

Введение

Прежде всего, выясним, какие системы называют растворами?

Истинные растворы (или просто растворы) – это гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия(сольватов); состав таких систем может меняться в широких пределах при сохранении системой однородности.

Минимальное число компонентов в растворе равно двум. Это растворитель и растворённое вещество. Растворителем принято считать тот компонент раствора, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием раствора.

Компонентами растворов являются химически индивидуальные вещества. Эти вещества могут быть выделены из растворов методами ректификации, кристаллизации, экстракции и др. Если выделенные вещества смешать вновь, то опять можно получить раствор нужного нам состава.

Каждый из компонентов раствора равномерно распределён в массе другого и находится в растворе в виде молекул, атомов или ионов. Например, раствор сахара в воде состоит из молекул воды и молекул сахара, раствор хлорида натрия (поваренная соль) состоит из ионов соли (Na^+ и Cl^{1-}) и молекул воды. Вот почему раствор является гомогенной (однофазной) системой или ионно-молекулярной системой. В растворе отсутствует граница раздела фаз между растворителем и частицами растворённого вещества.

(Напомним, что:

- 1) химической системой называется ограниченная часть пространства, включающая какие-либо вещества. Всё, что не входит в систему, называется внешней средой.
- 2) однородная часть системы называется фазой. Фазы отделены друг от друга поверхностями раздела.
- 3) системы образованные двумя и более фазами, называются гетерогенными.
- 4) однофазные системы чаще называют гомогенными).

Растворы бывают газообразные (воздух которым мы дышим – это раствор различных газов), твёрдые (например монеты сделаны из твёрдых растворов различных металлов) и жидкие. Жидкие растворы наиболее знакомы нам из повседневной жизни, они широко применяются в промышленности, в науке, в медицине, в фармации и т.д. Поэтому основное внимание мы уделим жидким растворам.

Истинные растворы обладают рядом общих свойств:

- ✓ Истинные растворы образуются самопроизвольно при простом контакте растворяемого вещества с растворителем. Например: сахар + вода = раствор сахара в воде; хлорид натрия + вода = раствор хлорида натрия в воде.
- ✓ В растворах осуществляется процесс выравнивания концентрации компонентов по всему объёму раствора вследствие двухсторонней диффузии компонентов раствора. Диффузию можно ускорить перемешиванием раствора.
- ✓ Истинные растворы устойчивы во времени. Если растворитель не испаряется, то растворы хранятся долгое время и природа растворённого вещества не изменяется во времени.
- ✓ Истинные растворы – системы гомогенные.

РАСТВОРЫ НАСЫЩЕННЫЕ, НЕНАСЫЩЕННЫЕ И ПЕРЕСЫЩЕННЫЕ

При взаимодействии растворяемых веществ (твёрдых, жидких и газообразных) с растворителем (в жидком состоянии) образуются жидкие растворы. Соотношения компонентов при этом могут быть произвольными или ограничены некоторыми пределами, что связано с природой взаимодействующих веществ. Образование растворов связано как с разрушением структуры растворяемого вещества и взаимодействием его структурных единиц с молекулами растворителя, так и с их диффузией по всему объёму раствора, нарушением структуры растворителя и образованием структуры раствора. Диффузия (самопроизвольное распространение частиц) осуществляется за счёт теплового движения частиц и происходит в направлении выравнивания концентрации вещества по всему занимаемому им объёму.

По соотношению преобладания числа частиц, переходящих в раствор и удаляющихся из раствора, различают растворы насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные.

Насыщенным называется раствор, содержащий максимально возможное в данных условиях количество растворённого вещества. Насыщенный раствор находится в равновесии с избытком растворяемого вещества. Иначе говоря, число частиц растворяемого вещества, переходящих

из вещества в раствор, равно числу частиц растворённого вещества, переходящих из раствора в растворимое вещество, присутствующее в виде осадка в сосуде.

Ненасыщенный раствор – это такой раствор, в котором содержание растворённого вещества меньше, чем в насыщенном (при данной температуре и давлении) растворе.

Пересыщенным называется раствор, содержащий больше растворённого вещества, чем должно быть в насыщенном растворе при тех же условиях. Избыток растворённого вещества может выпасть из пересыщенного раствора в осадок, тогда раствор станет насыщенным. Пересыщенный раствор – это неустойчивая система, стремящаяся перейти в равновесное устойчивое состояние – состояние насыщенного раствора. Пересыщенный раствор, к примеру, легко образуется при осторожном охлаждении раствора ацетата кальция, насыщенного при более высокой температуре. Получаемый при охлаждении раствор характеризуется метастабильностью, т.е. такой раствор временно устойчив. Если в этот раствор ввести небольшой кристаллик ацетата кальция, то вокруг этого кусочка быстро формируются многочисленные центры кристаллизации и начинается бурный процесс закристаллизования всего объёма раствора, что сопровождается выделением большого количества тепла.

РАСТВОРЕНИЕ ВЕЩЕСТВ – ПРОЦЕСС ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЙ

Теория растворов рождалась под влиянием двух научных школ – физической и химической.

Физическая теория растворов была предложена во второй половине XIX века крупнейшими учёными того времени Вант-Гоффом, Сванте Аррениусом и другими.

[Вант-Гофф Якоб Хендрик (1852 – 1911) нидерландский физико-химик, первый лауреат Нобелевской премии по химии (1901); иностранный член-корреспондент Петербургской АН. Вант-Гофф один из основателей стереохимии, учения о растворах, химической кинетики; сформулировал теорию пространственного расположения атомов в молекулах (1874 – 1875), открыл законы химической кинетики и осмотического давления в растворах.

Аррениус Сванте Август (1859-1927) шведский физико-химик, иностранный член-корреспондент Петербургской АН, иностранный почётный член АН СССР (1925). Автор теории электролитической диссоциации, имеет труды по химической кинетике (уравнение Аррениуса), по астрономии, астрофизике и по биологии. Лауреат Нобелевской премии (1903)]

Согласно физической теории растворов, растворитель рассматривается как некая индифферентная среда, в которой при растворении вещества его молекулы равномерно распределяются (размешиваются) по всему объёму раствора. В этой теории просматривается аналогия с образованием смесей газов. Авторы физической теории растворов считали, что в растворе отсутствует межмолекулярное взаимодействие между частицами растворённого вещества и эти частицы не взаимодействуют с растворителем.

Химическая теория растворов разрабатывалась Д.И. Менделеевым (1887) и его учениками (И.А. Каблуковым, В.А. Кистяковским).

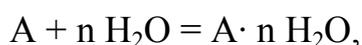
[Менделеев Дмитрий Иванович (1834-1907), русский химик, разносторонний учёный, педагог, прогрессивный общественный деятель. Открыл (1869) периодический закон химических элементов – один из основных законов естествознания. Автор более 500 печатных трудов, среди которых классический труд «Основы химии». Д.И. Менделееву принадлежит первое стройное изложение неорганической химии. Он автор фундаментальных трудов по химии, химической технологии, физики и так далее (круг интересов Д.И. Менделеева настолько широк, что перечислить его работы в разных областях науки очень трудно). Д.И. Менделеев был профессором Петербургского университета (1865-1890), ушел в отставку в знак протеста против притеснения студенчества. С 1876 года член-корреспондент Петербургской АН. Организатор и первый директор (1893) Главной палаты мер и весов].

Авторы химической теории растворов считали, что в растворах существует взаимодействие между молекулами компонентов, образующих раствор. Такой вывод Д.И. Менделеев сделал на основе многочисленных экспериментальных фактов. Укажем основные из этих фактов:

- ✓ Часто при смешивании жидких веществ объём полученного раствора не равен сумме объёмов жидкостей. Например, при смешивании 500 мл воды с 500 мл этилового спирта суммарный объём становится равным 950 мл. Следовательно, при растворении спирта в воде происходит сжатие системы. Это явление носит название контракция.
- ✓ Растворение веществ часто сопровождается тепловым эффектом (при растворении веществ часто выделяется или поглощается теплота). Например, растворение серной кислоты или едких щелочей сопровождается значительным выделением энергии, а растворение нитрата аммония – поглощением теплоты.
- ✓ Было отмечено, что иногда при растворении веществ меняется цвет раствора. Это свидетельствует о том, что в растворе идёт процесс взаимодействия между растворителем и растворяемым веществом. Например, при растворении бесцветного сульфата меди (II) раствор становится голубым.

На основе проведения глубоких и обширных исследований в области растворов, Д.И. Менделеев сделал вывод о том, что при растворении веществ в воде идёт процесс химического взаимодействия частиц растворимого вещества с молекулами растворителя. Этот процесс получил название сольватации, а если растворителем является вода, то гидратации. В результате гидратации (сольватации) в водных растворах образуются гидраты. Гидраты это непрочные соединения, имеющие переменный состав. Например: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

В общем виде процесс образования гидратов можно представить следующей схемой:



где A – молекула растворимого вещества, H_2O – молекула воды, n – небольшое целое число (обычно от 2 до 10), а $A \cdot n \text{H}_2\text{O}$ – гидрат.

Процесс присоединения воды к молекулам, атомам или ионам может протекать без разрушения молекул воды и с разрушением молекул воды. Гидратация без разрушения молекул воды приводит к образованию гидратов.

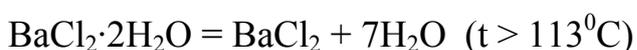
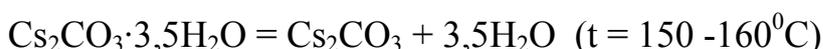
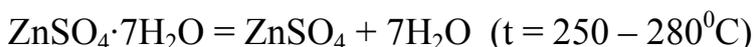
Лёгкость образования гидратов, и их прочность зависят от полярности молекул растворителя и растворимого вещества. Главную роль в образовании гидратов (сольватов) играют межмолекулярные, ион-дипольные силы и водородная связь. Гидратация в растворе – частный случай сольватации. Состав гидратов не постоянен, поэтому их нельзя рассматривать как химические соединения. Состав гидратов в значительной степени зависит от природы веществ, образующих раствор, концентрации раствора, температуры. Обычно при понижении температуры число молекул растворителя, связанных с молекулами растворённого вещества, убывает, а при уменьшении концентрации раствора – повышается. Полярные молекулы воды часто настолько прочно связаны с молекулами растворённого вещества, что при медленном удалении растворителя из раствора (испарение растворителя) какая-то часть молекул воды входит в состав кристаллов осадка, образуя кристаллогидраты ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, и т.п.). Вода, входящая в состав кристаллогидратов называется кристаллизационной водой или гидратной водой.

При растворении в воде безводного хлорида железа (III) происходит энергичное взаимодействие молекул воды с ионом Fe^{3+} и образуются очень

прочные комплексные частицы $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Если медленно удалить растворитель из раствора, то получается кристаллогидрат $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (точнее комплексное соединение $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$). Удалить из этого соединения воду при нагревании и получить FeCl_3 невозможно. Распад этого соединения при нагревании идёт по схеме:



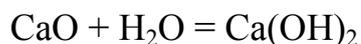
Существуют кристаллогидраты в которых молекулы кристаллизационной воды связаны с молекулами соли гораздо слабее и поэтому при нагревании довольно легко удаляются из кристаллогидратов:



Для каждого кристаллогидрата характерно определённое равновесное давление водяного пара, зависящее от температуры. Если это давление над кристаллогидратом больше, чем парциальное давление водяных паров в окружающей среде при той же температуре, то кристаллогидрат постепенно теряет воду («выветривается»); в противоположном случае кристаллогидрат поглощает воду и даже может в ней раствориться («расплывается»).

Следует отметить, что в обыденной жизни мы сталкиваемся со многими кристаллогидратами, которые имеют тривиальные названия. Например, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – железный купорос, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – никелевый купорос, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – алюмокалиевые квасцы, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – горькая соль, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – бура и т.д. Безводные соли имеют другие названия: CuSO_4 – сульфат меди (II); CaCl_2 – это хлорид кальция или безводный хлорид кальция, а $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – это гексагидрат хлорида кальция. Безводный карбонат натрия называют «кальцинированная сода» («кальцинация» означает «прокаливание»), при прокаливании кристаллическая сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ теряет кристаллическую воду. Известны случаи, когда одной и той же соли соответствуют кристаллогидраты с разным содержанием кристаллизационной воды. Например: при температуре ниже 9°C устойчив $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, в интервале температур от 9° до 26°C – $\text{MgSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, а при более высокой температуре устойчив $\text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Гидратация с разрушением молекул воды широко распространена в неорганической и органической химии. Например, гидратация оксидов элементов в зависимости от их природы приводит к образованию щелочей или кислот:



Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева сыграла большую роль в понимании внутренней структуры растворов. Ученики Д.И. Менделеева – И.А. Каблуков, В.А. Кистяковский и другие успешно развивали теорию растворов.

[**Каблуков И.А.** (1857-1942) – российский физикохимик, почётный член АН СССР (1932). В 1881 году стажировался в Петербургском университете у А.М. Бутлерова, в 1889 году работал в Лейпцигском университете у В.Ф. Оствальда. Основные труды в области электрохимии неводных растворов. Развил (одновременно с В.А. Кистяковским 1869-1890) представления о сольватации ионов, разработал каталитический способ получения формальдегида на платинированном асбесте, изучал природу солевых растворов, изучал химический состав мёда, воска, пчелинового клея и т.д. Герой Труда (1924).

Кистяковский В.А. (1865-1952), российский физикохимик и электрохимик, академик АН СССР (с 1929), академик АН УССР (с 1919). Закончил С.-Петербургский университет (1889), стажировался в Германии в лаборатории В.Ф. Оствальда, где познакомился со С. Аррениусом. Основал первую в России лабораторию физической химии и теоретической электрохимии. Основные труды в области физической химии, химической термодинамики, электрохимии, коллоидной химии. Одним из первых выдвинул идею объединения химической теории растворов Менделеева и физической теории электролитической диссоциации Аррениуса. Ввёл (совместно с И.А. Каблуковым) представление о сольватации ионов, впервые составил таблицу электродных потенциалов, выполнил обширные исследования в электрохимии.]

Работы учёных в области изучения растворов привели к возникновению физико-химической теории растворов, в которую вошли все достижения физической и химической теории растворов. Структура растворов очень сложна и поэтому до сих пор нет строгой идеальной теории растворов, работы в области теории растворов продолжают вносить свой вклад в теорию растворов.

Современное определение понятия «раствор» имеет следующую формулировку:

Растворы – это гомогенные физико-химические системы, состоящие из частиц растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия.

МЕХАНИЗМ ПРОЦЕССА РАСТВОРЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Растворение - это одно из наиболее ярких проявлений взаимодействия между частицами (молекулами, ионами) различной химической природы.

Способность веществ растворяться, то есть способность веществ диспергироваться (разрушаться) в другом веществе до молекул или ионов и равномерно распределяться по всему объему этого вещества, образуя гомогенную систему – раствор, зависит от природы растворяющегося вещества и природы растворителя. Растворитель в этих процессах играет очень важную роль.

Механизм растворения в воде газов и жидкостей сравнительно прост. Частицы газа или жидкости равномерно распределяются среди молекул растворителя, образуя раствор.

Механизм растворения в воде твердых тел более сложен. При растворении кристаллов полярные молекулы воды, ориентируются вокруг ионов кристаллической решетки, уменьшают силы притяжения между этими частицами, способствуют их высвобождению из решетки и переходу в раствор. Схема этого процесса представлена на рис.

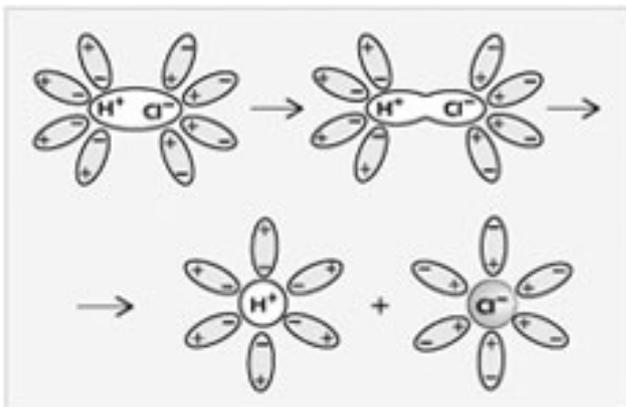


Рис. 1 Механизм растворения веществ с ковалентно-полярным типом связи.

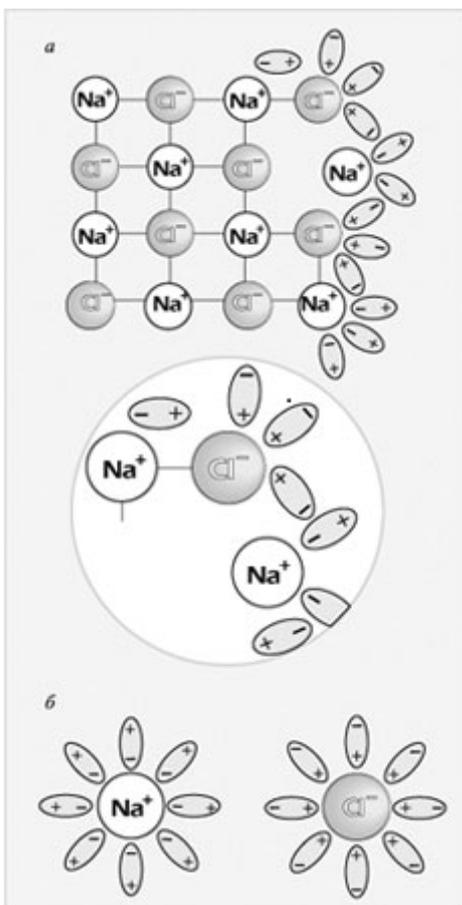


Рис. 2 Механизм растворения веществ с ионным типом связи и ионной кристаллической решеткой.

В кристаллах с ионными решетками (хлорид натрия, хлорид калия и т.п.) компенсация сильных электростатических сил решетки возможна только в том случае, если молекулы растворителя способны образовывать с ионами, входящими в состав кристаллической решетки, эквивалентные (равноценные) силы сольватации. Полярные молекулы воды обладают большой способностью к сольватации ионов за счет действия ион-дипольных сил. В итоге молекулы воды ”вырывают” из кристаллической решетки хлорида натрия ионы хлора и натрия и в растворе появляются гидратированные ионы (см. рис.).

Твердое вещество растворяется тем легче, чем меньше энергия связи между частицами кристаллической решетки и чем больше энергия связи между ними и полярными молекулами растворителя. По этому механизму в воде растворяются ионные соединения. Соединяясь с молекулами воды, частицы таких веществ переходят в жидкость в виде сольватов (гидратов).

Растворимость солей связана с теплотой их растворения, и поэтому её нельзя предсказать только на основе рассмотрения кристаллических свойств.

Поэтому для качественной оценки растворимости солей используют следующие эмпирические правила:

В воде растворимы:

- ✓ все ацетаты, нитраты, нитриты и хлораты;
- ✓ все хлориды, бромиды и йодиды, за исключением солей серебра, свинца и соединений ртути (I), а также йодида ртути (II);
- ✓ все сульфаты, за исключением сульфатов бария, кальция, стронция и свинца;
- ✓ все соли аммония, натрия, калия, рубидия и цезия с обычными анионами.

В воде нерастворимы:

- ✓ все оксиды и гидроксиды, за исключением тех, в состав которых входят ионы щелочных металлов, аммония и щелочноземельных металлов кальция, стронция и бария;
- ✓ все карбонаты, фосфаты, арсенаты, бораты и силикаты, за исключением тех, в состав которых входят ионы щелочных и щелочноземельных металлов, а также аммония;
- ✓ все сульфиды, за исключением тех, в состав которых входят ионы щелочных, щелочноземельных металлов, а также аммония.

Причина нерастворимости таких ионных соединений, как, например, хлорид серебра или йодид серебра, заключается в том, что энергия связи ионов в кристаллической решетке этих соединений значительно выше энергии гидратации частиц, образующих данную решетку.

Растворение многих неионных веществ, например сахара, мочевины, спирта или глицерина, в воде также объясняется сольватацией. Растворяемые вещества подобного типа состоят из полярных молекул и поэтому вступают в диполь-дипольное взаимодействие с растворителем.

Кристаллы с атомными решетками (алмаз, графит) не растворяются ни в одном растворителе, так как ни один из растворителей не способен разорвать ковалентные связи между атомами в этих решетках. Разрыв таких ковалентных связей явился бы химическим превращением одного вещества в другое. По этой же причине не растворяются и металлы (отметим, что

”растворение” металлов в кислотах является химическим превращением металла в соль). В воде не растворяются молекулярные кристаллы (кристаллы парафина, нафталина), так как молекулы воды довольно прочно связаны водородными связями, и эти связи могут разорваться только при образовании связей той же природы и прочности с молекулами вещества. Парафин и нафталин могут образовывать лишь вандерваальсовы силы, а они слишком слабы, чтобы при их образовании разрывались связи между молекулами воды.

ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РАСТВОРЕНИЯ

Тепловой эффект растворения (Q_p) определяется двумя факторами:

1. Растворение твердого вещества в воде сопровождается разрушением кристаллической решетки. Этот процесс требует затраты энергии в форме теплоты ($- Q_{кр}$).
2. Частица вещества, попав в раствор, подвергается гидратации. Процесс взаимодействия такой частицы с молекулами растворителя энергетически выгоден, т.е. идет с выделением энергии ($+ Q_{гидр}$). В результате такого процесса образуются гидраты.

Общий тепловой эффект растворения можно выразить следующим образом:

$$Q_p = - Q_{кр} + Q_{гидр}$$

Если тепловой эффект растворения положительный ($Q_p > 0$), то после растворения вещества раствор становится теплее, чем был до растворения. Это означает, что процесс гидратации идет со значительным выделением тепла, энергии выделяется больше, чем требуется на разрыв связей в кристаллической решетке. Например, при растворении безводного хлорида кальция, хлорида алюминия происходит выделение энергии. Если же тепловой эффект отрицательный ($Q_p < 0$), то раствор становится более холодный, чем он был до растворения вещества. Иногда температура может опуститься ниже 0°C , например, при растворении нитрата натрия и нитрата аммония. В редких случаях $Q_p = 0$, температура раствора в этих случаях не меняется. Так, например, идет растворение хлорида натрия. Для твердых веществ, которые растворяются с поглощением теплоты, процесс

растворения является эндотермическим и является энергетически невыгодным. Почему же этот процесс протекает?

В природе самопроизвольно могут протекать процессы экзотермические, что можно объяснить стремлением системы к минимуму энергии. Возможность протекания эндотермических процессов связана с изменением другого свойства, которое называется *энтропией*. Энтропия есть мера неупорядоченности системы. Согласно определению энтропии, данным Больцманом:

Энтропия (S) пропорциональна логарифму термодинамической вероятности (W) состояния системы

$$S = k \cdot \ln W,$$

где k – постоянная Больцмана. Термодинамическая вероятность определяется числом микросостояний, которыми может осуществляться рассматриваемое состояние системы.

[**Больцман Людвиг** (1844-1906) австрийский физик, один из основателей статистической физики и физической кинетики, иностранный член-корреспондент Петербургской АН. Вывел функцию распределения, названную его именем и основное кинетическое уравнение газов. Дал (1872) статистическое обоснование второго начала термодинамики].

При растворении твёрдых веществ значительно увеличивается число вероятных состояний частиц, т.е. растёт энтропия. Это и является причиной осуществления энергетически невыгодного процесса растворения некоторых веществ (NH_4NO_3 , NaNO_3 и др.). Увеличение энтропии определяет возможность самопроизвольного протекания таких процессов, как растворение, диффузия газов и жидкостей, осмос и других. Необходимо подчеркнуть, что на увеличении энтропии тратится теплота.

Без постороннего вмешательства невозможен ни один процесс, результатом которого является повышение порядка в системе, т.е. уменьшения энтропии. Поставляя в систему достаточную энергию, можно заставить протекать реакцию, даже если в результате неё происходит уменьшение энтропии. Но если не поставлять достаточной энергии, реакция, приводящая к повышению упорядоченности, никогда не произойдёт.

РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ, ЕЁ КОЛИЧЕСТВЕННАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Растворимость веществ – это их способность образовывать раствор при контакте с другим веществом. Растворимость веществ зависит от их природы, природы растворителя, температуры, агрегатного состояния вещества до растворения. Иначе говоря, растворимость определяется физическим и химическим сродством молекул растворителя и растворяемого вещества, соотношением энергий взаимодействия однородных и разнородных компонентов раствора. Хорошо растворяются друг в друге подобные по физическим и химическим свойствам вещества (эмпирическое правило «подобное растворяется в подобном»). Вещества с ионным типом связи и с полярными ковалентными связями хорошо растворяются в полярных растворителях (воде, этаноле, жидком аммиаке). Вещества с неполярными связями хорошо растворимы в неполярных растворителях (бензоле, сероуглероде).

Самый распространенный жидкий растворитель – вода, для нее температура растворения веществ ограничивается интервалом температур от 0 до 100⁰С. Большинство растворяющихся в воде веществ являются твердыми, а по типу – солями и гидроксидами.

Способность твердого вещества переходить в раствор не беспредельна. При введении в стакан с водой (температура опыта постоянна) первая порция вещества полностью растворяется и образуется раствор. Такой раствор является ненасыщенным. В таком растворе возможно растворение следующих порций вещества до тех пор, пока вещество не перестанет переходить в раствор и часть добавленного вещества останется на дне стакана в виде осадка. Раствор, находящийся над осадком, называют насыщенным. Состав насыщенного раствора остается постоянным, так как скорость растворения вещества равна скорости кристаллизации данного вещества. Между веществом в осадке и веществом в растворе устанавливается гетерогенное равновесие при данной температуре: число молекул вещества, переходящее в раствор из осадка, равно числу молекул вещества, которое переходит из раствора в осадок, т.е. процесс обратимый.

Это можно представить в следующем виде:

Растворяемое вещество + растворитель \leftrightarrow Вещество в растворе $\pm Q$

Содержание вещества в насыщенном растворе при данной температуре количественно характеризуется тем максимальным числом граммов

вещества, которое способно раствориться при данной температуре в 100 г воды (растворителя). Эта величина и есть количественное выражение растворимости веществ. Ее выражает коэффициент растворимости, который обозначают часто по-разному: « S », « γ », « K »; численное значение коэффициента растворимости указывает на максимальную массу вещества, которая при данной температуре растворяется в 100 г растворителя.

Растворимость веществ в различных растворителях меняется в широких пределах. Если в 100г воды растворяется более 10 г вещества, то вещество является легкорастворимым, если менее 1 г вещества, то вещество – трудно растворимо, а если растворяется менее 0,01 г вещества, то это означает, что вещество практически нерастворимо.

Растворение твердых веществ в воде чаще бывает процессом эндотермическим, так как во многих случаях при гидратации выделяется теплоты меньше, чем тратится на разрушение кристаллической решетки вещества. Соотношение этих двух величин определяется общим тепловым эффектом растворения. Если Q_p имеет положительное значение, то растворимость твердого вещества с повышением температуры уменьшается, а при отрицательном значении Q_p – увеличивается.

Рассмотрим зависимость растворимости веществ от температуры.

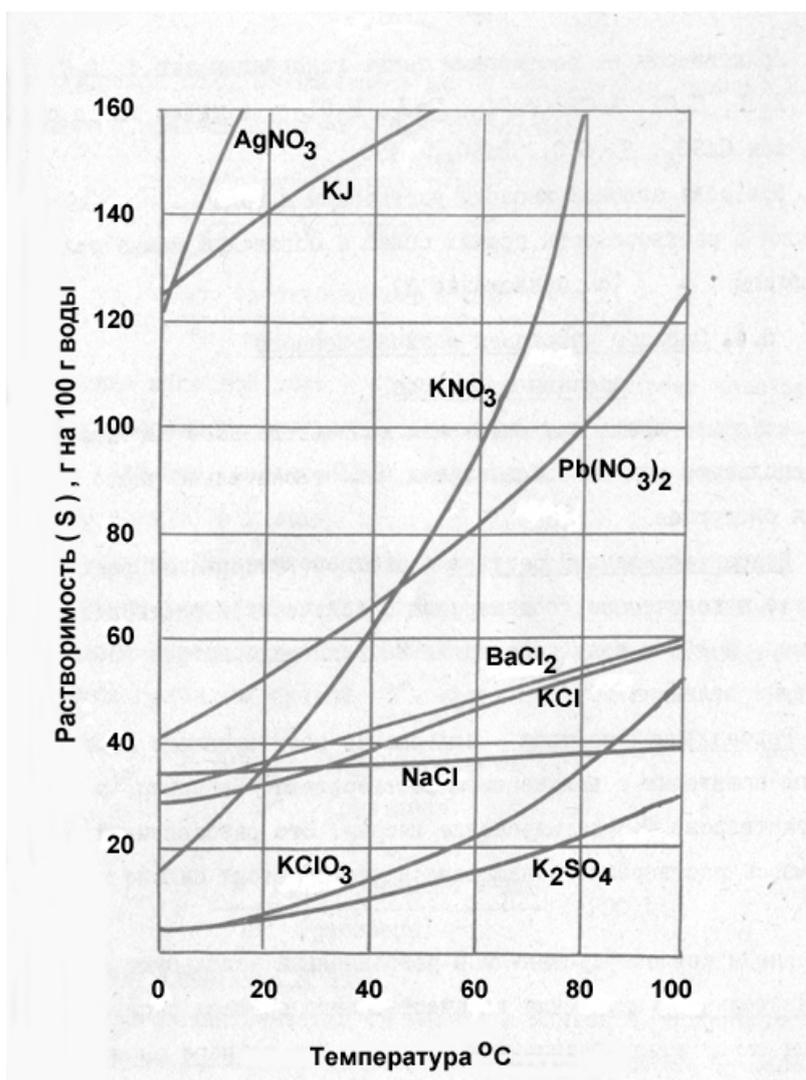


Рис. 3 Зависимость растворимости веществ от температуры.

Из данных, представленных на графике, следует, что, как правило, растворимость веществ растёт с ростом температуры причём это изменение у одних веществ мало, у других велико. Растворимость нитрата калия, нитрата серебра резко увеличивается с повышением температуры. В 100 г воды может раствориться больше 100 г нитрата калия. А растворимость хлорида натрия мало изменяется с температурой. Кривая растворимости сульфата натрия имеет сложный вид. Это связано с тем, что происходит изменение состава твёрдой фазы: кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ переходит в безводный сульфат натрия (Na_2SO_4).

Анализ кривых растворимости отдельных солей позволяет определить знак теплового эффекта их растворения. Сопоставляя небольшое увеличение растворимости хлорида натрия при повышении температуры с резким возрастанием растворимости нитрата калия в том же интервале температур, можно сделать вывод, что растворение хлорида натрия сопровождается

слабым эндотермическим эффектом, а растворение нитрата калия – более сильным. Излом на кривой растворимости сульфата натрия свидетельствует о том, что растворение $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ представляет собой эндотермический процесс, а растворение безводного сульфата натрия – экзотермический процесс.

Растворимость жидкостей в жидкостях имеет свои особенности. Можно выделить три случая:

1. Две жидкости могут неограниченно смешиваться друг с другом в любых соотношениях и образовывать гомогенную систему. Такими системами являются, например, вода – этиловый спирт, вода – серная кислота, вода – уксусная кислота и т.п.
2. Может наблюдаться полное отсутствие взаимной растворимости (системы вода – ртуть, вода – углеводороды и т.д.
3. Возможна ограниченная растворимость. Некоторые жидкости растворяются друг в друге до известного предела. Так, если смешивать эфир с водой, то образуется два слоя: верхний представляет собой насыщенный раствор воды в эфире, а нижний – насыщенный раствор эфира в воде.

Во многих случаях ограниченная растворимость двух жидкостей с увеличением температуры возрастает и при достаточно высокой температуре эти жидкости неограниченно смешиваются. Примером может служить система вода – фенол. Для некоторых систем наоборот взаимная растворимость двух жидкостей увеличивается с понижением температуры. Например: система вода – диэтиламин.

Основные закономерности взаимной растворимости жидкостей были впервые установлены В.Ф. Алексеевым.

[Алексеев Владимир Фёдорович (1852-1919) русский физико-химик, изучал взаимную растворимость жидкостей, первым показал существование критической температуры растворения (1876)]

Если в систему, состоящую из двух несмешивающихся жидкостей, ввести третий компонент, способный растворяться в каждой из этих жидкостей, то он будет распределяться между обеими жидкостями пропорционально своей растворимости в каждой из них. Согласно закону распределения „для каждой данной температуры отношение концентраций третьего компонента в двух несмешивающихся жидкостях является величиной постоянной при различных его концентрациях”. Пользуясь законом распределения, можно

производить расчеты, связанные с эффективностью экстрагирования (извлечения). Метод экстрагирования нашел широкое применение в промышленности, в лабораторных и медико-биологических исследованиях.

Растворимость газов в жидкостях, в частности в воде, также весьма различна. Некоторые газы, например азот, водород очень мало растворимы в воде, а растворимость других, например аммиака, хлороводорода - очень велика. Известно, что при испарении жидкостей в пар переходят молекулы, обладающие повышенной кинетической энергией (по сравнению со средней энергией молекулы в жидкости). При растворении газов в жидкий раствор будут переходить молекулы, обладающие пониженной кинетической энергией. Доля таких молекул будет тем меньше, чем выше будет температура. Отсюда ясно, что растворимость газов уменьшается с ростом температуры. При заданной температуре количество таких молекул пропорционально давлению газа. Следовательно, количество растворенного в жидкости газа должно быть пропорционально его давлению, что выражается законом Генри (1803 год):

при постоянной температуре и невысоких давлениях растворимость газа в данной жидкости пропорциональна давлению этого газа над раствором.

[Генри Джозеф (1797-1878) американский физик. Построил мощные электромагниты и электродвигатель, открыл (1832, независимо от М. Фарадея) самоиндукцию, установил (1842) колебательный характер разряда конденсатора. Генри был первым директором Смитсоновского института].

Математическое выражение закона Генри имеет вид:

$$C = k \cdot P,$$

где C – массовая концентрация растворённого газа; P – его давление; k – коэффициент пропорциональности, называемый *константой Генри* или коэффициентом Генри. Константа Генри зависит от природы газа и растворителя, а её численное значение определяется выбором единиц давления и концентрации.

Закон Генри справедлив для разбавленных растворов, малых давлений и при отсутствии химического взаимодействия между молекулами растворяемого газа и молекулами растворителя.

Присутствие в растворителе посторонних веществ, как правило, уменьшает растворимость данного растворяющегося вещества в данном растворителе. Уменьшение растворимости веществ в присутствии солей называется высаливанием.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ НЕКОТОРЫХ ЗАДАЧ НА РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ

Рассмотрим решения некоторых типовых задач на растворимость веществ.

Пример № 1

Растворимость вещества «А» при 30⁰ С равна 24 г на 100 г воды. Определите массовую долю вещества «А» в насыщенном растворе.

Решение.

Найдём массу насыщенного раствора вещества «А»:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{воды}) + m(\text{соли}) = 100 + 24 = 124 \text{ г.}$$

Найдём массовую долю соли в насыщенном растворе:

$$\omega(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})}; \quad \omega(\text{соли}) = \frac{24}{124} = 0,1935 \text{ или } 19,35\%.$$

Пример № 2

Массовая доля некоторой соли в насыщенном растворе при 25⁰ С равна 22%. Определите растворимость соли при данной температуре.

Решение.

Определим массу соли в 100 г насыщенного раствора:

$$m(\text{соли}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{соли}); \quad m(\text{соли}) = 100 \cdot 0,22 = 22 \text{ г}$$

Вычислим массу воды в 100 г раствора:

$$m(\text{ воды}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{соли}) = 100 - 22 = 78 \text{ г (H}_2\text{O)}$$

Определим растворимость соли при данной температуре:

В 78 г воды растворяется 22 г соли

В 100 г воды ----- х г соли х = 28,2 г

Ответ: растворимость соли при 25⁰ С равна 28,2 г на 100 г воды.

Пример № 3

Растворимость некоторой безводной соли при 80⁰ С составляет 30 г, а при 10⁰ С – 8 г на 100 г воды. Какая масса (в граммах) соли выделится при охлаждении 100 г насыщенного при 80⁰ С раствора до 10⁰ С?

Решение.

Составим пропорцию:

Из 130 г (100 + 30) раствора выделится при охлаждении 22 г (30 – 8) соли

Из 100 г раствора ----- х г соли

$$X = \frac{22 \cdot 100}{130} = 16,92 \text{ г}$$

Ответ: при охлаждении раствора выделится 16,92 г соли.

Пример № 4

Растворимость некоторой соли при 0° С и при 80° С равна соответственно 35,7 г и 38,1 г. Какая масса соли (в г) выпадет в осадок, если охладить 500 г насыщенного раствора этой соли от 80° С до 0° С?

Решение.

Вариант 1

Определим массовые доли соли в насыщенных водных растворах при 80° С и 0° С:

$$\omega(\text{соли при } 0^\circ \text{ С}) = \frac{35,7}{135,7} = 0,263; \quad \omega(\text{соли при } 80^\circ \text{ С}) = \frac{38,1}{138,1} = 0,2759$$

Найдём массу растворённой соли в 500 г раствора при 80° С:

$$m(\text{соли}) = 500 \text{ г} \cdot 0,2759 = 137,95 \text{ г}$$

При охлаждении раствора из него выпадает соль, примем массу соли за «х» граммов.

Зная, массовую долю соли в охлаждённом растворе [$\omega(\text{соли при } 0^\circ \text{ С}) = 0,263$], составим уравнение и решим его относительно х:

$$\frac{(137,95 - x)}{(500 - x)} = 0,263; \quad x = 8,75 \text{ г}$$

Ответ: при охлаждении раствора в осадок выпадет 8,75 г соли

Вариант 2

Определим, какая масса соли содержится в 500 г насыщенного при 80° С растворе, для этого составим пропорцию:

(100 + 38,1) г насыщенного раствора содержит 38,1 г соли

500 г ----- x_1 г соли

$$X = 137,94 \text{ г}$$

При охлаждении раствора в осадок выпадает соль, содержание воды в растворе не изменяется. Поэтому найдём массу воды в 500 г насыщенного при 80°C растворе: $m(\text{воды}) = 500 - 137,94 = 362,06 \text{ г}$

Далее, зная растворимость соли при 0°C , вычислим, какая масса соли может раствориться при 0°C в 362,06 г воды:

В 100 г воды при 0°C растворяется 35,7 г соли

В 362,06 г ----- x_2 г соли $x_2 = 129,26 \text{ г}$

Находим массу соли, выпадающей в осадок при охлаждении 500 г раствора от 80°C до 0°C :

$$m(\text{соли}) = x_1 - x_2 = 137,94 - 129,26 = 8,7 \text{ г.}$$

Ответ: при охлаждении раствора в осадок выпадет 8,75 г со

Пример № 5

Определите массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, которая выпадет в осадок при охлаждении 513,2 г насыщенного при 80°C раствора сульфата натрия до 10°C . Растворимость безводного сульфата натрия (Na_2SO_4) при 80°C равна 28,3 г, а при 10°C - 9,0 г в 100 г воды.

Решение.

Определим массовые доли Na_2SO_4 в насыщенных водных растворах при 10°C и при 80°C :

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ при } 10^{\circ}\text{C}) = \frac{9,0 \text{ г}}{109,0 \text{ г}} = 0,0826; \quad \omega(\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ при } 80^{\circ}\text{C}) = \frac{28,3 \text{ г}}{128,3 \text{ г}} = 0,2206.$$

В 513,2 г насыщенного раствора сульфата натрия при 80°C будет растворено:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 513,2 \cdot 0,2206 = 113,2 \text{ г.}$$

При охлаждении этого раствора до 10°C из него выпадет x г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Выразим массовую долю Na_2SO_4 в кристаллогидрате $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, обозначив массовую долю W :

$$W(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} = \frac{142,0 \text{ г}}{322,0 \text{ г}} = 0,441 \quad (\text{или } 44,1\%).$$

Зная массовую долю соли в насыщенном растворе при 10°C , составим уравнение и решим его относительно x :

$$0,0826 = \frac{(113,2 \text{ г} - W \cdot x)}{(513,2 \text{ г} - x)}, \quad x = 197,6 \text{ г}$$

Ответ: при охлаждении раствора выпадает 197,6 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

ЗАДАЧИ

для самостоятельной работы по растворимости веществ

1. Растворимость пищевой соды NaHCO_3 при 20°C составляет 9,6 г на 100 г воды. Вычислите массовую долю пищевой соды в насыщенном растворе. *Ответ:* 8,76%.
2. Коэффициент растворимости вещества при данной температуре равен 20 г на 100 г воды. Какая масса вещества содержится в 600 г насыщенного при данной температуре раствора? *Ответ:* 100 г
3. Растворимость хлорида бария BaCl_2 в 100 г воды составляет 52,2 г при 80°C и 36,2 г в 100 г воды при 20°C . Вычислите массу соли, которая выпадает в осадок при охлаждении 200 г насыщенного при 80°C раствора хлорида бария до 20°C . *Ответ:* масса осадка 20,71 г.
4. Какая масса воды потребуется для приготовления насыщенного при 20°C раствора поваренной соли (NaCl) из 5 г соли? Растворимость хлорида натрия при 20°C составляет 35,9 г на 100 г воды). *Ответ:* 13,9 г.
5. Какую массу воды нужно взять для приготовления насыщенного при 20°C раствора нитрата натрия (NaNO_3) из 20 г нитрата натрия? *Ответ:* 22,8 г.
6. Какую массу хлорида натрия нужно добавить к 50 г воды, чтобы получить насыщенный при 20°C раствор? (Растворимость поваренной соли при 20°C составляет 35,9 г на 100 г воды). *Ответ:* 17,9 г.
7. Какую массу нитрата натрия потребуется добавить к 80 г воды, чтобы получить насыщенный при 40°C раствор? (растворимость нитрата натрия при 40°C составляет 104,9 г на 100 г воды. *Ответ:* 83,9 г.
8. Вычислите растворимость бертолетовой соли при 20°C , если данной температуре в 300 г воды удаётся растворить 21,9 г этой соли. *Ответ:* 7,3 г на 100 г воды.

9. Вычислите растворимость сулемы (HgCl_2) при 25°C , если в 500 г воды при данной температуре удалось растворить 36,5 г сулемы.
Ответ: 7,3 г на 100 г воды.
10. Растворимость сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 100 г воды при 0°C составляет 179 г, а при 100°C – 487 г. Какова масса сахара, который можно растворить:
а) в 200 г замерзающей воды (при 0°C); б) в такой же массе кипящей воды (при 100°C)? Какая масса сахара должна выпасть в осадок, если полученный при 100°C насыщенный раствор охладить до 0°C ?
Ответ: 358 г; 974 г; 616 г.
11. Растворимость поваренной соли при 20°C составляет 35,9 г /100 г воды, а при 80°C – 38,1 г/100 г воды. Какую массу поваренной соли надо добавить к 250 г горячей воды, чтобы получить насыщенный раствор? Вычислите, какая масса поваренной соли должна выпасть в осадок при остывании такого раствора до 200°C .
Ответ: 95,3 г; 5,63 г.
12. Вычислить массу хлорида натрия и воды, которые надо взять, чтобы получить 500 г насыщенного при 20°C раствора. (Растворимость поваренной соли при 20°C составляет 35,9 г на 100 г воды).
Ответ: 132 г; 368 г.
13. Какова масса нитрата бария в насыщенном при 25°C растворе? (Растворимость нитрата бария при 25°C составляет 10,3 г на 100 г воды).
Ответ: 9,3%.
14. Является ли 10%-ный раствор сульфата магния насыщенным при 20°C ? (Растворимость сульфата магния при 20°C составляет 35,1 г на 100 г воды.) Ответ подтвердите расчётами.
Ответ: нет.
15. Растворимость перманганата калия при 30°C составляет 9 г на 100 г воды. Является ли раствор с массовой долей данного вещества 8,26% насыщенным? Ответ подтвердите расчётами.
Ответ: да.
16. Растворимость нитрата калия при 70°C составляет 138 г на 100 г воды, а при 20°C составляет 31,6 г на 100 г воды. Вычислите массу осадка, который выпадет при охлаждении 400 г насыщенного при 70°C раствора и охлаждённого до 20°C ?
Ответ: 189,5 г.
17. Растворимость дихромата калия в 100 г воды при 80°C составляет 73,0 г, а при 20°C – 12,3 г. Какова масса осадка, который образуется при охлаждении 200 г насыщенного раствора при 80°C до 20°C ?
Ответ: 69,7 г.
18. Растворимость хлората калия при 70°C равна 30,2 г, а при 30°C – 10,1 г. Какая масса хлората калия (в граммах) выделится из 70 г насыщенного при 70°C раствора при охлаждении раствора до 30°C .
Ответ: 10,81 г
19. Какая масса (в граммах) нитрата серебра выделится из раствора, насыщенного при 100°C и охлаждённого до 0°C , если было взято 50 мл воды? Растворимость соли при 100°C составляет 34,2 г на 100 г воды, а при 0°C – 5 г на 100 г воды.
Ответ: 14,6 г.

20. Растворимость гидроксида стронция в воде при 100°C равна 28 г, при 25°C равна 1 г на 100 г воды. 200 г раствора гидроксида стронция, насыщенного при 100°C , охладили до 25°C . Найдите массу кристаллогидрата $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, выпадающего в осадок при охлаждении раствора.
21. Сколько граммов азотнокислого бария выделится из раствора насыщенного при 100°C и охлаждённого до 0°C если воды в растворе было 50 мл? Растворимость азотнокислого бария при 100° равна 34,2 г на 100 г воды, а при 0°C – 5 г.
22. Сколько граммов сульфата калия выделится из 100 г насыщенного при 100°C раствора и охлаждённого до 0°C , если известно, что при 100°C в 100 г раствора содержится 15,4 г сульфата калия, а при 0°C в 100 г раствора содержится 6,85 г соли?
23. Определите массу кристаллогидрата сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, который выкристаллизуется при охлаждении 821 г насыщенного при 80°C раствора сульфата магния до 20°C ? Растворимость сульфата магния при 80°C равна 64,2 г на 100 г воды, а при 20°C – 44,5 г на 100 г воды.
24. Определите массу йодида калия, которая выпадет в осадок при охлаждении 657 г насыщенного при 80°C раствора до 20°C ? Растворимость йодида калия при 80°C равна 192 г на 100 г воды, а при 20°C – 144 г.
25. Растворили при 80°C 99,8 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 164 мл воды. Затем раствор был охлаждён до 10°C , при этом образовался осадок медного купороса массой 30 г. Был ли сульфат меди (II) чистым веществом или содержал примеси? *Ответ:* содержал примеси.
26. Сколько граммов медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) может быть получено из 300 г насыщенного при некоторой температуре раствора сульфата меди (II), если растворимость этой соли при данной температуре составляет 20 г сульфата меди (II) на 100 г воды.
27. Одинаковая ли масса соли серебра будет осаждаться из 10 г 30%-ного раствора нитрата серебра при взаимодействии с растворами хлорида натрия, хлорида калия и раствором хлороводородной кислоты, массой по 10 г каждый, с массовой долей каждого вещества в растворе равной 3%-там?
28. Определить массовую долю хлорида аммония в насыщенном при 50°C растворе, если растворимость этой соли при данной температуре составляет 50 г на 100 г воды.
29. Из 20,2 г насыщенного при 16°C раствора сульфата натрия при выпаривании воды получено 6,2 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Определите растворимость сульфата натрия (Na_2SO_4) в граммах в расчёте на 100 г воды.
30. Железный купорос ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) массой 139 г растворили при 20°C в воде и получили насыщенный раствор. При охлаждении этого раствора

- до 10°C выпал осадок кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Найдите массу выпавшего осадка и массовую долю сульфата железа (II) в оставшемся растворе, если растворимость сульфата железа (II) при 20°C равна 26 г на 100 г воды, а при 10°C – 20 г на 100 г воды.
31. Из 400 мл 25%-ного раствора сульфат меди (II) (плотность р-ра 1,19 г/мл) при охлаждении выпал осадок пентагидрата сульфат меди (II) массой 50 г. Определите массовую долю (%) сульфат меди (II) в оставшемся растворе.
 32. Определить массовую долю вещества в растворе и объём воды, в которой можно растворить при 40°C 200 г соли, содержащей 80% сульфата калия, если при 40°C растворимость сульфата калия равна 64 г на 100 г воды. *Ответ:* 39%; 250 г воды.
 33. Определить массу воды, в которой можно растворить 960 г соли, содержащей 84,58% кристаллогидрата хлорида магния $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, при 80°C , чтобы образовался насыщенный раствор хлорида магния. Растворимость безводного хлорида магния при 80°C равна 66 г. *Ответ:* 144 г воды.
 34. Раствор, насыщенный при 80°C , имел массу 310 г. Масса воды в этом растворе на 90 г больше массы соли. Сколько граммов соли выделится из этого раствора, если раствор охладить до 0°C ? При 80°C в 100 г воды растворяется 55,0 г соли, а при 0°C – 14,30 г. *Ответ:* выделится 81,4 г соли.
 35. Какая масса нитрата калия (в граммах) выделится из 200 г насыщенного при 60°C раствора, если раствор охладить до 0°C ? Растворимость нитрата калия при 60°C составляет 110 г на 100 г воды, а при 0°C – 15 г на 100 г воды.
 36. Определить массовую долю хлороводорода в растворе, полученном при растворении в воде 560 л (н.у.) газа хлороводорода при 60°C с образованием насыщенного раствора, если растворимость HCl при данной температуре равна 56,1 г на 100 г воды. *Ответ:* 35,9%.
 37. Раствор с массовой долей нитрата серебра 0,82 является насыщенным при температуре 60°C . При охлаждении 140 г этого раствора до температуры 10°C в осадок выпала соль массой 71,2 г. Вычислите коэффициент растворимости нитрата серебра при 10°C .
 38. Определить объём (н.у.) аммиака, который выделится при нагревании 570,86 г насыщенного при 10°C раствора до 50°C . Растворимость аммиака при 50°C составляет 22,9 г на 100 г воды, а при 10°C – 67,9 г.
 39. Растворимость хлорида марганца (II) при температуре 60°C равна 108,6 г, а при 25°C равна 77,2 на 100 г воды. Некоторое количество хлорида марганца (II) растворили в 20%-ном растворе этой соли при 60°C и получили насыщенный раствор. Полученный раствор охладили до 25°C , при этом выпал осадок кристаллогидрата $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Определите массовую долю хлорида марганца (II) в оставшемся растворе. *Ответ:* 43,57%.

40. Вычислите массу кристаллогидрата сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, который выкристаллизовывается при охлаждении 1642 г насыщенного при 80°C раствора сульфата магния до 20°C . Растворимость безводного сульфата магния при 80°C равна 64,2 г в 100 г воды, а при 20°C – 44,5 г в 100 г воды.

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ
РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ. ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Рассмотрим наиболее употребительные способы выражения концентрации растворов.

I. Массовая доля $\{\omega(X)\}$ вещества в растворе – это отношение массы растворённого вещества к массе всего раствора.

Математически это можно выразить так:

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m_p} = \frac{m(x)}{m(x) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(x)}{v\rho} \quad (1)$$

где $m(x)$ – масса растворённого вещества, m_p – масса раствора, $m(\text{H}_2\text{O})$ – масса воды (или растворителя) в растворе, v – объём раствора, ρ – плотность раствора.

Приведём примеры решения типовых задач на приготовление растворов (расчёты проводятся по приведённой выше формуле):

Пример № 1. Раствор массой 600 г содержит 120 г растворённого вещества. Определить массовую долю вещества в растворе.

Решение

Подставив в формулу (1) массы растворённого вещества и раствора, получим:

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{120}{600} = 0,2 \text{ или } 20\%$$

Пример № 2. В 920 г воды растворили 80 г сахара. Какова массовая доля сахара в полученном растворе?

Решение

Пример № 6. Какая масса (в граммах) соли NaCl содержится в 500 г раствора, если массовая доля соли составляет 5% (или 0,05)?

Решение

Из формулы (1) следует, что $m(\text{NaCl}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{NaCl}) = 500 \cdot 0,05 = 25$ г.

Пример № 7.

В какой массе раствора с массовой долей растворённого вещества 20% содержится 120 г растворённого вещества?

Решение

Из формулы (1) следует, что $m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{вещества})}{\omega(\text{вещества})} = \frac{120}{0,2} = 600$ г

Пример № 8

Какая масса гидроксида натрия и какой объём воды потребуется для приготовления 3 литров 40%-ного раствора? (Плотность раствора 1,4 г/мл).

Решение

Находим массу раствора гидроксида натрия: $m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 3000 \text{ мл} \cdot 1,4 \text{ г/мл} = 4200$ г. Из формулы (1) следует, что $m(\text{NaOH}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 4200 \cdot 0,4 = 1680$ г. $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{NaOH}) = 4200 - 1680 = 2520$ г. Так как плотность воды 1 г/мл, то объём воды численно равен массе воды и составляет 2520 мл, т.е. $V(\text{H}_2\text{O}) = 2520$

Пример № 9

Какую массу нитрата серебра надо растворить в 400 г воды для получения раствора с массовой долей соли 3%?

Решение

Обозначим массу AgNO_3 через x граммов, тогда массу раствора выразим так: $(x + 400)$ г. Теперь, руководствуясь формулой (1), составим следующее уравнение:

$$0,03 = \frac{x}{x+400}; \quad \text{решив уравнение, получим} \quad x = m(\text{AgNO}_3) = 12,37 \text{ г.}$$

Пример № 10

Какую массу воды нужно взять для приготовления 0,05% раствора AgNO_3 , если в лаборатории имеется 6 г соли.

Решение

Обозначим массу требуемой воды через x граммов, тогда масса раствора выразится так: $(6 + x)$ г. Руководствуясь формулой (1), составим следующее уравнение:

$$0,0005 = \frac{6}{6+x}; \text{ решив уравнение, имеем: } x = m(\text{H}_2\text{O}) = 11994 \text{ г (или 11994 мл).}$$

Пример № 11

К 600 г раствора хлорида натрия ($\omega(\text{NaCl}) = 0,08\%$) добавили 200 г воды. Какой стала массовая доля растворённого вещества в приготовленном растворе?

Решение

Масса приготовленного раствора равна сумме масс исходного раствора и прибавленной воды. $m_2(p-pa) = m_1(p-pa) + m(\text{H}_2\text{O}) = 600 + 200 = 800$ г.

В раствор добавляют воду, поэтому содержание КОН в приготовленном растворе будет таким же, как и в исходном. Найдём массу NaCl в исходном растворе: $m(\text{NaCl}) = m_1(p-pa \text{ NaCl}) \cdot \omega_1(\text{NaCl}) = 600 \cdot 0,0008 = 0,48$ г.

Находим массовую долю растворённого вещества в приготовленном растворе: $\omega_2 = \frac{m(\text{NaCl})}{m(p-pa)} = \frac{0,48}{800} = 0,0006$ (или 0,06%)

Пример № 12

К 800 мл раствора, в котором массовая доля соли 8% ($\rho = 1,3$ г/мл), прибавили 200 г этой же соли. Определить массовую долю соли в приготовленном растворе.

Решение

Определим массу исходного раствора (m_1): $m_1(\text{исх. р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра}) = 800 \cdot 1,3 = 1040$ г. В этом растворе безводного вещества содержится: $m_1(\text{соли}) = m_1(\text{исх. р-ра}) \cdot \omega_1(\text{исх. р-ра}) = 1040 \cdot 0,08 = 83,2$ г.

Масса соли в приготовленном растворе будет равна: $m_2(\text{соли}) = 83,2 + 200 = 283,2$ г. Масса приготовленного раствора $m_2(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + m(\text{соли}) = 1040 + 200 = 1240$ г. Вычислим массовую долю (ω_2) соли в приготовленном растворе:

$$\omega_2(\text{соли}) = \frac{283,2}{1240} = 0,2283 \quad (\text{или } 22,8\%)$$

Пример № 13

Определите массовую долю серной кислоты в растворе, полученном смешиванием 500 г 60% и 300 г 40% серной кислоты.

Решение

Найдём массу приготовленного раствора: $m_3(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + m_2(\text{р-ра}) = 500 + 300 = 800$ г. Масса безводной серной кислоты в этом растворе будет равна массам безводной серной кислоты в первом и во втором растворах. Найдём её: $m_3(\text{безв. H}_2\text{SO}_4) = m_1(\text{безв. H}_2\text{SO}_4) + m_2(\text{безв. H}_2\text{SO}_4) = 500 \cdot 0,6 + 300 \cdot 0,4 = 300 + 120 = 420$ г.

Определим массовую долю серной кислоты в приготовленном растворе:

$$\omega_2(\text{соли}) = \frac{420}{800} = 0,525 \quad (\text{или } 52,5\%).$$

Пример № 14

400 г водного раствора с массовой долей хлорида калия 12% упарили. Масса раствора после упаривания стала равна 300 г. Какова массовая доля KCl в полученном растворе?

Решение

Найдём содержание соли в исходном растворе: $m(\text{KCl}) = m_1(\text{р-ра}) \cdot \omega_1(\text{KCl}) = 400 \cdot 0,12 = 48$ г. При испарении из раствора уходит вода (растворитель), содержание соли не меняется. Определим новую концентрацию соли в полученном растворе: $\omega_2(\text{KCl}) = \frac{48}{300} = 0,16$ (или 16%).

Пример № 15

Имеется 400 г водного раствора хлорида калия, массовая доля соли в растворе равна 12%. Определите массу выпаренной воды, если после выпаривания вода массовая доля соли стала равна 20%.

Решение

Обозначим массу испарившейся воды через x . Пользуясь формулой (1) составим уравнение:

$\frac{400 \cdot 0,12}{400 - x} = 0,20$, решив уравнение относительно x , получим массу испарившейся воды: $x = m(\text{испарив. воды}) = 160$ г.

Пример № 16

Какую массу соли CaCl_2 нужно добавить к 100 мл раствора (5%; $\rho = 1,02$ г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей соли 7,5%?

Решение

Обозначим массу добавляемой соли через x граммов. Затем составим уравнение, опираясь на формулу (1):

$$\frac{\text{было CaCl}_2}{\text{1,02} \cdot \text{100} \cdot \text{0,05}} + \frac{\text{добавили CaCl}_2}{x} = 0,075$$

$$\frac{\text{1,02} \cdot \text{100}}{\text{Масса исходного р-ра}} + \frac{x}{\text{масса добавленной соли CaCl}_2} = 0,075$$

Решив уравнение, получим: $x = m_2(\text{соли}) = 2,76$ г.

Пример № 17

Какой объём воды нужно добавить к 600 г 40% раствора, чтобы раствор стал 25%?

Решение

Обозначим массу добавляемой воды через x , тогда масса 25% раствора выразится так: $(600 + x)$ г. В соответствии с формулой (1) составим уравнение и решим его относительно x :

$$0,25 = \frac{600 \cdot 0,4}{600 + x}; \quad X = 360 \text{ г (мл)}.$$

Пример № 18

Какой объём 80%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,74$ г/мл) нужно взять для приготовления 400 г 8%-ного раствора этой же кислоты?

Решение

Найдём массу безводной серной кислоты в 400 г 8%-ного раствора:
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 400 \cdot 0,08 = 32$ г.

Вычислим объём 80%-ной серной кислоты, который будет содержать необходимые нам 32 г её:

$$V = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{32}{0,8 \cdot 1,74} = 23 \text{ мл}$$

Пример № 19

Какую массу раствора с массовой долей вещества равной 4% можно получить добавляя воду к 80 г 60%-ного раствора?

Решение.

Масса растворённого вещества в концентрированном и в разбавленном растворах будет одной и той же; $m(\text{вещества}) = 80 \cdot 0,6 = 48$ г. Масса 4%-ного раствора (разбавленного) равна $m_2(\text{р-ра}) = \frac{48}{0,04} = 1200$ г.

Пример № 20

Найдите массовую долю соли KNO_3 в растворе состоящем из 2 моль соли и 50 моль воды.

Решение.

$$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}; \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

$$M(\text{KNO}_3) = 101 \cdot 2 = 202$$

Масса приготовленного раствора равна: $2 \cdot 101 + 50 \cdot 18 = 1102$ г.

$$\omega(\text{KNO}_3) = \frac{202}{1102} = 0,1833 \quad (\text{или } 18,33\%)$$

Пример № 21

Проведения некоторой реакции потребовалось 4,8 г сульфата магния. Какая масса кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ заменит указанную массу соли?

Решение.

$$M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль. } M(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 246 \text{ г/моль}$$

Составим пропорцию и определим x :

$$\begin{array}{r} \text{MgSO}_4 \text{ ----- } \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \\ 120 \text{} 246 \\ 4,8 \text{ } X \qquad X = 9,84 \text{ г} \end{array}$$

Пример № 22

Кристаллогидрат сульфата натрия массой 0,644 подвергли полному обезвоживанию. В результате образовалась безводная соль массой 0,284 г. Установите формулу кристаллогидрата ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$).

Решение.

Формулу кристаллогидрата можно установить так же, как формулу соединения на основании содержания в нём отдельных элементов. Находим по разности массу воды, содержащейся в навеске кристаллогидрата, взятой для опыта: $0,644 - 0,284 = 0,360 \text{ г}$.

Затем определяем количества соли и воды:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{0,284}{142} = 0,002 \text{ моль; } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,360}{18} = 0,02 \text{ моль.}$$

Определяем соотношение между количествами соли и воды, т.е. определяем формулу кристаллогидрата:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) : n(\text{H}_2\text{O}) = 0,002 : 0,02 = 1 : 10.$$

Формула кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Пример № 23

Вычислите массовую долю сульфата меди (II) в растворе, полученном растворением 50 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) в 450 г воды.

Решение.

$M(\text{CuSO}_4) = 160$ г/моль. $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250$ г/моль.

Найдём молярное количество кристаллогидрата: $n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{50}{250} = 0,2$ моль. Из формул $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и CuSO_4 следует, что

$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,2$ моль.

Найдём массу сульфата меди (II): $m(\text{CuSO}_4) = 0,2 \cdot 160 = 32$ г. Отсюда:

$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{32}{500} = 0,064$ (или 6,4%)

Пример № 24

Какие массы воды и кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ потребуются для приготовления 800 г раствора с массовой долей сульфата железа (II) 7,6%?

Решение.

$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278$ г/моль; $M(\text{FeSO}_4) = 152$ г/моль.

Вычислим содержание безводной соли сульфата железа (II) в 800 г раствора:

$m(\text{FeSO}_4) = 800 \cdot 0,076 = 60,8$ г. Найдём количество этой соли:

$n(\text{FeSO}_4) = \frac{60,8}{152} = 0,4$ моль. Из формул $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и FeSO_4 следует, что

$n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = n(\text{FeSO}_4) = 0,4$ моль. $M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,4 \cdot 278 = 111,2$ г.

$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p-ра}) - m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 800 - 111 = 689$ г.

Пример № 25

Какой массы медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ надо добавить к раствору объёмом 0,5 литра, в котором $\omega(\text{CuSO}_4) = 4\%$ ($\rho = 1,040$ г/мл), для того, чтобы увеличить массовую долю сульфата меди (II) в растворе до 16%?

Решение.

Найдём массу 500 мл раствора: $m(\text{р-ра}) = 500 \cdot 1,040 = 520$ г. Масса CuSO_4 в этом растворе равна: $m(\text{CuSO}_4) = 520 \cdot 0,04 = 20,8$ г.

Обозначим массу добавляемого кристаллогидрата за x граммов. Тогда количество кристаллогидрата выразится так: $n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{x}{250}$.

Поскольку количества кристаллогидрата и количества соли равны, мы запишем следующее: $m(\text{CuSO}_4) = M(\text{CuSO}_4) \cdot n(\text{CuSO}_4) = \frac{160 \cdot x}{250} = 0,64x$.

Далее составим уравнение и решим его относительно x :

$$0,16 = \frac{20,8 + 0,64x}{520 + x}; \quad x = 130 \text{ г.}$$

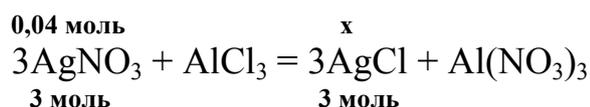
Таки образом, для получения 16% раствора надо к 0,5 л раствора CuSO_4 (4%; плотность 1,040 г/мл) добавить 130 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Пример № 26

Какова масса осадка, который выпадет при добавлении 68 г раствора с массовой долей нитрата серебра 10% к избытку раствора хлорида алюминия?

Решение.

Запишем уравнение химической реакции взаимодействия нитрата серебра с хлоридом алюминия:



Определим массу нитрата серебра в растворе:

$$m(\text{AgNO}_3) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{AgNO}_3) = 68 \cdot 0,1 = 6,8 \text{ г}; \quad n(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)} = \frac{6,8}{170} = 0,04 \text{ моль.}$$

По приведённому уравнению реакции вычислим: а) количество осадка AgCl ; б) массу осадка AgCl :

$$x = n(\text{AgCl}) = 0,04 \text{ моль}; \quad m(\text{AgCl}) = n(\text{AgCl}) \cdot M(\text{AgCl}) = 0,04 \cdot 143,5 = 5,74 \text{ г.}$$

Пример № 27

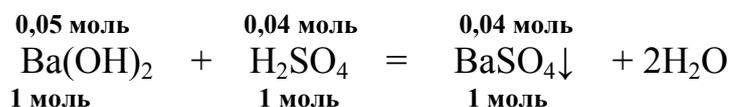
К 100 г раствора с массовой долей гидроксида бария 8,55% прибавили 40 г раствора с массовой долей серной кислоты 9,8%. Выпавший осадок отделили. Найдите массовую долю вещества в оставшемся растворе.

Решение.

Найдём количества $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 :

$$n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{100 \text{ г} \cdot 0,0855}{171 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}; \quad n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{40 \text{ г} \cdot 0,098}{98 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль}$$

В избытке $\text{Ba}(\text{OH})_2$, кроме того $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ растворим в воде, значит в осадок выпала средняя соль:



При отделении осадка раствор содержит реагент, который находится в избытке. Следовательно, после протекания реакции в растворе останется гидроксид бария: $0,05 - 0,04 = 0,01$ моль. $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,01 \cdot 171 = 1,71$ г.

Массу сульфата бария вычислим по прореагировавшей серной кислоте, она равна $0,04 \cdot 233 = 9,32$ г.

Масса раствора после отделения осадка равна: $100 \text{ г} + 40 \text{ г} - 9,32 \text{ г} = 130,68$ г.

$$\text{Отсюда: } \omega(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{1,71}{130,68} = 0,013 \quad (1,3\%).$$

Пример № 28

Слили два раствора, один содержал 98 г серной кислоты, а другой 40 г гидроксида натрия. Масса первого раствора составляла 800 г, а масса второго 200 г. Определите, какая соль образовалась в приготовленном растворе и какова её массовая доля?

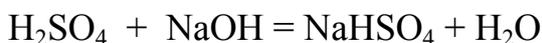
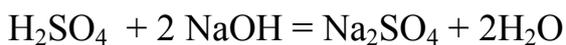
Решение.

Вычислим массу приготовленного раствора: $800 + 200 = 1000$ г.

Найдём количества веществ в растворах:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}; \quad n(\text{NaOH}) = \frac{40 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}.$$

Запишем уравнения возможных реакций:



Из приведённых реакций следует, что в нашем случае образуется кислая соль, так как каждого из реагирующих веществ имеется по одному молю. Вычислим количество и массу образовавшейся соли: количество NaHSO_4 равно 1 моль. $m(\text{NaHSO}_4) = 1 \cdot 120 = 120$ г. Отсюда $\omega(\text{NaHSO}_4) = \frac{120 \text{ г}}{1000 \text{ г}} = 0,12$ или 12%.

Пример № 29

Слили два раствора, один содержал 34 г сероводородной кислоты, а другой 80 г гидроксида натрия. Масса первого раствора составляла 400 г, а масса второго 600 г. Определите, какая соль образовалась в приготовленном растворе и какова её массовая доля?

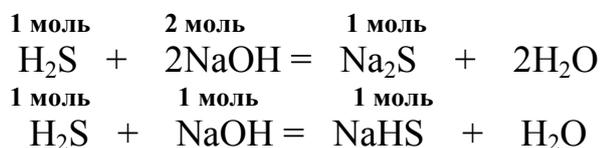
Решение.

Вычислим массу приготовленного раствора: $400 + 600 = 1000$ г.

Найдём количества реагирующих веществ:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{34 \text{ г}}{34 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}; \quad n(\text{NaOH}) = \frac{80 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}.$$

Запишем уравнения возможных химических реакций:



Из молярных соотношений следует, что образуется средняя соль, количество которой составляет 1 моль; $m(\text{Na}_2\text{S}) = 78$ г.

Отсюда ясно, что $\omega(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{78 \text{ г}}{1000 \text{ г}} = 0,078$ или 7,8%.

Пример № 30

К раствору, содержащему 49 г серной кислоты прилили раствор, содержащий 28 г гидроксида натрия. Какие вещества образовались в полученном растворе?

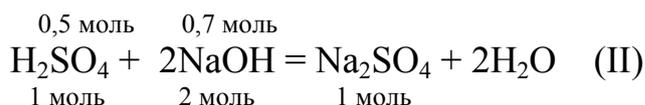
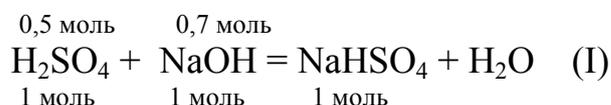
Решение.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}. \quad M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}.$$

Найдём количества, введённых в реакцию веществ:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{49}{98} = 0,5 \text{ моль}; \quad n(\text{NaOH}) = \frac{28}{40} = 0,7 \text{ моль};$$

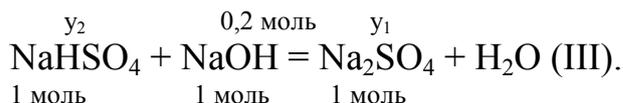
Возможны следующие реакции:



Из молярных количеств веществ, введённых в реакцию следует, что при образовании кислой соли, в избытке останется гидроксид натрия, а при образовании средней соли гидроксида натрия не хватит для образования средней соли.

Поэтому будем считать, что произойдёт образование кислой соли по реакции (I). Из реакции (I) следует, что серная кислота (0,5 моль) полностью вступит в реакцию, при этом количества образовавшейся кислой соли и прореагировавшей щёлочи равны по 0,5 моль соответственно.

Отсюда ясно, что после реакции (I) щёлочи останется $0,7 - 0,5 = 0,2$ моль. Избыток щёлочи затем прореагирует с кислой солью и переведёт часть кислой соли в среднюю:



Из реакции (III) следует, что:

$$y_1 = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2; \quad m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 142 = 28 \text{ г};$$

$$y_2 = n(\text{NaHSO}_4) = 0,2 \text{ моль}; \quad \text{кислой соли после этой реакции в растворе останется: } 0,5 - 0,2 = 0,3 \text{ моль}; \quad m(\text{NaHSO}_4) = 0,3 \cdot 120 = 36 \text{ г}$$

Ответ: в результате опыта в растворе будут присутствовать две соли (кислая и средняя). Масса кислой соли составит 36 г, а масса средней соли 28 г.

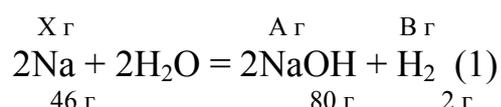
Пример № 31

Какую массу металлического натрия необходимо взять, чтобы при её взаимодействии с 1 литром воды образовался 4%-ный раствор гидроксида натрия?

Решение.

При взаимодействии натрия с водой образуется гидроксид натрия, таким образом в растворе растворённым веществом будет NaOH. Кроме того, при реакции натрия с водой выделяется газ – водород, поэтому масса раствора будет уменьшаться на массу выделившегося водорода.

Запишем уравнение химической реакции взаимодействия натрия с водой:



Обозначим массу металлического натрия за x граммов, пусть масса образовавшегося NaOH будет равна A г, а масса выделившегося водорода – B граммов. Из уравнения (1) следует, что:

$$A = \frac{80 \cdot x}{46} = 1,74 \cdot x; \quad B = \frac{2 \cdot x}{46} = 0,04 \cdot x.$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1 = 1000 \text{ г.}$$

$$\begin{aligned} \text{Вычислим массу полученного раствора: } m(\text{р-ра}) &= m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Na}) - m(\text{H}_2) = \\ 1000 + x - 0,04x &= 1000 + 0,96x \end{aligned}$$

Массовая доля гидроксида натрия известна, поэтому можно составить следующее уравнение и решить его относительно « x »:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{р-ра})} = 0,04 = \frac{1,74x}{1000 - 0,96x}; \quad x = 23,5 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления 4%-ного раствора NaOH, имея 1 литр воды нужно взять 7,7 г металлического натрия.

ЗАДАЧИ для самостоятельной работы

1. 25 г соли растворили в 375 г воды. Вычислите массовую долю соли в приготовленном растворе.
2. Порцию серной кислоты массой 75 г растворили в 725 г воды. Вычислите массовую долю кислоты в приготовленном растворе.
3. Сахар ($C_{12}H_{22}O_{11}$) массой 44,5 г растворили в 555,5 г воды. Вычислите массовую долю сахара в приготовленном растворе.
4. В воде массой 1850 г растворили 550 г соли KNO_3 . Вычислите массовую долю соли в приготовленном растворе.
5. Какие массы (в граммах) вещества и воды нужно взять для приготовления: а) 800 г раствора с массовой долей вещества в нём 0,6; б) 360 г раствора с массовой долей вещества в нём 0,08; в) 1500 г раствора с массовой долей вещества в нём 18%?
6. При нормальных условиях в 1 литре воды растворили 360 л газа HCl . Вычислите массовую долю хлороводорода в полученном растворе соляной кислоты.
7. Определите массовую долю хлороводорода в растворе соляной кислоты, образовавшимся при растворении 179,2 л (н.у.) HCl в 708 мл воды.
8. При нормальных условиях в 1 литре воды растворили 760 л газа NH_3 . Вычислите массовую долю аммиака в полученном растворе.
9. В 1 литре воды растворили 11,2 л (н.у.) оксида серы (IV). Определите массовую долю образовавшегося в растворе вещества и назовите это вещество.
10. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при растворении 80 г SO_3 в 920 г воды.
11. Какую массу (в граммах) вещества и воды нужно взять для приготовления 600 мл следующих растворов:

ВАРИАНТ	А	Б	В	Г
ВЕЩЕСТВО	$CaCl_2$	K_2CO_3	$FeCl_3$	NH_4NO_3
(X)%	2	10	8	6
Плотн. р-ра, г/мл	1,01	1,09	1,07	1,04

12. Из раствора массой 600 г выпарили воду, масса сухого остатка составила 30 г. Вычислите массовую долю соли в исследуемом растворе.
13. Из раствора массой 1200 г выпарили воду, масса сухого остатка составила 180 г. Вычислите массовую долю соли в исследуемом растворе.
14. В 800 г воды растворили 20 г гидроксида натрия и 28 г гидроксида калия. Вычислите массовую долю каждого гидроксида в приготовленном растворе.

15. Массовая доля сахара в сиропе для варенья должна составлять 70%. Какие массы сахара и воды следует взять для приготовления 2 кг сиропа?
16. В 1600 г воды растворили 50 г азотной кислоты и 150 г серной. Вычислите массовую долю каждой кислоты в приготовленном растворе.
17. В 1200 г воды растворили 50 г NaCl, 25 г KNO₃ и 35 г Na₂SO₄. Вычислите массовую долю каждой соли в приготовленном растворе.
18. Какая масса соли содержится в: а) 800 г 16%-ного раствора; б) 200 г 0,05% раствора; в) 1600 г 8% раствора?
19. В медицине используется физиологический раствор с массовой долей соли NaCl в нём равной 0,85%. Вычислите, какую массу соли (в граммах) и какую массу воды нужно взять для приготовления 1000 г физиологического раствора.
20. Какую массу гидроксида натрия и воды нужно взять для приготовления 3 литров раствора с массовой долей гидроксида в нём 40% (плотность р-ра 1,4 г/мл)?
21. Рассчитайте, какая масса поваренной соли и какой объём воды требуется для приготовления 10 л рассола для заготовки овощей (массовая доля соли должна составлять 8%; плотность рассола – 1,06 г/мл).
22. Какая масса воды необходима для растворения 86 г соли, чтобы получить раствор с массовой долей 24%?
23. Какая масса воды необходима для растворения 80 г соли, чтобы получить раствор с массовой долей 18%?
24. Какую массу соли нужно растворить в 250 г воды, чтобы получить раствор с массовой долей соли 6%?
25. Какую массу вещества X (в граммах) нужно растворить в заданной массе воды, чтобы приготовить раствор определённой концентрации:

ВАРИАНТ	а	Б	В	Г
ВЕЩЕСТВО	NaCl	KNO ₃	FeCl ₃	ZnSO ₄
МАССА H ₂ O, г	300	860	200	120
(X),%	8	60	6	2

26. Какую массу воды необходимо добавить к 1 литру раствора с массовой долей растворённого вещества в нём 60%, чтобы получить 4%-ный раствор:

ВАРИАНТ	А	Б	В
ВЕЩЕСТВО	HNO ₃	H ₂ SO ₄	CH ₃ COOH
Плот. р-ра, г/мл	1,37	1,51	1,06

27. Какую массу соли AgNO₃ нужно растворить в 180 г воды для получения 4%-ного раствора этой соли?
28. Имеется 45 г соли. Какую массу (в граммах) воды нужно взять для приготовления 12%-ного раствора?

29. Какая масса нитрата серебра необходима для приготовления 200 мл раствора с массовой долей 1% (плотность раствора 1,007 г/мл).
30. Определите, в каком объёме воды надо растворить 60 г нитрата свинца для получения раствора с массовой долей соли 12%.
31. Сколько мл воды нужно добавить к 1 литру раствора с массовой долей вещества в нём равной 80%, чтобы раствор стал 12%-ным?
32. Определите, какой объём этилового спирта ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; плотность 0,8 г/мл) надо добавить к 180 мл воды для получения раствора с массовой долей спирта 12%.
33. Какая масса этилового спирта ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) требуется для приготовления 5%-ной йодной настойки из 5 г кристаллического йода?
34. 1 мл 25%-ного раствора содержит 0,458 г растворённого вещества. Определите плотность этого раствора.
35. 5 мл 12%-ного раствора содержат 1,34 г растворённого вещества. Определите плотность этого раствора.
36. Определите массовую долю сульфата меди (II) в растворе полученном растворением 100 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) в 400 г воды.
37. Определите массовую долю сульфата железа (II) в растворе, образующегося при растворении 139 г кристаллогидрата железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) в воде массой 361 г.
38. Определите массовую долю сульфата натрия в растворе, образовавшемся при растворении 644 г глауберовой соли ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) в 956 г воды.
39. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при растворении определённой массы кристаллогидрата в заданной массе воды:

ВАРИАНТ	А	Б	В
КРИСТАЛЛОГИДРАТ	$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
МАССА КРИСТАЛЛОГИДРАТА, Г	200	160	250
МАССА H_2O , Г	800	340	750

40. В какой массе воды нужно растворить 27,8 г железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), чтобы получить раствор с массовой долей сульфата железа (II) равной 3,8%?
41. Определите массу кристаллогидрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, которую нужно растворить в 606,4 г воды, чтобы получить раствор с массовой долей нитрата меди (II) равной 18,8%?
42. Какие массы (в граммах) веществ – кристаллогидрата и воды нужно взять для приготовления определённой массы раствора заданной концентрации, учитывая, что значение концентрации всегда даётся на безводную соль:

ВАРИАНТ	А	Б	В
КРИСТАЛЛОГИДРАТ	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
МАССА Р-РА, Г	1200	400	1600

(X)%	20	6	8
------	----	---	---

43. 200 г водного раствора с массовой долей KCl 15% упарили.
 А) Какова массовая доля KCl в полученном растворе, если его масса после упаривания составляет 150 г? Б) Определите массу испарившейся воды, если массовая доля KCl повысилась до 25%.
44. В 800 г 20%-ного раствора соли добавили 150 г этой же соли. Определите массовую долю соли в полученном растворе.
45. Определите массу кристаллогидрата бромиды меди $\text{CuBr}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, которую нужно растворить в 351 г 1,61% раствора бромиды меди (II), чтобы получить раствор с массовой долей соли 10,68%?
46. Сколько граммов 10% и 50% растворов гидроксида калия нужно взять, чтобы получить 800 г 25%-ного раствора KOH? *Ответ:* 500 г 10% и 300 г 50%.
47. Сколько потребуется граммов кристаллогидрата хлорида меди $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды для приготовления 5 кг 6,84%-ного раствора хлорида меди (II)? *Ответ:* воды 4566,8 г и кристаллогидрата 433,2 г.
48. Какую массу раствора с массовой долей растворённого вещества, равной 0,12 нужно добавить к 400 г раствора с массовой долей растворённого вещества равной 80%, чтобы получить раствор 25%-ный?
49. Какой объём раствора азотной кислоты с массовой долей её в растворе равной 98% (плотность р-ра 1,51 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить раствор этой же кислоты с заданными концентрациями и объёмом:

ВАРИАНТ	А	Б	В	Г
Объём р-ра, мл	120	600	700	960
Плотность р-ра, г/мл	1,02	1,39	1,21	1,38
$\omega(\text{HNO}_3 \text{ в р-ре}), \%$	3,70	63,23	33,80	61,27

50. Какую массу (в граммах) KOH нужно взять, чтобы приготовить 4 кг раствора KOH с массовой долей вещества в растворе равной 12%?
51. Сколько граммов 10% и 80% растворов одного и того же вещества нужно взять для приготовления ряда растворов этого же вещества, если нужно приготовить: а) 200 г 18% -ного раствора; б) 400 г 44%-ного раствора; в) 600 г 56%-ного раствора; г) 1200 г 76%-ного раствора?
52. Сколько граммов KOH и воды нужно взять для приготовления 0,8 л раствора с массовой долей KOH 35% (плотность 1,34 г/мл)?
53. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при смешивании: а) 200 г 40%-ного раствора с 800 г воды; б) 400 г 60%-ного раствора с 600 г 8%-ного раствора этого же вещества; в) 500 мл раствора хлороводородной кислоты с массовой долей HCl в растворе 25,75% (плотность р-ра 1,13 г/мл) с 1500 мл раствора этой же кислоты с массовой долей её в растворе 23,82 % (плотность 1,12 г/мл).

54. Вычислите массовую долю растворённого вещества в растворе, полученном при растворении (н.у.) в 1 литре воды: а) 30 л сероводорода; б) 12 л бромоводорода; в) 600 л аммиака.
55. Какой объём раствора азотной кислоты с массовой долей её в растворе равной 98% (плотность р-ра 1,51 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить растворы азотной кислоты с заданной концентрацией и объёмом:

ВАРИАНТ	А	Б	В	Г
V(р-ра), мл	120	600	700	960
Плотность р-ра, г/мл	1,02	1,39	1,21	1,38
Массовая доля HNO ₃ в приготавливаемом р-ре, (%)	3,70	63,23	33,80	61,27

56. Вычислите массовую долю вещества в разбавленном растворе, если известны масса исходного (более концентрированного) раствора, массовая доля вещества в нём и масса добавленной воды:

ВАРИАНТ	А	Б	В	Г
Масса исходного р-ра, г	900	760	1200	2000
Массовая доля вещества в исходно растворе	40%	80%	55%	96%
Масса добавленной H ₂ O	100	5000	800	3000

57. В 500 мл раствора (плотность р-ра 1,6 г/мл) содержится 280 г растворённого вещества. Вычислите массовую долю этого вещества в растворе.
58. Какая масса соли содержится в 650 мл 8%-ного раствора (плотность р-ра 1,05 г/мл)?
59. Сколько граммов вещества нужно добавить к определённой массе раствора этого же вещества с известной концентрацией, чтобы получить более концентрированный раствор с заданной концентрацией:

ВАРИАНТ	А	Б	В	Г
Масса исходного раствора, г	150	440	720	80
Массовая доля вещества в исходном р-ре, %	16	22	36	12
Массовая доля вещества в конечном р-ре	28	36	60	96

60. При действии на 200 г раствора, содержащего хлориды бария и магния, избытка раствора карбоната натрия выпал осадок массой 36,5 г. При действии на такую же порцию раствора избытка сульфата

натрия выпал осадок массой 23,3 г. Найдите массовые доли солей в исследуемом растворе.

61. Какую массу (в граммах) хлорида натрия для приготовления раствора с массовой долей соли в растворе 1,5%, если имеется 300 г специально очищенной воды?
62. Какую массу воды нужно иметь для приготовления 120 г раствора хлорида железа (III) с массовой долей соли в растворе 12%?
63. Имеется реактив марки «ХЧ» массой 56 г. Какой объем воды потребуется для приготовления раствора с массовой долей этого вещества в растворе 8%?
64. Какая масса (в граммах) и какой объем (н.у.) хлороводорода содержится в 250 мл раствора (плотность р-ра 1,03 г/мл) хлороводородной кислоты с массовой долей хлороводорода в растворе 7,15%?
65. Вычислить массу вещества в растворе, полученном растворением в 1 литре воды при нормальных условиях: а) 10 л аммиака; б) 100 л хлороводорода; в) 20 л сероводорода?
66. Вычислить массовую долю серной кислоты в растворе, полученном растворением оксида серы (VI) массой 40 г в 460 г воды.
67. Какой объем (н.у.) хлороводорода нужно растворить в 240 г воды для получения хлороводородной кислоты с массовой долей хлороводорода в растворе равной 25%?
68. Какова массовая доля в растворе гидроксида калия, если в растворе на 2 моль КОН приходится 15 моль воды?
69. Как приготовить 50 г 10%-ного раствора серной кислоты из 96%-ного раствора серной кислоты (плотность р-ра 1,84 г/мл)?
70. Какого состава образуется соль в растворе и какова массовая доля этой соли в растворе, если раствор был получен при растворении в 76,4 мл 32%-ного раствора гидроксида калия (плотность р-ра 1,31 г/мл) всего углекислого газа, образовавшегося при полном сжигании 6,4 л (н.у.) метана?
71. В 1-ом литре воды растворили при нормальных условиях 700 л аммиака. Вычислить массовую долю аммиака в приготовленном растворе.
72. Сколько мл 5,5%-ного раствора азотной кислоты (плотность р-ра 1,03 г/мл) потребуется для полной нейтрализации 60 мл 12%-ного раствора гидроксида калия (плотность р-ра 1,1 г/мл) ?
73. Сколько мл 27%-ного раствора гидроксида калия (плотность р-ра 1,25 г/мл) потребуется для образования гидрофосфата калия в реакции с 200 мл 40%-ного раствора ортофосфорной кислоты (плотность р-ра 1,26 г/мл)?
74. Для нейтрализации некоторого количества хлороводородной кислоты затратили 25 мл 4,5%-ного раствора гидроксида натрия (плотность р-ра 1,05 г/мл). Определите массу осадка хлорида серебра,

который будет получен из такой же порции соляной кислоты при добавлении к ней избытка раствора нитрата серебра?

75. Определите объём 8%-ного раствора гидроксида натрия (плотность р-ра 1,09 г/мл) который потребуется для нейтрализации 75 мл раствора серной кислоты, если известно, что из 10 мл раствора такой серной кислоты можно получить 0,2334 г осадка сульфата бария?
76. Можно ли приготовить растворы с одинаковой массовой долей вещества в растворе, если в равных объёмах воды растворить по 1 моль гидроксидов натрия и калия?
77. Какую массу (в граммах) 45%-ного раствора некоторого вещества нужно прилить к 350 г 12%-ного раствора этого же вещества, чтобы получить 20%-ный раствор? Какова будет масса 20%-ного раствора?
78. Определите массу воды в которой нужно растворить 46,5 г оксида натрия для получения 20%-ного раствора гидроксида натрия?
79. Определите массу воды, в которой нужно растворить 4,48 л (н.у.) оксида серы (IV), чтобы получить раствор с массовой долей в нём сернистой кислоты равной 4,1%.
80. Определите массовую долю сульфата железа (II) в растворе, полученном при растворении 83,4 г железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) в воде массой 516,6 г.
81. Определите массовую долю сульфата меди (II) в растворе, полученном при растворении в 375 г воды 25 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
82. Определите массовую долю сульфата меди (II) в растворе, полученном растворением 50 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) в 250 г 6,4%-ного раствора сульфата меди (II).
83. Определите объём (н.у.) аммиака, который нужно растворить в 124,5 г воды для получения 17%-ного раствора аммиака.
84. Определите массу воды, которую нужно прилить к 300 г 60% раствора некоторого вещества, чтобы получить 20%-ный раствор этого вещества.
85. Сколько граммов глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо взять для приготовления 400 мл 10%-ного раствора сульфата натрия (плотность р-ра 1,065 г/мл)?
86. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ воды нужно взять для приготовления 900 г 20%-ного раствора сульфата магния?
87. Какую массу медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) нужно добавить к 270 г воды для получения 10%-ного раствора сульфата меди (II)?
88. В 100 мл воды растворили 21,9 г кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Какова массовая доля хлорида кальция в полученном растворе?
89. В 361 г воды растворили 139 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (железный купорос). Определите массовую долю сульфата железа (II) в растворе.

90. Необходимо приготовить 1000 г 20%-ного раствора соли. Какую массу (в граммах) кристаллогидрата этой соли и воды нужно взять для приготовления раствора, если известно, что в 239,5 г кристаллогидрата содержится соли на 79,5 г больше, чем воды?
91. Сколько граммов кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) необходимо взять для приготовления 1000 г 5%-ного раствора, рассчитанного на безводную соль?
92. Для приготовления 5%-ного раствора сульфата магния было использовано 400 г кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Какова масса полученного раствора?
93. Сколько моль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо прибавить к 100 молям воды, чтобы получить раствор сульфата магния с массовой долей соли 0,1?
94. Определить массовую долю серной кислоты в растворе полученном при растворении 96 граммов оксида серы (VI) в одном литре воды.
95. Определить массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при растворении 100 г оксида серы (VI) в 400 г раствора серной кислоты с массовой долей её в этом растворе равной 42,875%.
96. Для полной нейтрализации 15,4 г смеси гидроксидов натрия и кальция потребовалось 50 г раствора соляной кислоты с массовой долей хлороводорода в растворе 29,2%. Каковы массовые доли гидроксидов в исследуемой смеси?
97. Определить массовую долю сульфата меди (II) в растворе полученном при растворении 100 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) в 400 г 4%-ного раствора сульфата меди (II).
98. Определить массу воды, к которой нужно прибавить 200 мл 98%-ного раствора серной кислоты (плотность р-ра 1,84 г/мл), чтобы получить 10%-ный раствор серной кислоты.
99. В каком объёме воды нужно растворить 13,9 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить раствор с массовой долей сульфата железа (II) равной 1,9%.
100. Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выпадает 50 г растворённого вещества в осадок. Какова массовая доля растворённого вещества в охлаждённом растворе?
101. Определить массу 10%-ного раствора, которую нужно добавить к 100 г 30%-ного раствора, чтобы массовая доля растворённого вещества в растворе стала равной 26%?
102. Какие объёмы воды и 60%-ного раствора серной кислоты ((плотность р-ра 1,50 г/мл) необходимо взять для приготовления 100 мл раствора с массовой долей серной кислоты в этом растворе равной 30% (плотность р-ра 1,20 г/мл).
103. В каком объёме воды нужно растворить 213 г оксида фосфора (V), чтобы образовался раствор с массовой долей ортофосфорной кислоты в нём равной 49%-там?

104. В какой массе 49%-ного раствора серной кислоты нужно растворить 200 г оксида серы (VI), чтобы получить 78%-ный раствор серной кислоты?
105. Определите массу раствора карбоната натрия с массовой долей соли 0,1 и массу кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$), которые потребуются для приготовления 540 г раствора с массовой долей карбоната натрия в нём равной 0,15?
106. Какой объём газа нужно взять для приготовления 10%-ного раствора аммиака в воде (нашатырный спирт) объёмом 200 мл (плотность р-ра 0,96 г/мл).
107. Какой объём 60%-ного раствора серной кислоты (плотность р-ра 1,50 г/мл) и 30%-ного раствора этой же кислоты (плотность р-ра 1,20 г/мл) нужно взять для приготовления 240 г раствора серной кислоты с массовой долей кислоты в растворе равной 50%?
108. В какой массе 2%-ного раствора сульфата меди (II) нужно растворить 100 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), чтобы образовался раствор с массовой долей сульфата меди (II) равной 14,4%?
109. Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в растворе полученном растворением 71 г оксида фосфора (V) в 1026 г 85%-ного раствора ортофосфорной кислоты.
110. Е 100 мл 96% серной кислоты (плотность р-ра 1,84 г/мл) добавили 400 мл воды. Определите массовую. Долю серной кислоты в приготовленном растворе.
111. Какую массу оксида бария надо растворить в 1 литре воды, чтобы получить 10%-ный раствор гидроксида бария?
112. Какую массу кристаллогидрата $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ нужно растворить в 279 г воды, чтобы получить раствор нитрата меди (II) с массовой долей соли в нём равной 23,5%?
113. Какова будет массовая доля серной кислоты в растворе, полученном смешиванием 40 мл 96%-ного раствора (плотность р-ра 1,84 г/мл) с 30 мл 48%-ного раствора (плотность р-ра 1,30 г/мл)?
114. Смешали 1 моль серной кислоты с 1 моль воды. Какова массовая доля серной кислоты в приготовленном растворе?
115. Через 100 г 10%-ного раствора хлороводородной кислоты пропустили 2,66 л (н.у.) газа HCl. Определить массовую долю хлороводорода в полученном растворе соляной кислоты.
116. Какой объём (в мл) 10%-ного раствора хлороводородной кислоты (плотность р-ра 1,05 г/мл) необходимо взять для растворения 0,75 г карбоната бария?
117. Какой объём 20%-ного раствора серной кислоты (плотность р-ра 1,14 г/мл) израсходуется на полную нейтрализацию 4 г 13,16%-ного раствора гидроксида натрия.
118. При упаривании 38,2 мл 28%-ного раствора гидроксида натрия (плотность р-ра 1,31 г/мл) получено 30 г раствора. Какова массовая

- доля щелочи в растворе после упаривания его? Какой объём (в мл) 10%-ной азотной кислоты (плотность ρ -ра 1,07 г/мл) потребуется для нейтрализации полученного упариванием раствора щелочи?
119. Сколько граммов уксусного ангидрида $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$ и воды потребуется для приготовления 600 г 30%-ного раствора уксусной кислоты? *Ответ:* 447 г воды и 153 г уксусного ангидрида.
120. Определить массу уксусного ангидрида и 20%-ного раствора уксусной кислоты, необходимых для приготовления 415 г 60%-ного раствора. *Ответ:* 245 г ρ -ра кислоты и 170 г ангидрида.
121. Сколько г уксусного ангидрида нужно растворить в 192 г воды, чтобы получить 80%-ный раствор уксусной кислоты? *Ответ:* 408 г.
122. Сколько граммов уксусного ангидрида нужно растворить в 500 г 89,2%-ного раствора уксусной кислоты для получения безводной уксусной кислоты? *Ответ:* 306 г.
123. Сколько граммов уксусного ангидрида и 25%-ного раствора уксусной кислоты потребуется для приготовления 750 г 88%-ной уксусной кислоты?
124. Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в растворе, полученном растворением 71 г оксида фосфора (V) в 1026 г 85%-ного раствора ортофосфорной кислоты. *Ответ:* 88,4%.
125. Определить массу воды, в которой нужно растворить 4,48 л (н.у.) оксида серы (IV) для получения 4,1%-ного раствора сернистой кислоты.
126. В 2 л этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (плотность ρ -ра 0,79 г/мл) растворили 4 л (н.у.) сероводорода. Определите массовую долю сероводорода в полученном растворе. *Ответ:* 0,38%.
127. Какой объём сероводорода (н.у.) необходимо растворить в 90 мл воды для получения раствора с массовой долей растворённого вещества равной 3%?
128. Для нейтрализации раствора гидроксида калия израсходовано 15 мл 60%-ного раствора азотной кислоты (плотность ρ -ра 1,4 г/мл). Сколько г 49%-ного раствора серной кислоты необходимо для нейтрализации такого же раствора щелочи?
129. К раствору, содержащему 0,15 моль хлорида меди (II), прилили 75 мл 4%-ного раствора гидроксида натрия (плотность ρ -ра 1,05 г/мл). Какая масса осадка образуется при этом?
130. Какую массу оксида серы (VI) нужно растворить в 300 г 49%-ного раствора серной кислоты для получения раствора с массовой долей серной кислоты равной 78,4%?
131. Определить массу 40%-ного раствора гидроксида натрия, который надо добавить к 200 мл воды для получения 24%-ного раствора?
132. Какой объём оксида серы (IV) нужно растворить в 1009 г воды для получения 2%-ного раствора сернистой кислоты?

133. Определить массу 98%-ного раствора серной кислоты и массу воды, необходимых для получения 500 г 25%-ного раствора серной кислоты.
134. Какую массу кристаллогидрата ацетата меди $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ нужно растворить в 180 г 9,1%-ного раствора ацетата меди, чтобы образовался 17,29%-ный раствор ацетата меди?
135. Определить массу кристаллогидрата ацетата меди $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и 5%-ного раствора ацетата меди, которые нужно взять для приготовления 430 г 20%-ного раствора ацетата меди?
136. Через 100 мл раствора йодида натрия (плотность р-ра 1,2 г/мл) пропустили газообразный хлор. При этом один из продуктов реакции при выпаривании раствора и прокаливании твёрдого остатка перешел в газообразное состояние. Масса прокалённого остатка составила 1,5 г. Определите массовую долю (%) йодида натрия, содержащегося в исходном растворе. *Ответ: 3,2%*
137. Смесь гидроксида натрия и гидроксида кальция массой 50 г растворили в 1 литре воды. Для полной нейтрализации полученного раствора понадобилось 200 мл 20%-ного раствора серной кислоты (плотность р-ра 1,14 г/мл). Какова массовая доля гидроксида натрия в исходной смеси? *Ответ: 2%.*
138. К 150 г 5,6%-ного водного раствора гидроксида калия добавили 9,4 г оксида калия. Определите массовую долю гидроксида калия в полученном растворе. *Ответ: 12,3%.*
139. В 250 г 9,8%-ного раствора ортофосфорной кислоты растворили 14,2 г оксида фосфора (V). Определить массовую долю ортофосфорной кислоты в полученном растворе. *Ответ: 16,7%.*
140. Один мл 25%-ного раствора содержит 0,355 г растворённого вещества. Какова плотность этого раствора? *Ответ: 1,42 г/мл.*
141. К 250 г раствора сульфата меди (II) прилили избыток раствора щёлочи. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили до постоянной массы. Масса сухого остатка составила 16 г. Определите массовую долю сульфата меди (II) в исходном растворе. *Ответ: 12,8%.*
142. При действии серной кислоты на 20 г раствора карбоната натрия получен раствор сульфата натрия. При добавлении к полученному раствору избытка раствора нитрата бария образовался осадок массой 4,66 г. Какова была массовая доля карбоната натрия в исследуемом растворе? *Ответ: 10,6%.*
143. В колбу с 50 г раствора гидроксида натрия опустили кусочек металлического натрия массой 2,3 г. После окончания химической реакции в колбе находился 20%-ный раствор гидроксида натрия. Определите массовую долю гидроксида натрия в исходном растворе. *Ответ: 12,88%.*
144. При добавлении 9,4 г оксида калия к 200 г раствора гидроксида калия получен 10%-ный раствор гидроксида калия. Вычислите

массовую долю гидроксида калия в исходном растворе. *Ответ:* 4,87%.

- 145.** Металлический натрий массой 2,3 г опустили в 5%-ный раствор гидроксида натрия. После окончания реакции массовая доля гидроксида натрия в растворе стала равна 10%-там. Найдите массу 5%-ного раствора гидроксида натрия. *Ответ:* 75,6 г.
- 146.** Каковы массы металлического натрия и воды, необходимые для получения при их взаимодействии 80 г 10%-ного гидроксида натрия? *Ответ:* 4,6 г натрия и 75,6 г воды.
- 147.** В каком массовом отношении требуется смешать оксид калия и 10%-ный раствор гидроксида калия для получения 20%-ного раствора гидроксида калия? *Ответ:* 10 : 99.
- 148.** Углекислый газ, полученный при действии 100 г 65%-ной азотной кислоты на 143 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, пропустили через 300 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Какие соли образовались в растворе и каковы их массовые доли в растворе. *Ответ:* 6,52% гидрокарбоната натрия и 8,32% карбоната натрия.
- 149.** Раствор хлорида железа (III) массой 200 г нагрели с избытком щёлочи. В результате выпал осадок массой 3,21 г. Определите массовую долю соли в первоначальном растворе. *Ответ:* 16,25%.
- 150.** Вычислите массу кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, которая необходима для приготовления раствора сульфата железа (II) объёмом 200 мл с массовой долей соли 5,55% (плотность р-ра 1,0 г/мл). *Ответ:* 20,3 г.

ii. **Молярная концентрация** C представляет собой отношение количества растворённого вещества к объёму раствора:

$$C(X) = n(X)/V_p$$

где $n(X)$ – количество растворённого вещества, моль; V_p – объём раствора, л.

На практике объём раствора обычно измеряют в литрах, в этом случае единица измерения моль/л. Раствор, содержащий в 1 л один моль вещества, называется молярным, 0,1 моль – децимолярным, и т.д.

В практической деятельности молярную концентрацию принято обозначать буквой M . Например, если 1 литр раствора содержит 1 моль растворённого вещества, то его называют молярным раствором и обозначают 1М, если 0,1 моля, то раствор называют децимолярным и обозначают 0,1 М и т.д.

Между растворами различной молярности и их объёмами существует следующая зависимость: $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$. Используя это соотношение, можно легко вычислить объём более концентрированного раствора, необходимого для приготовления определённого объёма менее концентрированного раствора, т.е. раствора с более низкой молярностью.

Молярную концентрацию в основном используют при исследовании в области химии.

Рассмотрим решения некоторых типовых задач на молярную концентрацию растворов.

Пример №1

Чему равна молярная концентрация нитрата серебра в растворе с массовой долей соли 1%, если плотность раствора равна 1,01 г/мл?

Решение

Найдём массу соли, содержащейся в 1 литре раствора:

$$m(\text{соли}) = v(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{соли в р-ре}) = 1000 \cdot 1,01 \cdot 0,01 = 10,1 \text{ г.}$$

Далее вычислим количество вещества соли:

$$n(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{M(\text{соли})} = \frac{10,1}{170} = 0,059 \approx 0,06 \text{ моль/л}$$

Молярная концентрация – это количество вещества в 1 литре раствора, следовательно, молярность раствора нитрата серебра равна 0,06 М.

Пример № 2

Вычислить массу соли NaCl, содержащуюся в 250 мл 0,5 М раствора.

Решение

0,5 молярный раствор содержит в 1 литре 0,5 моля соли; это $58,5 \cdot 0,5 = 29,25$ г. Составим пропорцию и вычислим массу соли в 250 мл 0,5 М раствора:

$$1000 \text{ мл р-ра} \text{ ----- } 29,25 \text{ г}$$

$$250 \text{ мл} \text{ ----- } x \text{ г} \quad x = \frac{250 \cdot 29,25}{1000} = 7,31 \text{ г}$$

Пример № 3

Какую массу нитрата калия нужно взять для приготовления 300 мл 0,8 М раствора?

Решение. $M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}$.

В 1000 мл 0,8 М раствора содержится $(0,8 \cdot 101) \text{ г}$ нитрата калия

В 300 мл 0,8 М ----- х г нитрата калия

$X = 24,24 \text{ г KNO}_3$

Пример № 4

Какую массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 0,1 М раствора карбоната натрия?

Решение.

$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$; $M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ г/моль}$.

Поскольку $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$, то для приготовления раствора необходимо взять 0,1 моль $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Определим массу кристаллогидрата, необходимую для приготовления раствора:

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \cdot 286 = 28,6 \text{ г}$

Пример № 5

Смешали 300 мл 1,2М и 200 мл 2М раствора некоторого вещества. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.

Решение.

Если пренебречь возможным изменением объёма раствора при смешивании, можно считать, что объём полученного раствора будет равен 500 мл. Вычислим содержание в нём количества молей растворённого вещества как сумму количеств молей веществ в двух исходных растворах. Это составит: $0,36 + 0,4 = 0,76 \text{ (моль)}$. Так как это количество вещества содержится в 500 мл, молярная концентрация раствора составит $0,76 \cdot 2 = 1,52 \text{ (моль/л)}$.

1. Какое количество растворённого вещества содержится в 1 л раствора нитрата калия с массовой долей соли 20% (плотность раствора 1,15 г/мл)?
2. Вычислите молярную концентрацию 40%-ного раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,25$ г/мл).
3. Вычислите молярную концентрацию раствора серной кислоты, если массовая доля серной кислоты в растворе равна 15% (плотность раствора 1,105 г/мл)? *Ответ:* 1,7 моль/л.
4. Какова молярная концентрация раствора сероводорода в воде, если для получения 10 л раствора потребовалось 4,48 л (н.у.) газа H_2S ?
5. Чему равна молярная концентрация раствора, который содержит в 3 л 175,5 г поваренной соли?
6. Найдите молярную концентрацию раствора, который содержит в 2 л 34,8 г сульфата калия.
7. Какая масса NaOH необходима для приготовления 125 мл 0,15 М раствора?
8. Сколько мл 70%-ной серной кислоты (пл. 1,622 г/мл) надо взять для приготовления 25 мл 2 М раствора её?
9. Какая масса HNO_3 содержится в 200 мл 0,1 М раствора азотной кислоты?
10. Чему равна молярная концентрация раствора, содержащего в 0,75 л 4,41 г хлорида натрия?
11. В каком объёме 0,1 М раствора содержится 7,1 г сульфата натрия?
12. Чему равна молярная концентрация 20%-ного раствора соляной кислоты, плотность раствора которой 1,10 г/мл?
13. Вычислите массовую долю H_3PO_4 в её 5 М растворе ($\rho = 1,29$ г/мл).
14. Определите молярную концентрацию хлорида натрия в растворе, если в 400 мл раствора содержится 29,25 г соли.
15. Какую массу азотной кислоты нужно взять для приготовления раствора азотной кислоты, имеющего концентрацию 2 моль/л объёмом 250 мл?
16. Какая масса 80%-ного раствора необходима для приготовления раствора серной кислоты с концентрацией 0,2 М объёмом 800 мл?
17. Какова молярная концентрация раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей её в растворе 14,6% (плотность р-ра 1,08 г/мл)? *Ответ:* 1,61 М.
18. Какую массу воды и глауберовой соли ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) необходимо взять для приготовления 500 г раствора с мольной долей сульфата натрия равной 0,01?
19. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, если имеется 1 литр 8 М раствора кислоты (плотность р-ра 1,44 г/мл).
20. Определите объёмы 10 М и 2 М растворов хлороводородной кислоты, необходимых для приготовления 400 мл 8 М раствора.

21. Определите молярную концентрацию раствора серной кислоты, образованного при смешивании 50 мл 10 М раствора кислоты с водой объёмом 450 мл.
22. Определите молярную концентрацию 73,8%-ного раствора серной кислоты (плотность р-ра 1,655 г/мл).
23. Одинаковое ли количество вещества соли серебра будет осаждаться из 10 мл 0,5 М раствора нитрата серебра при добавлении к этому раствору по 10 мл 1 М растворов хлорида калия, хлорида натрия и хлороводородной кислоты? *Ответ:* одинаковое.
24. Какой объём раствора серной кислоты с массовой долей кислоты в растворе 9,3% (плотность р-ра 1,05 г/мл) потребуется для приготовления 40 мл 0,35 М серной кислоты.
25. Плотность раствора гидроксида калия равна 1,24 г/мл, массовая доля гидроксида калия в растворе равна 26%-там. Какова молярная концентрация этого раствора гидроксида калия?
26. К 80 мл 3,5 М раствора хлорида аммония (плотность р-ра 1,05 г/мл) прилили 40 мл воды. Вычислить массовую долю соли в полученном растворе.
27. Определите массовую долю гидроксида натрия в его 0,002 М растворе, считая, что плотность равна 1 г/мл.
28. Рассчитайте, сколько моль серной кислоты содержится в 2 л раствора, если массовая доля кислоты в растворе равна 60% (плотность р-ра 1,50 г/мл).
29. Смешали 1 л 1 М раствора, 2 л 2 М раствора и 7 л 0,2 М раствора хлорида калия. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора, изменением объёма пренебречь.
30. Раствор содержал 33,1 г нитрата свинца (II). Для полного осаждения свинца в виде хлорида потребовалось 50 мл раствора хлороводородной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию раствора хлороводородной кислоты.
31. Смесь гидроксида натрия и гидроксида бария массой 3,36 г растворена в 76,64 мл воды. Для полной нейтрализации полученного раствора потребовалось 12,5 мл 4 М раствора хлороводородной кислоты. Какова массовая доля гидроксида натрия в исходном растворе? *Ответ:* 2,5%.
32. Для нейтрализации 20 мл раствора, содержащего хлороводородную и азотную кислоты, потребовалось 5 мл 0,4 М раствора гидроксида натрия. При действии на такую же порцию смеси кислот раствором нитрата серебра образуется осадок массой 0,25 г. Определите молярную концентрацию азотной кислоты в растворе. *Ответ:* 0,015 М.
33. К 10 мл раствора серной кислоты прилили 18 мл раствора гидроксида калия концентрации 0,1 моль/л. Для достижения нейтральной реакции среды пришлось прилить ещё 4 мл раствора хлороводородной

кислоты концентрации 0,1 моль/л. Вычислите, сколько граммов серной кислоты содержалось в 1 мл исследуемого раствора.

34. Определите число литров 0,2 М раствора хлорида натрия, которое можно приготовить из 300 г хлорида натрия. *Ответ:* 25,65 л.

III. Состав раствора можно характеризовать используя понятие *моляльности*.

Моляльностью $\{C_m(X)\}$ раствора называется число молей растворённого вещества приходящееся на 1000 г растворителя.

Например, если растворить 1 моль сахарозы в 1000 г воды, то получается одномоляльный водный раствор сахарозы. Иначе говоря, моляльность – это отношение количества вещества растворённой порции частиц X к массе порции растворителя:

$$C_m(X) = \frac{n(X)}{m}$$

Единица измерения в системе СИ **моль/кг**. Например $C_m(\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль/кг.

Указанный способ выражения концентрации используется при интерпретации влияния растворённого вещества на физические свойства единицы массы растворителя. К таким свойствам относятся понижение давления пара, уменьшение температуры плавления и увеличение температуры кипения, а также осмотическое давление растворителя.

Рассмотрим пример расчёта приготовления моляльного раствора.

Задача № 1

Вычислите массу глюкозы, необходимую для приготовления 0,2 моляльного раствора, содержащего 300 г глюкозы.

Решение

Молярная масса глюкозы составляет 180 г/моль. Следовательно, растворив 180 г глюкозы в 1000 г воды, мы получили бы одномолярный раствор. Для приготовления 0,2 моляльного раствора, содержащего 300 г воды потребуется взять глюкозы :

$$m(\text{глюкозы}) = \frac{300 \text{ г} \cdot 0,2 \cdot 180 \text{ г}}{1000 \text{ г}} = 10,8 \text{ г глюкозы}$$

или можно составить пропорцию и решить её:

на 1000 г воды в 0,2 молярном растворе приходится (0,2 · 180) г глюкозы

на 300 г воды в 0,2 молярном растворе приходится (x) г глюкозы

$$X = m(\text{глюкозы}) = 10,8 \text{ г}$$

Эту концентрацию используют главным образом в физике и физико-химии.

IV. Молярная доля – это отношение числа молей одного из компонентов раствора к полному числу молей раствора. Эту концентрацию используют при проведении экспериментальных работ как в химии, так и в физике.

Молярная доля, согласно названию, определяет ту часть полного количества молекул раствора, которая относится к растворённому веществу либо к растворителю. Если для двухкомпонентного раствора обозначить символом N_a – число молей растворённого вещества, а символом N_b – число молей растворителя, то молярная доля растворённого вещества должна быть равна:

$$X_a = \frac{N_a}{N_a + N_b},$$

а молярная доля растворителя:

$$X_b = \frac{N_b}{N_a + N_b}.$$

$X_a + X_b = 1$. Для многокомпонентных систем должно выполняться аналогичное равенство, $\sum X_i = 1$. Указание концентрации растворов с помощью молярной доли применимо ко всем трём агрегатным состояниям. Молярная доля представляет собой безразмерную единицу измерения концентрации.

Рассмотрим пример расчёта молярной доли йода в растворе, содержащем 20 г йода в 500 г CCl_4 .

Решение

1. Определим число молей каждого компонента:

$$N_a = \frac{20 \text{ г}}{254 \text{ г/моль}} = 0,079 \text{ моль}; \quad N_b = \frac{500 \text{ г}}{154 \text{ г/моль}} = 3,25 \text{ моль}$$

2. Находим мольную долю йода в растворе:

$$N(I_2) = \frac{0,079 \text{ моль}}{0,079 \text{ моль} + 3,25 \text{ моль}} = 0,024$$

Мольная доля CCl_4 равна : $1 - 0,024 = 0,976$.

ЛИТЕРАТУРА

1. Кузьменко Н.Е., Ерёмин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. ??????????????
2. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. Учебное пособие для вузов. –СПб: Химиздат, 1995.
3. Петров М.М., Михилев Л.А., Кукушкин Ю.Н. Неорганическая химия. Изд. 2-е, пер. и доп. Под ред. Проф. Ю.Н. Кукушкина. Л., «Химия», 1976.
4. К. Неницеску. Общая химия. Учебник по общей и неорганической химии. М.: «МИР», 1968.
5. Абкин Г.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: «Высш. школа», 1971.
6. Сборник упражнений и усложнённых задач с решениями по химии. /Т.П. Адамович, Г.И. Васильева, Г.А. Попкович, А.Р. Улазова – Минск, «Вышэйшая школа», 1973.
7. Кульман А.Г. Сборник задач по общей химии. М.: «Высшая школа», 1975.
8. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. М.: «Высшая школа», 1975.
9. Витинг Л.М., Резницкий Л.А. Задачи и упражнения по общей химии. М.: издат. Московского университета. 1976.
10. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. Минск: Изд-во БГУ, 1978.

11. Серeda И.П. Конкурсные задачи по химии. Издание третье. Киев: Головное издательство издательского объединения «Вища школа». 1978.
12. Цитович И.К., Протасов П.Н. Методика решения расчётных задач по химии. – М.: Просвещение. 1983.
13. Ефимов А.И., Карцева Л.А., Луцкая И.М. Задачи по химии. Л.: Изд-во Ленинградского университета, 1986.
14. Михилев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии. Л.: «Химия», 1985.
15. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. М.: Высшая школа. 1990.
16. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.А. Задачи по неорганической химии: Учебное пособие для химико-технологических вузов. М.: Высшая школа. 1990.
17. Чимиленко Ф.А., Виниченко И.Г., Чимиленко Т.С. Подготовка к экзамену по химии с контролем на ЭВМ. – М.: Школа-Пресс, 1994.
18. Романовская В.К. Химия. Решение задач. – СПб: «Специальная литература», 1998.
19. Увлекательный мир химических превращений: Оригинальные задачи по химии с решениями /А.В. Суворов, А.А. Карцова, А.А. Потехин, А.С. Днепровский; под ред. А.В. Суворова. – СПб: Химия, 1998.
20. Штремплер Г.И., Хохлова А.И. Методика решения расчётных задач по химии: 8-11 классы. Пособие для учителей.-М., Просвещение, 1998.
21. Ерохин Ю.М., Фролов В.И. Сборник задач и упражнений по химии (с дидактическим материалом):. М.: Высш. шк. 1998.
22. Волович П.М. Сборник задач по неорганической химии. – М.: Рольф, 1999.
23. Воловик В.Б., Крутецкая Е.Д. Неорганическая химия. Упражнения и задачи. Пособие для абитуриентов и старшеклассников. СПб.: «ОРАКУЛ», 1999.
24. Сборник вопросов и задач по химии для средней общеобразовательной школы/ Под общ. ред. А.В. Суворова.-СПб.: СпецЛит, 1999.
25. Смирнова Л.М., Жуков П.А. Сборник задач по общей и неорганической химии. 8-11 классы.-СПб.: «Паритет», 2000.
26. Ковальчукова О.В. Учись решать задачи по химии. Учебное издание. М.: «Проматур», 2002.
27. Мильчев В.А., Ковалёва З.С. Типовые расчётные задачи по химии для учащихся 9-х классов на базе учебного стандарта.- М.: АРКТИ, 2002.
28. Олейников Н.Н., Муравьёва Г.П. Химия. Основные алгоритмы решения задач. Учебное пособие для поступающих в вузы / Под редакцией академика Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский отдел УНЦ ДО, ФИЗМАТЛИТ, 2003.
29. Габриелян О.С., Решетов П.В., Остроумов И.Г. Задачи по химии и способы их решения. 8-9 кл. М.: Дрофа, 2004.

30. Качалова Г.С. Расчётные задачи по химии с решениями: Учеб. пособие. 8-11 кл. – Новосибирск: Сиб. унив. Изд-во, 2004.
31. Лилле В.П. Химия: Решение задач.- СПб.: Издательский дом «Литера», 2004.
32. Резяпкин В.И. Химия. 800 новых задач и упражнений с примерами решений. – Минск: Юнипресс, 2007.
33. Литвинова Т.Н. Химия в задачах для поступающих в вузы. – М.: «Издательство Оникс», «Издательство «Мир и Образование», 2009.
34. Турчен Д.Н. ЕГЭ. Химия. Расчётные задачи в тестах ЕГЭ. Части А, В, С. – М.: Издательство «Экзамен», 2009.