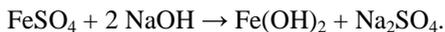


Теперь одинаковые ионы в правой и левой частях ионного уравнения сократим. Запишем сокращенное ионное уравнение

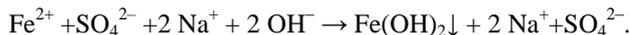


Таким образом, данная реакция происходит между OH^- ионами и молекулами HNO_2 с образованием ионов NO_2^- и молекул H_2O .

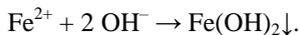
2 Расставим коэффициенты в уравнении



В данном уравнении сильными электролитами являются щелочь NaOH , соли FeSO_4 и Na_2SO_4 (соли растворимы в воде (приложение В)), их формулы записываются в ионной форме. Fe(OH)_2 – это труднорастворимое вещество, являющееся слабым электролитом; его формула будет записана в молекулярной форме. Уравнение в ионной форме можно записать



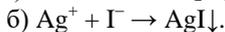
Одинаковые ионы в правой и левой частях ионного уравнения сократим и запишем сокращенное ионное уравнение



Данная реакция протекает между ионами OH^- и Fe^{2+} с образованием слабого электролита-осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Пример 5.4

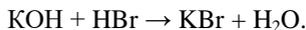
Составьте уравнения в молекулярном виде для следующих сокращенных ионных уравнений:



Решение

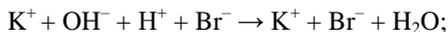


Согласно приведенному ионному уравнению видно, что в реакцию вступили два сильных электролита: ион H^+ говорит о том, что это была сильная кислота, а OH^- – это ион, образованный щелочью при диссоциации. Поэтому можно записать реакцию нейтрализации между сильной кислотой и щелочью, учитывая, что образующаяся соль должна быть растворимой в воде:

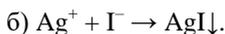


Проверим составленное уравнение.

Для этого приведем полное и сокращенные ионные уравнения (приложение В):

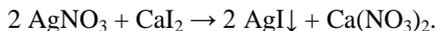


Полученное ионное уравнение совпадает с уравнением, приведенным в задании (а). Следовательно, задание выполнено правильно.

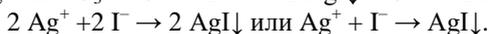
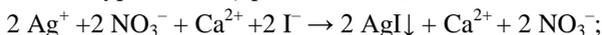


Из сокращенного ионного уравнения следует, что в реакцию вступило два сильных электролита, и образовался осадок AgI (приложение В). Сильным электролитом, образующим при диссоциации ионы Ag^+ , может быть растворимая в воде соль серебра. Веществом, образующим ионы Γ , может быть кислота HI (сильный электролит) или растворимая соль.

Возьмем две растворимые в воде соли, учитывая, что вторая соль, образующаяся в реакции помимо AgI , должна быть растворимой в воде:



Проверим составленное уравнение, для чего приведем полное и сокращенные ионные уравнения (приложение В):



Полученное ионное уравнение совпадает с кратким ионным уравнением, приведенным в задании (б). Следовательно, задание выполнено правильно.

Пример 5.5

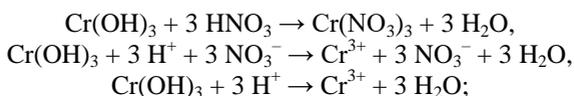
Приведите уравнения химических реакций, которые доказывают амфотерные свойства гидроксида хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Уравнения реакций запишите в молекулярной и молекулярно-ионных формах.

Решение

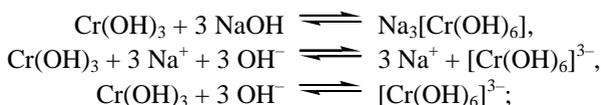
Амфотерными называются вещества, которые проявляют и свойства кислот, и свойства оснований. То есть амфотерные вещества реагируют с кислотами и щелочами.

Как доказательство амфотерности гидроксида хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ запишем:

– реакцию взаимодействия гидроксида хрома (III) с азотной кислотой HNO_3 в молекулярной и молекулярно-ионных формах:



– реакцию взаимодействия гидроксида хрома (III) с раствором щелочи NaOH в молекулярной и молекулярно-ионных формах:



5.5 Изучение процессов, протекающих в водных растворах с участием электролитов

Особенности протекания реакций в водных растворах с участием электролитов можно изучить при проведении химических опытов.

В предложенных ниже опытах предстоит работать с кислотами и щелочами, в связи с этим необходимо вспомнить правила работы с этими веществами.

Основные принципы безопасной работы с кислотами и щелочами:

– работа с кислотами, щелочами и другими агрессивными жидкостями должна проводиться в химической лаборатории;

– опыты с концентрированными кислотами: азотной, соляной, другими дымящимися веществами, а также с аммиаком во избежание отравлений следует проводить под вытяжкой с особой осторожностью;

– нельзя переносить и даже поднимать склянки с кислотами и другими агрессивными жидкостями, взяв их только за горловину сосуда;

– при разбавлении концентрированных кислот водой нужно лить кислоту в воду при постоянном помешивании, а не наоборот. Добавление воды к концентрированной кислоте (особенно серной) сопровождается

сильным разогреванием и разбрызгиванием жидкости, что может привести к ожогам;

– при всех операциях с кислотами и щелочами следует применять резиновые перчатки, защитные очки и другие защитные средства;

– растворять щелочи следует в фарфоровой посуде путем медленного прибавления к воде небольших порций вещества при непрерывном помешивании. Куски щелочи можно брать только пинцетом или щипцами;

– отработанные кислоты и щелочи следует собирать отдельно в специально предназначенную посуду и сливать в канализацию только после нейтрализации;

– разлитые кислоты и щелочи необходимо немедленно засыпать песком, нейтрализовать и после этого производить уборку;

– **при попадании на кожу (рук, лица и т. д.) кислот (серной, азотной, уксусной и т. д.)** следует немедленно промыть сильной струей водопроводной воды обожженное место, затем обработать нейтрализующим раствором соды NaHCO_3 с массовой долей соды 3 %;

– **при ожоге кожи растворами щелочей** промывать водопроводной водой обожженный участок кожи до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, после обработать пораженный участок нейтрализующим раствором уксусной кислоты ($w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 3\%$) или раствором борной кислоты H_3BO_3 с массовой долей вещества 2 %;

– **при сильных ожогах после оказания первой помощи обратиться немедленно к врачу.**

Опыт 1 Электролитическая диссоциация кислот и оснований. Окраска кислотно-основных индикаторов в различных средах.

Приготовьте три пробирки. Добавьте в эти пробирки по 4–5 капель дистиллированной воды. Внесите в одну пробирку 1–2 капли раствора хлороводородной кислоты HCl , а в другую – такое же количество раствора гидроксида натрия NaOH . Третья пробирка остается контрольной.

Добавьте по 1–2 капли раствора кислотно-основного индикатора в каждую пробирку (например, метиловый оранжевый). Отметьте изменение окраски по сравнению с контрольной пробиркой.

Аналогично проведите опыты с другими индикаторами (лакмус, фенолфталеин).

Для объяснения результатов опыта:

– запишите уравнения диссоциации хлороводородной кислоты HCl и гидроксида натрия NaOH в водном растворе;

– изменение окраски индикаторов запишите в таблицу 5.1.

Сделайте вывод о том, какие ионы определяют кислую и щелочную реакцию среды и окраску кислотно-основных индикаторов.

Таблица 5.1 – Окраска индикаторов в разных средах

Индикатор	Цвет индикатора		
	кислая среда	щелочная среда	нейтральная среда

Опыт 2 Зависимость степени диссоциации от природы электролита.

Для опыта используйте растворы соляной HCl и уксусной CH₃COOH кислот с одинаковой нормальностью.

Приготовьте две пробирки. В первую пробирку налейте 7–10 капель раствора соляной кислоты HCl, во вторую пробирку налейте 7–10 капель раствора уксусной кислоты CH₃COOH.

Поместите в каждую пробирку по одинаковому кусочку цинка Zn. Пронаблюдайте процесс выделения водорода.

Для объяснения результатов опыта:

- запишите уравнения взаимодействия соляной HCl и уксусной CH₃COOH кислот с цинком Zn в молекулярной и ионной формах;
- из приложения Г выпишите значения констант кислотности K_a для каждой кислоты. Сопоставьте справочные данные с интенсивностью выделения водорода в процессе реакции.

Сделайте вывод о зависимости свойств кислот от диссоциации веществ.

Опыт 3 Смещение равновесия диссоциации электролитов.

3.1 Смещение равновесия диссоциации слабой кислоты.

Для опыта приготовьте две пробирки. В каждую пробирку внесите по 5–7 капель раствора уксусной кислоты CH₃COOH. Затем в каждую пробирку добавьте по 1–2 капли раствора метилового оранжевого.

В первую пробирку добавьте 1–2 микрошпателя кристаллического ацетата натрия CH₃COONa и перемешайте раствор стеклянной палочкой. Вторая пробирка остается контрольной.

Сравните окраску растворов в двух пробирках.

Запишите уравнение диссоциации уксусной кислоты CH₃COOH и выражение константы ее диссоциации. Объясните, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении ацетата натрия CH₃COONa. Почему окраска метилового оранжевого меняется?

3.2 Смещение равновесия диссоциации слабого основания.

Для опыта приготовьте две пробирки. В каждую пробирку внесите по 5–7 капель раствора аммиака NH₄OH. Затем в каждую пробирку добавьте по 1–2 капли раствора фенолфталеина.

В первую пробирку добавьте 1–2 микрошпателя кристаллического хлорида аммония NH₄Cl и перемешайте раствор стеклянной палочкой. Вторая пробирка остается контрольной.

Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Запишите уравнение диссоциации аммиака NH_4OH и выражение константы диссоциации. Объясните, как смещается равновесие аммиака NH_4OH при добавлении ацетата натрия CH_3COONa .

Сделайте вывод о смещении равновесия в растворе аммиака NH_4OH при добавлении к нему хлорида аммония NH_4Cl и ацетата натрия CH_3COONa . Объясните, почему при этом окраска фенолфталеина изменяется.

Опыт 4 Направление ионных процессов в растворах электролитов.

4.1 Реакции с образованием малорастворимых осадков.

Для опыта приготовьте две пробирки.

В первую пробирку внесите 4–5 капель раствора сульфата натрия Na_2SO_4 , во вторую – 4–5 капель раствора нитрата натрия NaNO_3 . В обе пробирки добавьте по 3–4 капли раствора хлорида бария BaCl_2 . Опишите Ваши наблюдения.

4.2 Реакция с образованием газообразных веществ.

В пробирку добавьте 4–5 капель раствора карбоната натрия Na_2CO_3 , затем добавляйте по 2–3 капли раствора хлороводородной кислоты HCl . Наблюдайте процесс протекания реакции с выделением углекислого газа.

4.3 Реакции с образованием слабых электролитов.

1 Налейте в пробирку 5–7 капель раствора гидроксида натрия NaOH и добавьте 4 капли раствора фенолфталеина. Прилейте по каплям раствор соляной кислоты HCl до обесцвечивания раствора.

2 Поместите в пробирку 3–4 капли раствора ацетата натрия CH_3COONa и добавьте (под вытяжкой!) 3–4 капли концентрированного раствора соляной кислоты HCl . Осторожно определите запах образовавшегося вещества.

Для объяснения результатов опыта составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения:

– реакции взаимодействия растворов сульфата натрия Na_2SO_4 и хлорида бария BaCl_2 ;

– реакции взаимодействия растворов нитрата натрия NaNO_3 и хлорида бария BaCl_2 ;

– реакции взаимодействия растворов карбоната натрия Na_2CO_3 и хлороводородной кислоты HCl ;

– реакции взаимодействия растворов гидроксида натрия NaOH и хлороводородной кислоты HCl ;

– реакции взаимодействия растворов ацетата натрия CH_3COONa и хлороводородной кислоты HCl .

Для всех реакций укажите аналитические эффекты.

Сделайте вывод о направлении протекания реакций в водных растворах.

Опыт 5 Получение амфотерных гидроксидов и изучение их свойств.

Получите в двух пробирках амфотерный гидроксид цинка $Zn(OH)_2$. Для этого: в каждую пробирку внесите по 4–5 капель раствора сульфата цинка $ZnSO_4$; затем по каплям добавляйте раствор гидроксида натрия $NaOH$ до образования студенистого осадка в каждой пробирке.

Докажите амфотерный характер гидроксида цинка $Zn(OH)_2$, для этого:

- к содержимому в первой пробирке добавляйте по каплям раствор соляной кислоты HCl до полного растворения осадка,
- ко второй – раствор гидроксида натрия $NaOH$ до полного растворения осадка.

Проведите аналогичные реакции с раствором хлорида алюминия $AlCl_3$ и изучите свойства амфотерного гидроксида алюминия $Al(OH)_3$.

Запишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения выполненных реакций. Для всех реакций укажите аналитические эффекты.

Сделайте вывод о свойствах амфотерных гидроксидов.

5.6 Вопросы и задания для самоконтроля

1 Какие вещества называются электролитами, а какие неэлектролитами? Приведите примеры веществ для каждой группы.

2 Какие вещества относятся к электролитам и неэлектролитам? Приведите примеры.

3 Что называется электролитической диссоциацией?

4 Кто предложил теорию электролитической диссоциации?

5 Какая химическая связь существует в молекулах электролитов?

6 Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.

7 Как происходит диссоциация электролитов с ионной связью? Покажите схематически на примере.

8 Как происходит диссоциация электролитов с ковалентной полярной связью? Покажите схематически на примере.

9 Что такое ионы?

10 Какие ионы называются катионами, а какие анионами? Приведите примеры катионов и анионов.

11 Какова причина электролитической диссоциации в водных растворах?

12 Какие электролиты называют сильными, а какие – слабыми? Какие вещества относят к сильным, а какие – к слабым электролитам?

13 Сформулируйте основные положения теории слабых электролитов. Кто является создателем этой теории?

14 Охарактеризуйте константу диссоциации, константы кислотности и основности. Запишите выражения для констант кислотности и основности для слабых электролитов по Вашему выбору.

15 Какие факторы влияют на величину константы диссоциации?

16 Сформулируйте закон разбавления Оствальда.

17 Сформулируйте основные положения теории сильных электролитов. Кто является основоположником данной теории?

18 Охарактеризуйте основные классы неорганических веществ с точки зрения теории электролитической диссоциации. Приведите примеры диссоциации сильных и слабых электролитов каждого класса соединений.

19 Почему определяемая по свойствам растворов сильных электролитов степень электролитической диссоциации называется кажущейся?

20 Для нижеприведенных веществ запишите уравнения электролитической диссоциации. Для обратимых процессов запишите выражения для расчета константы диссоциации: K_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, H_3PO_4 , $KHSO_3$, $Fe(OH)Cl_2$, $Pb(OH)_2$. Для амфотерного соединения напишите схемы диссоциации по типу кислоты и основания.

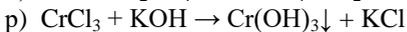
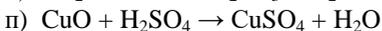
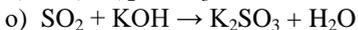
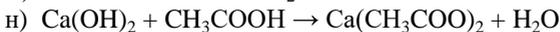
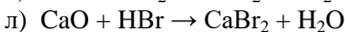
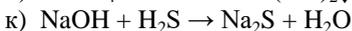
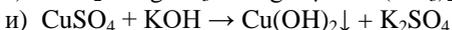
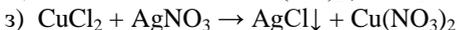
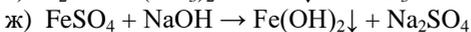
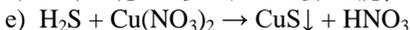
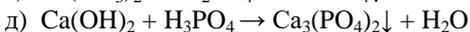
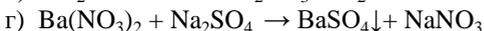
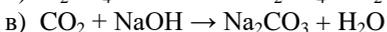
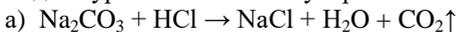
21 Вычислите степень электролитической диссоциации (%) циановодородной кислоты в 1М HCN. Константа диссоциации кислоты равна $4,9 \cdot 10^{-10}$.

22 Степень диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH в 1М растворе равна 0,42 %. Вычислите константу диссоциации кислоты.

23 Вычислите степень диссоциации и концентрации ионов NH_4^+ и OH^- в 0,1н растворе гидроксида аммония NH_4OH , если $K_b(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

24 Вычислите ионную силу в 0,01М растворе хлорида кальция $CaCl_2$.

25 Расставьте коэффициенты в уравнениях химических реакций и приведите уравнения в молекулярной и молекулярно-ионной формах.



- c) $\text{NaOH} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 т) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NaOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$
 y) $\text{ZnBr}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS}\downarrow + \text{HBr}$
 ф) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 x) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 ч) $\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 ш) $\text{NiO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

26 Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты. Приведите уравнения в молекулярной и молекулярно-ионной формах.

- | | |
|---|--|
| а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ | л) $\text{FeCl}_3 + \text{LiOH} \rightarrow$ |
| б) $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ | м) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |
| в) $\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$ | н) $\text{NaOH} + \text{MgSO}_4 \rightarrow$ |
| г) $\text{CO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ | о) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| д) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HBr} \rightarrow$ | п) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| е) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | р) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ |
| ж) $\text{FeSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ | с) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ |
| з) $\text{NiSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ | т) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| и) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | y) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl} \rightarrow$ |
| к) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$ | ф) $\text{K}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$ |

27 Составьте уравнения в молекулярном виде для следующих сокращенных ионных уравнений:

- а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$
 д) $\text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
 г) $3 \text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
 л) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
 е) $2 \text{H}^+ + \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + \text{Ca}^{2+}$
 ж) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+}$
 з) $\text{Co}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2\downarrow$
 и) $\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$
 к) $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SiO}_3)_2\downarrow$
 л) $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbS} + 2 \text{H}^+$
 м) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + \text{Ca}^{2+}$
 н) $2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 о) $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}\downarrow$
 п) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow$
 р) $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2\downarrow$
 с) $\text{OH}^- + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$
 т) $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{HNO}_2$
 y) $\text{Ba}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaSiO}_3\downarrow$
 ф) $3 \text{OH}^- + \text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$

г) в растворе этого электролита устанавливается равновесие между молекулами веществ и их ионами: КатАн \rightleftharpoons Кат⁺ + Ан⁻.

7 В каком ряду (рядах) представлены только сильные электролиты?

а) HNO₃, HCl, H₃PO₄;

в) HI, HBr, HNO₂;

б) Ba(OH)₂, H₂SO₄, NaCl;

г) CsOH, KOH, NaOH.

8 Математическое выражение закона разбавления Оствальда:

а) $S = kp$;

$$в) \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}};$$

б) $a = \gamma C_M$;

$$г) K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot C_M.$$

9 Константа кислотности (K_а) зависит:

а) от температуры;

в) от природы кислоты;

б) от концентрации;

г) от природы растворителя.

10 Коэффициент активности:

а) характеризует собственное электромагнитное поле в растворе сильного электролита;

б) можно рассчитать по формуле $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$;

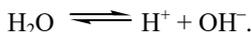
в) характеризует «кажущуюся» концентрацию ионов, возникающую из-за электрофоретического торможения ионов;

г) характеризует отклонение свойств реальных растворов от идеальных.

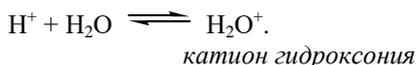
6 КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ

6.1 Диссоциация воды

Вода является слабым электролитом. Она диссоциирует по схеме



Катион водорода H^+ представляет собой простейшее ядро – протон p^+ (электронная оболочка катиона H^+ – пустая, $1s^0$). У свободного протона велики подвижность и проникающая способность, в окружении полярных молекул H_2O он не может оставаться свободным. Протон тут же присоединяется к молекуле воды:



Катион водорода H^+ существует в виде H_3O^+ , но в дальнейшем для удобства объяснения оставляется запись H^+ (но подразумевается H_3O^+).

Диссоциацию воды характеризует константа диссоциации

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-18}.$$

При 25 °С константа диссоциации воды составляет $1,821 \cdot 10^{-16}$, т. е. очень мала. По расчётам при этой температуре диссоциирует лишь одна молекула из 550 млрд молекул воды. Поэтому концентрацию воды считают постоянной и объединяют её с константой диссоциации воды в одну постоянную, обозначая её K_w или $K(\text{H}_2\text{O})$:

$$\begin{aligned} K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] &= K_w; \\ K_w &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]. \end{aligned}$$

Величина K_w называется **ионным произведением воды**.

При 25 °С масса одного литра воды равна 997,07 г, а молярная масса воды равна 18,0153 г/моль (точное значение), следовательно, концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$ рассчитывается как

$$[\text{H}_2\text{O}] = 997,07 : 18,0153 = 55,35 \text{ моль/дм}^3.$$

Вычисляем ионное произведение воды при 25 °С:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,821 \cdot 10^{-16} \cdot 55,35 = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Постоянство ионного произведения воды означает, что как бы не менялись в водном растворе молярные концентрации ионов H^+ и OH^- , их произведение при каждой данной температуре остаётся неизменным.

Ионное произведение воды постоянно не только для воды, но и для водных растворов. Зная концентрацию ионов H^+ , можно рассчитать концентрацию OH^- и наоборот.

6.2 Кислотность водных растворов

Кислотность является важной характеристикой водных растворов. Она определяется соотношением концентраций ионов H^+ и OH^- .

Для характеристики кислотности или концентрации ионов водорода H^+ в растворах принято использовать **водородный показатель**.

Водородный показатель (**pH**) – безразмерная величина, которая характеризует концентрацию катионов водорода в растворах.

Водородный показатель рассчитывается по формуле

$$pH = -\lg[H^+],$$

где $[H^+]$ – молярная концентрация катионов водорода, моль/дм³.

Реже для характеристики реакции среды используется гидроксильный показатель (**pOH**):

$$pOH = -\lg[OH^-],$$

где $[OH^-]$ – молярная концентрация гидроксид-ионов, моль/дм³.

Используя уравнение: $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$, рассчитаем концентрации ионов в нейтральном растворе:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3.$$

В чистой воде концентрации ионов H^+ и OH^- одинаковы и равны (при 25 °C) по 10^{-7} моль/дм³. Соответственно, pH в нейтральной среде составляет:

$$\begin{aligned} pH &= -\lg 10^{-7} = 7, \\ pOH &= -\lg 10^{-7} = 7. \end{aligned}$$

Пользоваться водородным показателем вместо концентрации катионов водорода очень удобно, так как он равен небольшому безразмерному числу в интервале от 0 до 14.

Величина pH характеризует среду раствора, которая может быть кислой, щелочной или нейтральной.

Предположим, что к воде добавлена кислота, вследствие диссоциации кислоты концентрация ионов H^+ возрастает. При этом гидроксид-ионы OH^- не исчезают из раствора, но их концентрация с 10^{-7} моль/дм³ уменьшается. Отсюда, в кислой среде (кислотная или кислая реакция среды):

pH воды – один из важнейших рабочих показателей качества воды, во многом определяющих характер химических и биологических процессов, происходящих в воде. В зависимости от величины pH может изменяться скорость протекания химических реакций, степень коррозионной агрессивности воды, токсичность загрязняющих веществ и т. д. Известно, что при высоких уровнях (pH > 11) вода приобретает характерную мылкость, неприятный запах, способна вызывать раздражение глаз и кожи.

Контроль за уровнем pH особенно важен на всех стадиях водоочистки, так как его отклонение в ту или иную сторону может не только существенно сказаться на запахе, привкусе и внешнем виде воды, но и повлиять на эффективность водоочистных мероприятий. Оптимальная требуемая величина pH варьируется для различных систем водоочистки в соответствии с составом воды, характером материалов, применяемых в системе распределения, а также в зависимости от применяемых методов водообработки.

При строительстве различных сооружений важно соблюдать высокие значения pH строительных смесей.

Так, при высокой щелочности воды в цементном камне может образоваться малорастворимый карбонат кальция, повышающий плотность и устойчивость цементного камня к разрушению: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Ca(HCO}_3)_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$. А при низких значениях pH усиливаются процессы коррозии металлических деталей и строительных конструкций.

Таблица 6.1 – Значения pH некоторых бытовых веществ, продуктов и биологических жидкостей

Бытовые вещества или продукты	Среднее значение pH	Бытовые вещества и биологические жидкости	Среднее значение pH
Лимонный сок	2,0–3,0	Электролит в свинцовых аккумуляторах	< 1,0
Лимонад Кола	2,5	Отбеливатель (хлорка)	12,5
Яблочный сок	2,5–4,5	Хозяйственное мыло	9,0–10,0
Пиво	4,5	Жидкое мыло	6,0–7,0
Кофе	5,0	Желудочный сок	1,65
Чай	5,5	Слюна	6,75
Молоко	6,6–6,9	Кровь (плазма)	7,36
Модный шампунь	5,5	Кожа	6,8

Пример 6.1

Концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Определите pH раствора.

Решение

Водородный показатель рассчитывается по формуле

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+],$$

где $[\text{H}^+]$ – молярная концентрация катионов водорода, моль/дм³.

$$\text{pH} = -\lg 4 \cdot 10^{-3} = 2,40.$$

Ответ: pH раствора составляет 2,40.

Пример 6.2

Рассчитайте концентрацию гидроксид-ионов в растворе, рН которого равен 10,80.

Решение

Из соотношения

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

находим

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}.$$

Рассчитываем

$$\text{pOH} = 14 - 10,80 = 3,20.$$

Гидроксильный показатель рассчитывается по формуле

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-],$$

где $[\text{OH}^-]$ – молярная концентрация гидроксид-ионов, моль/дм³.

Концентрация гидроксид-ионов составит:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}.$$

Рассчитаем концентрацию гидроксид-ионов OH^- :

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3,2} = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: концентрация гидроксид-ионов составляет $6,31 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

Пример 6.3

Вода, применяемая для затворения вяжущих веществ, растворов и бетонов, должна быть чистой с $\text{pH} = 4$. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в воде, используемой для строительных смесей.

Решение

Кислотность раствора рассчитывается по формуле

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Из формулы можно найти

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}.$$

Рассчитаем концентрацию ионов водорода

$$[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: концентрация ионов водорода составляет 0,0001 моль/дм³.

Пример 6.4

Рассчитайте степень диссоциации, концентрацию ионов водорода и pH 0,1М раствора азотистой кислоты.

Решение

HNO_2 слабый электролит, степень диссоциации рассчитывается на основании закона разбавления Оствальда

$$\alpha(\text{HNO}_2) = \sqrt{\frac{K_a}{C_M}},$$

где $K_a(\text{HNO}_2) = 7,1 \cdot 10^{-4}$ (приложение Г).

$$\text{Отсюда, } \alpha(\text{HNO}_2) = \sqrt{\frac{7,1 \cdot 10^{-4}}{0,1}} = 0,084, \text{ или } 8,4 \%$$

Концентрация ионов водорода рассчитывается по формуле

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_M}.$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{7,1 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = 0,0084 \text{ М.}$$

pH раствора слабого электролита рассчитывается по формуле

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

$$\text{pH} = -\lg 0,0084 = 2,08.$$

Ответ: $\alpha(\text{HNO}_2) = 8,4 \%$; $[\text{H}^+] = 0,0084 \text{ М}$; $\text{pH} = 2,08$.

Пример 6.5

Рассчитайте pH и степень диссоциации электролита в 0,1М растворе аммиака NH_4OH .

Решение

NH_4OH слабый электролит, степень диссоциации рассчитывается на основании закона разбавления Оствальда

$$\alpha(\text{NH}_4\text{OH}) = \sqrt{\frac{K_b}{C_M}},$$

где $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ (приложение Д).

$$\text{Находим } \alpha(\text{NH}_4\text{OH}) = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,013, \text{ или } 1,3 \%$$

Концентрация гидроксид-ионов OH^- рассчитывается по формуле

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_M},$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 0,0013 \text{ М.}$$

pOH раствора слабого электролита рассчитывается по формуле

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-].$$

$$\text{pOH} = -\lg 0,0013 = 2,89.$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}.$$

$$pH = 14 - 2,89 = 11,11.$$

Ответ: $\alpha(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,3\%$; $pH = 2,89$.

Пример 6.6

Вычислите pH 0,1М раствора соляной кислоты HCl с учетом, что коэффициент активности $\gamma = 0,9$.

Решение

В растворах сильных электролитов активность рассчитывается по формуле

$$a = \gamma C_m,$$

где γ – коэффициент активности иона.

Согласно диссоциации соляной кислоты $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$,

$$[\text{H}^+] = C_m(\text{HCl}),$$

поэтому $a(\text{H}^+) = 0,9 \cdot 0,1 = 0,09$ моль/дм³.

pH в растворах сильных электролитов рассчитывается по формуле

$$pH = -\lg a(\text{H}^+),$$

где $a(\text{H}^+)$ – активность ионов водорода H^+ , моль/дм³.

$$pH = -\lg 0,09;$$

$$pH = 1,05.$$

Ответ: $pH = 1,05$ в 0,1М растворе соляной кислоты HCl .

6.3 Определение pH растворов

Кислотность растворов можно определить с помощью кислотно-основного индикатора.

Кислотно-основные индикаторы – это слабые кислоты или основания, у которых неионизированные молекулы и ионы имеют различную окраску. В зависимости от кислотности среды равновесие смещается либо в сторону молекулярной, либо в сторону ионной формы.

Область значений pH , в которой становится заметным изменение окраски индикатора, называется интервалом перехода индикатора.

Например, для метилового оранжевого интервал перехода индикатора лежит в диапазоне pH 3–5 (приложение Е):

$pH = 1 \dots 3$ – окраска красная;

$pH = 3 \dots 5$ – окраска красно-оранжевая;

$pH = 5 \dots 14$ – окраска желтая.

На практике более удобно пользоваться для определения pH **универсальными индикаторами**, представляющими собой смеси нескольких индикаторов, изменяющими свой цвет в водных растворах различных веществ в широком диапазоне pH . Бумага, пропитанная универсальным индикатором и высушенная, называется универсальной индикаторной

бумагой. К пачке такой бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какой цвет принимает индикаторная бумага (значение pH) при нанесении на неё 1 капли исследуемого раствора.

Универсальные индикаторы могут использоваться и в виде растворов. В этом случае готовится серия эталонов в герметически закрытых сосудах с указанием на каждом из них pH, соответствующего цвету эталона.

Для более точного определения значений pH используют прибор pH-метр.

pH-метр – прибор для измерения водородного показателя, характеризующего активность ионов водорода в различных растворах (рисунок 6.2).

pH-метр измеряет напряжение между двумя электродами, погруженными в исследуемый материал.

Таким образом, pH-метр можно назвать милливольтметром, но с более сложным алгоритмом работы.

В pH-метре один электрод является индикаторным, корпус его изготовлен из боросиликатного стекла, которое не боится окислителей и заполнен раствором pH известного значения. Второй электрод называется измерительным или электродом сравнения. Корпус его также изготовлен из особого электропроводящего боросиликатного стекла с выдутым на конце шариком. Корпус заполнен суспензией хлорида серебра в растворе соляной кислоты, в который погружена серебряная проволока.

Современные pH-метры вмещают оба электрода в одном корпусе, они разнообразны по дизайну, размеру и отличаются областью применения (рисунок 6.3).



Рисунок 6.2 – pH-метр



Рисунок 6.3 – Модели промышленных pH-метров



pH-метры выполняют важную роль в большинстве производственных процессов в современном мире. С помощью pH-метров непрерывно контролируют кислотность различных жидкостей в

сложных технологических процессах, в том числе в агрессивных средах. В частности, рН-метр применяется для аппаратного мониторинга рН растворов разделения урана и плутония, где требования к корректности показаний аппаратуры без её калибровки чрезвычайно высоки.

Фармакологическое, химическое, агрономическое, рыборазводное и сельскохозяйственное производства невозможно представить без использования рН-метра для контроля качества входной и выходной продукции или сырья. Так, от измерителя кислотно-щелочных характеристик (рН-метра) зависит урожайность. Ведь при несоблюдении кислотно-щелочного баланса почвы владельцы агробизнеса рискуют остаться без урожая.

Для закрепления и обобщения полученных знаний целесообразно выполнить следующий опыт.

Опыт. Определение рН различных жидкостей.

Для опыта можно подобрать различные жидкости: молоко, водопроводную воду, столовый уксус, газированные напитки, соки, а также растворы различных веществ из химической лаборатории.

Проведите измерение рН, используя универсальную индикаторную бумагу и рН-метр.

Для измерения рН в химический стакан 50–100 см³ налейте исследуемый раствор приблизительно наполовину. Погрузите полоску индикаторной бумаги в раствор. Затем сравните окраску полоски бумаги со стандартной цветовой шкалой на упаковке индикаторной бумаги. Запишите данные в таблицу 6.2.

Затем определите значение рН тех же растворов при помощи рН-метра, используя стеклянный электрод с водородной функцией как измерительный. Рассчитайте концентрацию ионов водорода по формуле

$$[H^+] = 10^{-pH}.$$

Результаты занесите в таблицу 6.2.

Таблица 6.2 – Определение рН различных жидкостей

Исследуемый раствор	рН, измеренный универсальной индикаторной бумагой	рН, измеренный рН-метром	Концентрация ионов водорода $[H^+]$, определенная 1 и 2 способами

6.4 Контрольные вопросы и задания

- 1 Какое свойство воды характеризуется ее ионным произведением? Что такое ионное произведение воды?
- 2 Чему равно значение K_w при 25 °С?
- 3 Что такое рН и рОН? Чему равна сумма этих величин?
- 4 Как рассчитывается величина рН для неэлектролитов и электролитов?

5 Как связана среда раствора с концентрацией ионов водорода и водородным показателем?

6 Как вычисляется гидроксильный показатель раствора?

7 Может ли в водном растворе концентрация $[H^+]$ или $[OH^-]$ равняться нулю?

8 Установите соответствие между формулой вещества (столбец 1) и значением pH водного раствора этого вещества (столбец 2), концентрации всех веществ равны $0,01 \text{ моль/дм}^3$.

Формула вещества	Степень окисления хрома
А) HCl	1) 2
Б) NH_3	2) 6
В) KOH	3) ≈ 7
Г) CH_3CH_2OH	4) 9
	5) 13

Ответ запишите в виде сочетаний букв и цифр, соблюдая алфавитную последовательность букв левого столбца, например: А4Б2В5Г1.

9 Водородный показатель одного раствора равен 1, а другого – 4. Какой раствор более кислый? Во сколько раз в первом растворе больше концентрация ионов водорода, чем во втором?

10 Вычислите pH и pOH растворов, в которых молярная концентрация ионов H^+ равна:

а) 10^{-4} М ;

б) 10^{-11} М ;

в) $4 \cdot 10^{-6} \text{ М}$;

г) $1,78 \cdot 10^{-7} \text{ М}$;

д) $4,92 \cdot 10^{-3} \text{ М}$.

11 Вычислите концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах, водородный показатель которых равен:

а) 3,2;

б) 5,8;

в) 9,1;

г) 11,4.

7 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз солей – это реакция ионного обмена между составными частями соли и воды, протекающая с изменением кислотности раствора.

Гидролиз солей – это частный случай процесса гидролиза. Гидролизу подвергаются как неорганические вещества, так и органические вещества (сложные эфиры, алкоголяты, карбиды, фосфиды и др.).

7.1 Условия гидролиза солей

В результате гидролиза образуется слабый электролит. Как правило, соли гидролизуются обратимо, редко необратимо.

Гидролизу подвергаются **только растворимые в воде соли**.

Гидролизу подвергаются растворимые соли, в состав которых входят катионы слабых оснований или анионы слабых кислот. При гидролизе солей, содержащих катион или анион слабого электролита, изменяется среда в растворе.

Соли, образованные катионами сильного гидроксида и анионами сильной кислоты, гидролизу **не подвергаются**.

Усилить гидролиз соли можно:

- нагреванием раствора;
- разбавлением раствора;
- связыванием какого-либо продукта гидролиза.

Способность соли к гидролизу характеризуется величиной степени гидролиза (h). Степень гидролиза рассчитывается по формуле

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C_M}},$$

где K_r – константа гидролиза;

C_M – молярная концентрация гидролизующейся соли, моль/дм³.

Из уравнения следует, что чем больше константа гидролиза K_r , тем сильнее гидролизуется соль.



Широкое применение реакции гидролиза находят в процессах очистки сточных вод. Очистка воды с применением гидролизующихся коагулянтов приводит к полимеризации и кристаллизации продуктов гидролиза, образованию малорастворимых коагулянтов, которые обволакивают частицы взвеси и, объединяясь, образуют агрегаты, способные к осаждению.

Гидролиз имеет большое значение в строительстве. При гидролизе солей возникает необходимая для протекания реакций среда. Затвернение вяжущих невозможно без гидролиза их компонентов.

7.2 Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой

Примером такой соли является нитрат аммония NH_4NO_3 . Данная соль растворима в воде. Нитрат аммония образован слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HNO_3 . **Гидролиз соли всегда протекает по иону слабого электролита**, в данном случае – по катиону аммония NH_4^+ :



или в ионном виде



Гидролиз сводится к связыванию молекулами воды катионов NH_4^+ с образованием слабого основания NH_4OH . Вследствие гидролиза в растворе накапливаются ионы H^+ , поэтому среда в растворе нитрата аммония – кислая.

Данное равновесие описывается при помощи константы равновесия, называемой константой гидролиза ($K_{\text{Г}}$). В соответствии с законом действующих масс

$$K_{\text{Г}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot K_{\text{w}}}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{b}}}$$

7.3 Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием

Примером такой соли является ацетат калия CH_3COOK . Данная соль растворима в воде. Соль CH_3COOK образована сильным основанием KOH и слабой кислотой CH_3COOH . Гидролиз соли протекает по аниону слабой уксусной кислоты CH_3COO^- :



или в ионном виде:



Гидролиз сводится к связыванию молекулами воды анионов CH_3COO^- слабой кислоты с образованием слабой кислоты CH_3COOH . Вследствие

гидролиза в растворе накапливаются гидроксид-ионы OH^- , поэтому среда в растворе ацетата калия щелочная.

В соответствии с законом действующих масс, константа гидролиза данной соли

$$K_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot K_w}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_a}.$$

7.4 Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой

Примером такой соли является растворимая в воде соль ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Ее гидролиз протекает как по катиону NH_4^+ , так и по аниону CH_3COO^- :



В соответствии с законом действующих масс константу гидролиза этой соли можно рассчитать по уравнению

$$K_r = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}.$$

Пример 7.1

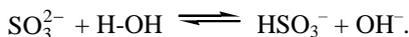
Определите, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу:

- а) Na_2SO_3 ;
- б) CaCO_3 ;
- в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
- г) NaCl .

Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза. Укажите реакцию среды (рН) в растворах солей.

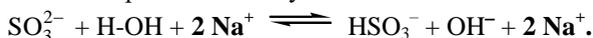
Решение

а) Na_2SO_3 – это соль, растворимая в воде и содержащая анион слабой двухосновной кислоты H_2SO_3 . Заряд сульфит-иона равен -2 , поэтому гидролиз соли включает 2 ступени. Первая ступень гидролиза – это обратимое взаимодействие иона SO_3^{2-} с молекулой воды:



Реакция среды в растворе становится щелочной ($\text{pH} > 7$), так как в нем накапливаются ионы OH^- .

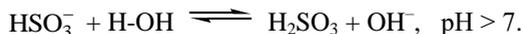
Чтобы составить полное ионное уравнение, добавим в его правую и левую части ионы натрия Na^+ и получим:



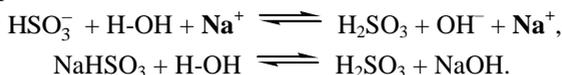
После этого можно составить молекулярное уравнение гидролиза:



На второй ступени процесса гидролизу подвергается кислая соль NaHSO_3 . Теперь с молекулой воды взаимодействует анион HSO_3^- :



Дописав ионы натрия Na^+ в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



Реакция среды в растворе сульфита натрия Na_2SO_3 является щелочной $\text{pH} > 7$.

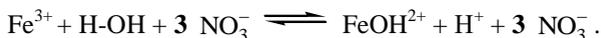
б) CaCO_3 – соль гидролизу не подвергается, так как она не растворима в воде.

в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – это соль, растворимая в воде и содержащая катион слабого трехкислотного основания $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Заряд катиона железа равен +3, поэтому гидролиз соли $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ протекает по трем ступеням. Первая ступень гидролиза – это обратимое взаимодействие катиона Fe^{3+} с молекулой воды:



Реакция среды в растворе становится кислой ($\text{pH} < 7$), так как в нем накапливаются ионы H^+ .

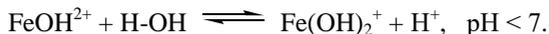
Чтобы составить полное ионное уравнение, добавим в его правую и левую части ионы NO_3^- и получим:



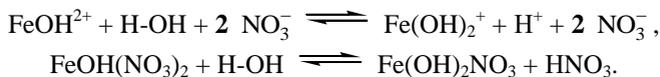
После этого можно составить молекулярное уравнение гидролиза:



На второй ступени процесса гидролизу подвергается основная соль $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$. Теперь с молекулой воды взаимодействует катион FeOH^{2+} :



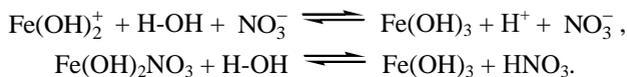
Дописав ионы NO_3^- в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



На третьей ступени процесса гидролизу подвергается основная соль $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Теперь с молекулой воды взаимодействует катион $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$:



Дописав ионы NO_3^- в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение третьей ступени гидролиза:



Реакция среды в растворе нитрата железа (III) является кислой $\text{pH} < 7$.

г) **NaCl** – это соль, образованная катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. Гидролизу не подвергается.

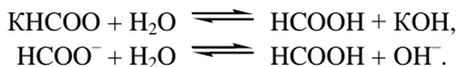
Реакция среды в растворе хлорида натрия NaCl является нейтральной, $\text{pH} \approx 7$.

Пример 7.2

Запишите уравнения гидролиза формиата калия HCOOK в молекулярной и молекулярно-ионной формах. Вычислите константу и степень гидролиза 0,4М раствора формиата калия HCOOK.

Решение

Формиат калия HCOOK – это соль, образованная сильным основанием KOH и слабой кислотой HCOOH. Ее гидролиз протекает по аниону слабой кислоты. Молекулярное и ионное уравнения гидролиза:



Константа гидролиза формиата калия рассчитывается по формуле

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]}.$$

Константа гидролиза может быть рассчитана по формуле

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_a(\text{HCOOH})},$$

где $K_a(\text{HCOOH}) = 2,2 \cdot 10^{-4}$ (приложение Г).

$$\text{Соответственно, } K_{\Gamma} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2,2 \cdot 10^{-4}} = 4,55 \cdot 10^{-11}.$$

Степень гидролиза можно рассчитать как $h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}}$.

Рассчитаем степень диссоциации:

$$h = \sqrt{\frac{4,55 \cdot 10^{-11}}{0,4}} = 1,07 \cdot 10^{-5}.$$

Ответ: $K_r = 4,55 \cdot 10^{-11}$, $h = 1,07 \cdot 10^{-5}$.

7.5 Изучение гидролиза солей

Изучить особенности гидролиза солей можно при проведении следующих опытов.

Опыт 1 Установление реакции среды растворов солей.

Определите pH растворов солей, используя универсальную индикаторную бумагу. Для опыта используйте растворы следующих солей с одинаковой концентрацией: карбоната натрия Na_2CO_3 , хлорида аммония NH_4Cl , сульфата калия K_2SO_4 .

Для определения pH используйте чистую стеклянную палочку. С помощью палочки перенесите 1–2 капли анализируемого раствора на индикаторную бумагу. Сравните окраску бумаги с цветовой шкалой на упаковке универсальной индикаторной бумаги.

Определите реакцию среды в растворах предложенных солей и природе кислот и оснований, образующих соль. Полученные результаты занесите в таблицу 7.1. Реакцию среды раствора отмечайте знаком «+».

Таблица 7.1 – Среда в растворах солей

Химическая формула соли	Среда раствора			Природа (сильные или слабые) кислот и оснований, образующих соль
	кислая	нейтральная	щелочная	

Запишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций гидролиза солей. Сделайте вывод о зависимости гидролиза соли от природы образующих ее кислот и оснований.

Опыт 2 Получение и гидролиз ацетата железа (III).

В пробирку добавьте 2–3 капли раствора гидроксида натрия NaOH и 2–3 капли воды. Для определения среды в растворе добавьте 1–2 капли фенолфталеина (приложение Е).

Проведите реакцию нейтрализации: добавляйте по каплям раствор уксусной кислоты CH_3COOH до обесцвечивания раствора.

После добавьте 3–4 капли раствора хлорида железа (III) FeCl_3 . При этом раствор приобретает чайно-красную окраску из-за образования слабого электролита – ацетата железа (III) $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Fe}$.

На водяной бане прокипятите раствор полученной соли, при этом образуется красно-бурый осадок нерастворимой в воде основной соли дигидроксиацетата железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$.

Запишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Укажите аналитический эффект реакций. Сделайте вывод о влиянии температуры на смещение равновесия гидролиза.

Опыт 3 Зависимость степени гидролиза солей от температуры.

Заполните 1/8 пробирки раствором ацетата натрия CH_3COONa и добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина (приложение Е). Затем разлейте раствор на две пробирки и содержимое одной из пробирок нагрейте до кипения. Обратите внимание на изменение окраски нагретого раствора.

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции гидролиза. Объясните влияние температуры на гидролиз.

Опыт 4 Влияние разбавления раствора на гидролиз соли.

Добавьте 9–10 капель раствора нитрата висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и разбавьте его в 2–3 раза водой. Гидролиз протекает в течение 1–2 мин и заканчивается образованием белого осадка нитрата висмутила (III) BiONO_3 .

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции гидролиза. Сделайте вывод о влиянии разбавления на гидролиз соли.

Опыт 5 Полный гидролиз солей.

В пробирку внесите 5–7 капель раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и такое же количество карбоната натрия Na_2CO_3 . Отметьте образование осадка и выделение пузырьков газа.

Составьте молекулярное и молекулярно-ионное уравнения взаимодействия сульфата алюминия и карбоната натрия в водной среде. Объясните, почему при взаимодействии этих солей гидролиз протекает практически необратимо.

Какими реакциями можно доказать, что образовавшееся малорастворимое соединение представляет собой гидроксид алюминия, а не продукт обменного взаимодействия исходных солей? Проведите эти превращения.

7.6 Контрольные вопросы и задания

- 1 Что называется гидролизом солей?
- 2 В каких случаях при гидролизе солей получаются кислые и основные соли?
- 3 Какие соли не подвергаются гидролизу и почему? Объясните на конкретных примерах.
- 4 Какие факторы влияют на гидролиз?

5 Установите соответствие между формулой вещества (столбец 1) и средой его водного раствора (столбец 2).

Формула соли	Среда водного раствора
А) AlI_3	1) кислая
Б) HNO_2	2) нейтральная
В) K_2SiO_3	3) щелочная
Г) $NaCl$	

Примечание – Ответ запишите в виде сочетания букв и цифр, соблюдая алфавитную последовательность букв левого столбца. Например: А2Б1В3Г3.

6 Установите соответствие между названием соли (столбец 1) и типом ее гидролиза этой соли в водном растворе (столбец 2).

Название соли	Тип гидролиза
А) фосфат натрия	1) по катиону
Б) карбонат кальция	2) по аниону
В) карбонат аммония	3) по катиону и аниону
Г) нитрат цинка	4) гидролиз отсутствует

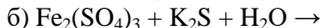
Примечание – Ответ запишите в виде сочетания букв и цифр, соблюдая алфавитную последовательность букв левого столбца. Например: А1Б3В4Г2.

7 Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу: хлорид хрома (III) $CrCl_3$, гидрокарбонат калия $KHCO_3$, сульфид бария BaS , иодид цезия CsI ? Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза.

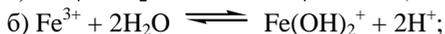
8 В водном растворе какой соли среда щелочная: а) K_2CO_3 , б) $FeBr_3$, в) $KClO_4$? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

7 Какую окраску будет иметь метиловый оранжевый в водных растворах следующих солей: а) Na_3PO_4 , б) $NiSO_4$, в) NaI , г) $Co(NO_3)_2$? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

8 Закончите составление уравнений реакций и расставьте коэффициенты в них:



9 Подберите по 2 уравнения в молекулярном виде к каждому из молекулярно-ионных уравнений:



10 Вычислите константу и степень гидролиза 0,3М раствора нитрита натрия $NaNO_2$.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

(справочное)

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Ионы	ОН ⁻	O ²⁻	Cl ⁻	Br ⁻	Γ	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻
H ⁺	18	18	36,5	81	128	34	82	98	63	98	62	78
NH ₄ ⁺	35	–	53,5	98	145	68	116	132	80	149	96	112
Na ⁺	40	62	58,5	103	150	78	126	142	85	164	106	122
K ⁺	56	94	74,5	119	166	110	158	174	101	212	138	154
Mg ²⁺	58	40	95	184	278	56	104	120	148	262	84	100
Ca ²⁺	74	56	111	200	294	72	120	136	164	310	100	116
Ba ²⁺	171	153	208	297	391	169	217	233	261	601	197	213
Al ³⁺	78	102	133,5	267	408	150	294	342	213	122	234	282
Cr ³⁺	103	152	158,5	292	433	200	344	392	238	147	284	332
Zn ²⁺	99	81	136	225	319	97	145	161	189	385	125	141
Mn ²⁺	89	71	126	215	309	87	135	151	179	355	115	131
Fe ²⁺	90	72	127	216	310	88	136	152	180	358	116	132
Fe ³⁺	107	160	162,5	296	437	208	352	400	242	151	292	340
Cu ²⁺	98	80	135	224	318	96	144	160	188	382	124	140
Ag ⁺	125	232	143,5	188	235	248	294	312	170	419	276	292
Pb ²⁺	241	223	278	367	461	239	287	303	331	811	267	283

ПРИЛОЖЕНИЕ Б
(справочное)

**КРИОСКОПИЧЕСКИЕ И ЭБУЛЛИОСКОПИЧЕСКИЕ
ПОСТОЯННЫЕ НЕКОТОРЫХ РАСТВОРИТЕЛЕЙ**

Растворитель		Температура замерзания, °С*	К, град·кг/моль	Температура кипения, °С*	Е, град·кг/моль
Название	Формула				
Вода	H ₂ O	0	1,86	100	0,52
Анилин	C ₆ H ₅ NH ₂	-5,96	5,87	184,4	3,22
Ацетон	CH ₃ COCH ₃	-94,6	2,4	56,6	1,48
Бензол	C ₆ H ₆	5,5	5,12	80,1	2,53
Кислота уксусная	CH ₃ COOH	16,6	3,90	117,9	2,93
Хлороформ	CHCl ₃	-63,2	4,9	61,2	3,88
Циклогексан	C ₆ H ₁₂	6,6	20,0	80,7	2,79
Четыреххлористый углерод	CCl ₄	-22,87	2,98	76,75	5,3
Этанол	C ₂ H ₅ OH	-117,3	1,9	78,4	1,22
*Измерения проведены при давлении равном 1 атм.					

ПРИЛОЖЕНИЕ В

(справочное)

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы																			
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Si ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н
F ⁻	М	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	М	Н	Р	Н	Н	М	Р	Р	М	Р	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р		Р	Р		Р	Н	М	
CN ⁻	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	М	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М
CO ₃ ²⁻	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р
HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	—	Р	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	—	—	Н	М	—	Н	Н	Н	М	М	Н	Н
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н

Примечания:

- Р – вещество растворимо в воде;
- М – вещество мало растворимо в воде;
- – вещество гидролизуется;
- Н – вещество нерастворимо в воде.

ПРИЛОЖЕНИЕ Г
(справочное)

**КОНСТАНТЫ КИСЛОТНОСТИ ДЛЯ НЕКОТОРЫХ КИСЛОТ
(25 °С)**

Кислота	K_a	Кислота	K_a
HBr	$1,0 \cdot 10^9$	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCl	$1,0 \cdot 10^7$	HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$
HI	-11,0	H ₂ CO ₃	$3,0 \cdot 10^{-7}$
H ₂ SO ₄	$1,0 \cdot 10^3$	HCO ₃ ⁻	$4,0 \cdot 10^{-11}$
H ₃ O ⁺	55,0	H ₃ PO ₄	0,011
HNO ₃	21,0	H ₂ PO ₄ ⁻	$7,6 \cdot 10^{-8}$
H ₂ SO ₃	$1,6 \cdot 10^{-2}$	HPO ₄ ²⁻	$4,8 \cdot 10^{-13}$
HSO ₃ ⁻	$6,3 \times 10^{-8}$	H ₂ SiO ₃	$2,2 \cdot 10^{-10}$
HF	$7,2 \cdot 10^{-4}$	HSiO ₃ ⁻	$1,6 \cdot 10^{-12}$
HNO ₂	$7,1 \cdot 10^{-4}$	H ₂ S	$1,2 \cdot 10^{-7}$
HCOOH	$2,2 \cdot 10^{-4}$	HS ⁻	$1,0 \cdot 10^{-13}$

ПРИЛОЖЕНИЕ Д
(справочное)

**КОНСТАНТЫ ОСНОВНОСТИ
НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ОСНОВАНИЙ (25 °С)**

Основание	K_b	Основание	K_b
Al(OH)_3	$1,38 \cdot 10^{-9}$	Mn(OH)_2	$5,0 \cdot 10^{-4}$
NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Cu(OH)_2	$3,4 \cdot 10^{-7}$
Ba(OH)_2	$2,3 \cdot 10^{-1}$	NaOH	-0,77
Fe(OH)_2	$1,3 \cdot 10^{-4}$	Ni(OH)_2	$2,5 \cdot 10^{-5}$
Fe(OH)_3	$1,35 \cdot 10^{-12}$	Pb(OH)_2	$9,6 \cdot 10^{-4}$
Ca(OH)_2	$4,3 \cdot 10^{-2}$	Cr(OH)_3	$1,02 \cdot 10^{-10}$
Co(OH)_2	$4,0 \cdot 10^{-5}$	Zn(OH)_2	$4 \cdot 10^{-5}$
LiOH	$6,75 \cdot 10^{-1}$	Pb(OH)_2	$9,55 \cdot 10^{-4}$
Mg(OH)_2	$2,5 \cdot 10^{-3}$	PbOH^-	$3,0 \cdot 10^{-8}$

ПРИЛОЖЕНИЕ Е
(справочное)

СВОЙСТВА ИНДИКАТОРОВ

Индикатор	Интервал изменения окраски	pK _a	Окраска индикатора	
			Кислотная форма	Основная форма
Тимоловый синий	1,2–2,8	1,7	Красная	Желтая
Метиловый оранжевый	3,1–4,4	4,0	Красная	Желтая
Метиловый красный	4,2–5,2	5,5	Красная	Желтая
Лакмус	5,0–8,0	7,0	Красная	Синяя
Бромтимоловый	6,0–7,6	7,0	Желтая	Синяя
Нейтральный красный	6,8–8,0	7,5	Красная	Желтая
Тимоловый синий	7,9–9,8	8,8	Желтая	Синяя
Фенолфталеин	8,2–9,8	9,0	Бесцветная	Малиновая
Ализарин желтый	10–12	11,0	Желтая	Оранжевая
Индиго кармин	12–14	13,0	Голубая	Желтая

ПРИЛОЖЕНИЕ Ж
(справочное)

**КОНСТАНТЫ РАСТВОРИМОСТИ
НЕКОТОРЫХ СОЛЕЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ**

Вещество	K_s	Вещество	K_s
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgNO ₂	$1,6 \cdot 10^{-4}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Mn(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	MgCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-5}$
AlPO ₄	$5,7 \cdot 10^{-19}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	PbCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-13}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Li ₂ CO ₃	$3,98 \cdot 10^{-3}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-10}$	LiF	$3,8 \cdot 10^{-3}$
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-6}$	Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$
CaHPO ₄	$2,7 \cdot 10^{-7}$	Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-31}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuSO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$	ZnCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-11}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

ПРИЛОЖЕНИЕ II
(справочное)

**СООТНОШЕНИЕ ПЛОТНОСТИ И КОНЦЕНТРАЦИИ
ВОДНЫХ РАСТВОРОВ КИСЛОТ ПРИ 20 °С**

Плотность, г/см ³	Концентрация, %			Концентрация, г/л		
	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄
1,03	6,43	5,78	4,75	66,2	59,5	48,9
1,04	8,49	7,53	6,24	88,3	78,3	64,9
1,05	10,52	9,26	7,70	110,5	97,2	80,8
1,06	12,51	10,97	9,13	132,6	116,3	96,8
1,07	14,50	12,65	10,56	155,5	135,4	113,0
1,08	16,47	14,31	12,00	177,9	154,5	129,6
1,09	18,43	15,95	13,36	200,9	173,8	145,6
1,10	20,4	17,60	14,70	224,4	193,6	161,7
1,11	22,33	19,19	16,08	247,8	213,0	178,5
1,12	24,25	20,80	17,43	271,6	233,0	195,2
1,14	28,18	23,94	20,13	321,7	272,9	229,4
1,16	32,14	27,00	22,60	372,8	313,2	262,2
1,18	36,23	30,00	25,20	427,5	354,0	297,4
1,19	38,32	31,47	26,50	456,0	374,5	315,4
1,20	–	32,94	27,70	–	394,8	332,4
1,25	–	40,58	38,82	–	411,7	485,3
1,30	–	48,42	39,70	–	629,5	516,1
1,40	–	67,00	50,50	–	938,0	707,0
1,45	–	79,43	55,45	–	1155,0	804,0
1,50	–	96,43	60,17	–	1450,0	902,5
1,60	–	–	69,09	–	–	1105,0
1,70	–	–	70,63	–	–	1200,0
1,78	–	–	87,70	–	–	1578,0

ПРИЛОЖЕНИЕ К
(справочное)
СООТНОШЕНИЕ ПЛОТНОСТИ И КОНЦЕНТРАЦИИ
ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЩЕЛОЧЕЙ ПРИ 20 °С

Плотность г/мл	NaOH		Плот- ность, г/мл	KOH	
	Концентрация, %	Концентрация, г/дл		Концентрация, %	Концентрация, г/дл
1,0095	1	10,10	1,0074	1	10,07
1,0207	2	20,41	1,0165	2	20,33
1,0318	3	30,95	1,0257	3	30,77
1,0428	4	41,71	1,0348	4	41,39
1,0538	5	52,69	1,0440	5	52,20
1,0648	6	63,89	1,0531	6	63,19
1,0758	7	75,31	1,0624	7	74,37
1,0869	8	86,95	1,0717	8	85,74
1,0979	9	98,81	1,0811	9	97,30
1,1089	10	110,9	1,0904	10	109,0
1,1199	11	123,2	1,0998	11	121,0
1,1309	12	135,7	1,1092	12	133,1
1,1420	13	148,5	1,1187	13	145,4
1,1530	14	161,4	1,1283	14	158,0
1,1641	15	174,6	1,1379	15	170,7
1,1751	16	188,0	1,1475	16	183,6
1,1862	17	201,7	1,1572	17	196,7
1,1972	18	215,5	1,1669	18	210,0
1,2082	19	229,6	1,1766	19	223,6
1,2191	20	243,8	1,1864	20	237,3
1,2301	21	258,3	1,1963	21	251,2
1,2411	22	273,0	1,2062	22	265,4
1,2520	23	288,0	1,2162	23	279,7
1,2629	24	303,1	1,2263	24	294,3
1,2739	25	318,5	1,2364	25	309,1
1,2848	26	334,0	1,2466	26	324,1
1,2956	27	349,8	1,2567	27	339,3
1,3064	28	365,8	1,2669	28	354,7
1,3172	29	382,0	1,2774	29	370,4
1,3279	30	398,4	1,2879	30	386,4
1,3385	31	414,9	1,2985	31	402,5
1,3490	32	431,7	1,3091	32	418,9
1,3593	33	448,6	1,3197	33	435,5
1,3696	34	465,7	1,3304	34	452,3
1,3798	35	482,9	1,3412	35	469,4
1,3900	36	500,4	1,352	36	486,7
1,4001	37	518,0	1,3629	37	504,3
1,4101	38	535,8	1,3738	38	522,0

ПРИЛОЖЕНИЕ Л
(справочное)

**СООТНОШЕНИЕ ПЛОТНОСТИ И КОНЦЕНТРАЦИИ
ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ХЛОРИДА НАТРИЯ ПРИ 20 °С**

Плотность, г/мл	Концентрация, %	Концентрация, г/л	Плотность, г/мл	Концентрация, %	Концентрация, г/л
1,005	1	10,05	1,101	14	154,1
1,012	2	20,25	1,116	16	178,5
1,027	4	41,07	1,132	18	203,7
1,041	6	62,47	1,148	20	229,5
1,056	8	84,47	1,164	22	256,0
1,071	10	107,1	1,180	24	283,2
1,086	12	130,2	1,197	26	311,2

ПРИЛОЖЕНИЕ М
(справочное)

**СООТНОШЕНИЕ ПЛОТНОСТИ И КОНЦЕНТРАЦИИ
ВОДНЫХ РАСТВОРОВ КАРБОНАТА НАТРИЯ ПРИ 20 °С**

Плотность, г/мл	Концентрация, %	Концентрация, г/л	Плотность, г/мл	Концентрация, %	Концентрация, г/л
1,000	0,19	1,91	1,100	9,75	107,3
1,005	0,67	6,70	1,110	10,68	118,5
1,010	1,14	11,6	1,120	11,60	130,0
1,020	2,10	21,4	1,130	12,52	141,5
1,030	3,05	31,4	1,140	13,45	153,3
1,040	4,03	41,9	1,150	14,35	165,1
1,050	4,98	52,3	1,160	15,20	176,3
1,060	5,95	63,6	1,170	16,03	187,5
1,070	6,90	73,8	1,180	16,87	199,1
1,080	7,85	84,8	1,190	17,70	210,6
1,090	8,80	95,9			

ОТВЕТЫ К ЗАДАЧАМ

Раздел 1

11. $-42,4$ кДж/моль.
12. 12 г.

Раздел 2

5. $0,053$ мг/дм³ · мм рт. ст.; 128 г.
6. 9,91 %.
7. 9 г.
8. 6,88 %; 7,39 г
9. $1,05 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³; $1,44 \cdot 10^{-3}$ г/дм³.
10. Осадок AgCl выпадет.
11. В полевых условиях можно налить воды в бочку со смесью керосина и спирта, перемешать, а после отстаивания пробить гвоздем в бочке отверстие и слить раствор спирта. В лабораторных условиях эту смесь разделяют при помощи делительной воронки.

12. *Ответы на тестовые задания:*

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
б	в	а	б	а, б, в	а, в, г	б, г	в, г	а, г	б, в

Раздел 3

2. $8,4$ дм³ H₂O и 5,6 кг КОН.
3. 31,27 %.
4. 4 М; 8 н.
5. 6,63 г.
6. 1 дм³.
7. 1 моль/кг.
8. а) $3,650 \cdot 10^{-3}$ г/см³; б) $1,225 \cdot 10^{-2}$ г/см³; в) $0,3749$ г/см³.
9. C_n (HCl) = 0,044 моль/дм³; T (HCl) = $1,606 \cdot 10^{-3}$ г/см³.
10. 37 кг.
11. Нельзя употреблять данную воду в пищевых целях.

Раздел 4

12. Раствор кипит при $100,3$ °С, замерзает при $-1,06$ °С.
13. 1М.

14. *Ответы на тестовые задания:*

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
б	г	в	г	а, в	в	а	а, г	г	а, б

Раздел 5

21. $2,2 \cdot 10^{-10}$.

22. $1,764 \cdot 10^{-5}$.

23. 1,34 %; $1,34 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³.

24. 0,03 моль/дм³.

28. *Ответы на тестовые задания:*

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а, в	б, г	а, б	а, в, г	б, г	а, в, г	б, г	г	а, в	г

Раздел 6

8. А1Б4В5Г3

Раздел 7

5. А1Б1В3Г2

6. А2Б4В3Г1

10. $2,5 \cdot 10^{-11}$; $9,33 \cdot 10^{-6}$.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1 **Апарнев, А. И.** Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учеб. пособие для вузов / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина. – 2-е изд., испр. и доп. – М. : Юрайт, 2022. – 127 с.

2 **Гайдукова, Н. Г.** Химия в строительстве : учеб. пособие для вузов / Н. Г. Гайдукова, И. В. Шабанова. – 2-е изд., испр. и доп. – М. : Юрайт, 2022. – 256 с.

3 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. – 14-е изд. – М. : Юрайт, 2019. – 238 с.

4 **Глинка, Н. Л.** Общая химия : учеб. для вузов: в 2 т. Т. 1 / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. – 20-е изд., перераб. и доп. – М. : Юрайт, 2022. – 353 с.

5 **Никишина, М. Б.** Интегративный подход к изучению растворов. Молекулярные растворы : учеб.-метод. пособие / М. Б. Никишина, Т. Н. Валуева, И. М. Ахромускина [Электронный ресурс]. – Режим доступа : <https://science2.tsput.ru/wp-content/uploads/2023/01/>. – Дата доступа : 02.08.2023.

6 **Казин, В. Н.** Физическая химия : учеб. пособие для академического бакалавриата / В. Н. Казин, Е. М. Плисс, А. И. Русаков. – 2-е изд., испр. и доп. – М. : Юрайт, 2019. – 182 с.

7 **Коровин, Н. В.** Общая химия. Теория и задачи : учеб. пособие / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов. – СПб. : Лань, 2022. – 492 с.

8 Основы коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы / П. В. Кривошапкин [и др.]. – СПб. : Университет ИТМО, 2019. – 138 с.

9 **Кудина, Е. Ф.** Химические свойства металлов и неметаллов : учеб.-метод. пособие / Е. Ф. Кудина, О. А. Ермолович. – Гомель : БелГУТ, 2021. – 119 с.

10 **Лысенкова, А. В.** Общая химия : курс лекций для студентов 1 курса факультета по подготовке специалистов для зарубежных стран, обучающихся на русском языке / А. В. Лысенкова, В. А. Филиппова, Л. В. Чернышева. – Гомель : ГомГМУ, 2019. – 168 с.

11 **Никольский, А. Б.** Химия : учеб. и практикум для вузов / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Юрайт, 2022. – 507 с.

12 Общая химия с основами высокомолекулярных соединений и вязущих веществ : учеб.-метод. пособие : в 2 ч. Ч. I / О. А. Ермолович [и др.]. – Гомель : БелГУТ, 2019. – 146 с.

13 Общая химия с основами высокомолекулярных соединений и вязущих веществ : учеб.-метод. пособие : в 2 ч. Ч. II / Д.А. Родченко [и др.]. – Гомель : БелГУТ, 2020. – 151 с.

14 Руководство к лабораторным занятиям по аналитической химии : учеб.-метод. пособие / М. В. Одинцова [и др.]; под общ. ред. Л. В. Чернышевой. – 2-е изд., перераб. и доп. – Гомель : ГомГМУ, 2021. – 185 с.

15 **Степановских, Е. И.** Физическая химия ионных систем : учеб. / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына ; под общ. ред. В. Ф. Маркова. – Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2020. – 216 с.

16 **Тупикин, Е. И.** Химия в сельском хозяйстве : учеб. пособие для вузов / Е. И. Тупикин. – 2-е изд., испр. и доп. – М. : Юрайт, 2022. – 184 с.

17 **Щеголихина, Н. А.** Общая химия. Для инженерно-технических направлений подготовки и специальностей : учеб. пособие / Н. А. Щеголихина, Л. В. Минаевская. – СПб. : Лань, 2020. – 168 с.

18 **Хелменстайн, Т.** Примерная задача по закону Генри. ThoughtCo, 7 сентября 2021 г. [Электронный ресурс] / Т. Хелменстайн. – Режим доступа : <https://www.thoughtco.com/henrys-law-example-problem-609500>. – Дата доступа : 12.08.2023.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	3
1 Образование растворов	5
1.1 Дисперсные системы	5
1.2 Растворы и их классификация	6
1.3 Физико-химическая теория растворов.....	8
1.4 Термодинамика растворения	10
1.5 Вопросы и задания для самоконтроля.....	12
2 Растворимость газов, жидкостей и твердых веществ в воде.....	13
2.1 Понятие растворимости.....	13
2.2 Растворение газов в воде.....	13
2.3 Растворение жидкостей в воде.....	13
2.4 Растворение твердых веществ в воде	17
2.5 Константа растворимости	19
2.6 Растворимость веществ в воде.....	23
2.7 Вопросы и задания для самоконтроля.....	25
3 Способы выражения состава растворов	29
3.1 Количественные способы выражения состава растворов	29
3.2 Вопросы и задания для самоконтроля.....	40
3.3 Контрольные задания	41
4 Коллигативные свойства растворов.....	45
4.1 Первый закон Рауля.....	45
4.2 Второй закон Рауля.....	47
4.3 Осмос и осмотическое давление.....	51
4.4 Коллигативные свойства растворов электролитов	53
4.5 Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом	57
4.6 Вопросы и задания для самоконтроля.....	59
4.7 Контрольные задания	61
5 Электролитическая диссоциация	65
5.1 Слабые электролиты.....	68
5.2 Сильные электролиты.....	71
5.3 Основные классы неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации	74
5.4 Ионные реакции в растворах электролитов.....	75
5.5 Изучение процессов, протекающих в водных растворах с участием электролитов	79
5.6 Вопросы и задания для самоконтроля.....	83
6 Кислотно-основное равновесие в растворах	88
6.1 Диссоциация воды	88
6.2 Кислотность водных растворов.....	89

6.3	Определение pH растворов	94
6.4	Контрольные вопросы и задания	96
7	Гидролиз солей	98
7.1	Условия гидролиза солей	98
7.2	Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой	99
7.3	Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием	99
7.4	Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой	100
7.5	Изучение гидролиза солей	103
7.6	Контрольные вопросы и задания	104
	Приложение А Относительные молекулярные массы некоторых неорганических веществ	106
	Приложение Б Криоскопические и эбулиоскопические постоянные некоторых растворителей	107
	Приложение В Таблица растворимости солей и оснований в воде	108
	Приложение Г Константы кислотности для некоторых кислот (25 °С)	109
	Приложение Д Константы основности некоторых неорганических оснований (25 °С)	110
	Приложение Е Свойства индикаторов	111
	Приложение Ж Константы растворимости некоторых солей в водных растворах	112
	Приложение И Соотношение плотности и концентрации водных растворов кислот при 20 °С	113
	Приложение К Соотношение плотности и концентрации водных растворов щелочей при 20 °С	114
	Приложение Л Соотношение плотности и концентрации водных растворов хлорида натрия при 20 °С	115
	Приложение М Соотношение плотности и концентрации водных растворов карбоната натрия при 20 °С	116
	Ответы к задачам	117
	Список рекомендуемой литературы	119

Учебное издание

КУДИНА Елена Федоровна
ЧЕРНЫШЕВА Людмила Викторовна

РАСТВОРЫ

Учебно-методическое пособие

Редактор *Е. Г. Привалова*
Технический редактор *В. Н. Кучерова*

Подписано в печать 09.09.2024 г. Формат 60×84 ¹/₁₆
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать на ризографе.
Усл. печ. л. 7,21. Уч.-изд. л. 6,57. Тираж 100 экз.
Зак. № 1746. Изд. № 1.

Издатель и полиграфическое исполнение:
Белорусский государственный университет транспорта.
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий

№ 1/361 от 13.06.2014.

№ 2/104 от 01.04.2014.

№ 3/1583 от 14.11.2017.

Ул. Кирова, 34, 246653, Гомель