

ГЛАВА V

ХИМИЯ РАСТВОРОВ

При изучении этой главы вы повторите и расширите знания о растворимости веществ, процессах образования растворов и свойствах растворов электролитов.

Важный аспект темы — знакомство с практически значимым понятием водородного показателя pH, а также изучение свойств растворов кислот, щелочей и солей с позиции теории электролитической диссоциации.

Значительная часть времени будет уделена вами решению расчётных задач с привлечением понятий растворимости, массовой доли, молярной концентрации, степени диссоциации и pH.

Важнейшие понятия темы: смесь, раствор, растворимость вещества, кристаллогидрат, электролиты и неэлектролиты, анион, катион, реакции ионного обмена, сильные и слабые электролиты, степень электролитической диссоциации, водородный показатель pH.

§ 23. Растворение как физико-химический процесс

Вы уже знакомы со *смесями веществ* — растворами и механическими смесями, их классификацией (рис. 50). Напомним, что механические смеси образуются в результате простого перемешивания веществ без образования ими химической связи или других химических изменений. Каждый компонент такой *механической (гетерогенной) смеси* сохраняет свой состав и свойства.

Также вам уже известны **растворы** — *гомогенные устойчивые системы переменного состава, состоящие из нескольких компонентов*. Различают жидкие (водные и неводные), газообразные и твёрдые растворы. Некоторые их примеры приведены на рисунке 50. Мы будем рассматривать преимущественно водные растворы.



В отличие от механических смесей растворы однородны, то есть отсутствуют границы раздела фаз. Кроме того, растворы устойчивы, так как при неизменных условиях (концентрация растворённого вещества, температура, давление) они бесконечно долго остаются гомогенными системами.

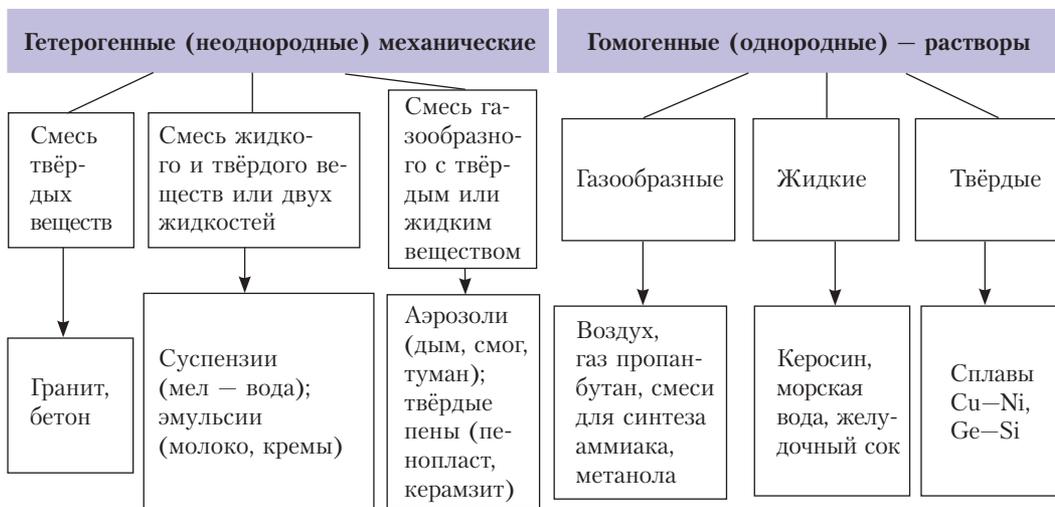


Рис. 50. Классификация смесей

*Физико-химический процесс, при котором происходит взаимодействие частиц растворяемого вещества и растворителя с образованием гомогенной устойчивой системы переменного состава, называют **растворением**.*

Химическая сторона процесса растворения заключается в разрушении связей между частицами растворяемого вещества и их взаимодействии с молекулами растворителя. При растворении протекают физические процессы взаимной диффузии частиц растворяемого вещества и молекул воды.

Тепловые явления при растворении

Для разрыва химических связей между частицами растворяемого вещества необходимо затратить энергию. Следовательно, количество теплоты в системе убывает и первая стадия растворения – это эндотермический процесс. При связывании частиц растворяемого вещества и растворителя на второй стадии процесса растворения энергия, наоборот, выделяется. Это экзотермический процесс, количество теплоты возрастает. Суммарный тепловой эффект процесса растворения равен сумме двух величин:

$$Q_{\text{(растворения)}} = -Q_{\text{(разрыв химических связей)}} + Q_{\text{(образование химических связей)}}$$

Экспериментальные данные показывают, что при *растворении твёрдых веществ* в одних случаях теплота выделяется, а в других – поглощается. Например, при растворении в воде нитрата аммония NH_4NO_3 наблюдается сильное охлаждение раствора. Причина заключается в том, что количество теплоты, выделяющейся при взаимодействии

катионов NH_4^+ и анионов NO_3^- с молекулами воды, меньше количества теплоты, затрачиваемой на разрыв ионных связей в кристаллах нитрата аммония ($Q_{\text{растворения}} = -26,4$ кДж/моль). Другой пример – растворение в воде гидроксида калия, которое сопровождается сильным разогреванием раствора. В этом случае энергия, выделяемая при взаимодействии ионов K^+ и OH^- с молекулами воды, больше, чем энергия, затрачиваемая на разрыв связей между этими ионами в кристаллическом КОН ($Q_{\text{растворения}} = +55,6$ кДж/моль).

Растворение газов и жидкостей в воде обычно сопровождается выделением теплоты, так как практически отсутствуют затраты энергии на разрушение связей между молекулами исходного вещества.

Растворимость веществ в воде



Растворяя вещество в воде, можно получить насыщенные и ненасыщенные растворы.

Насыщенным называют такой раствор, в котором при заданной температуре вещество больше не растворяется. Соответственно, в **ненасыщенном** растворе можно растворить дополнительное количество вещества.

Именно к насыщенным растворам относится *количественная характеристика способности вещества к растворению, или растворимость*. Растворимость измеряют, определяя содержание растворённого вещества в его насыщенном растворе при заданной температуре.

Наиболее часто используют численную характеристику – *растворимость (s)*. Растворимость численно равна максимальной массе вещества, способного при данной температуре раствориться в 100 г растворителя. Так, $s^{10}(\text{KNO}_3)$ равна 21 г/100 г воды при 10 °С.

Растворимость газа определяют как максимальный объём газа (V , см³), растворяющегося в 100 г растворителя при заданных температуре и давлении. Часто используют такую единицу измерения, как количество объёмов растворённого газа на один объём воды.

Растворимость нередко измеряют и в других величинах, указывая *массовую долю* или *молярную концентрацию* растворённого вещества в насыщенном растворе. Эти же величины применяют для количественного выражения состава ненасыщенных растворов. К этим величинам вы обратитесь, изучая материал следующего параграфа.

Как вам уже известно, вещества по растворимости в воде условно делят на три группы (см. второй форзац). Вещество считают растворимым, если при 20 °С растворяется более 1 г вещества в 100 г воды или 100 см³ в 100 г воды в случае газов. Вещество малорастворимо, если его растворимость находится

в пределах от 0,01 до 1 г в 100 г воды, и практически нерастворимо при растворимости менее 0,01 г в 100 г воды.

Концентрированные растворы содержат много растворённого вещества, а в разбавленных растворах концентрация растворённого вещества мала. Деление растворов на концентрированные и разбавленные условно. Оно не связано с делением на насыщенные и ненасыщенные растворы. Например, насыщенный раствор BaSO_4 содержит 0,0002448 г соли на 100 г воды при 20 °С. Значит, это очень разбавленный раствор. Насыщенный раствор КОН содержит 112 г/100 г воды. Если растворить 80 г КОН в 100 г воды, то получим концентрированный, но ненасыщенный раствор.

Растворимость *твёрдых* и *жидких* веществ зависит от их природы и температуры раствора. С увеличением температуры растворимость большинства твёрдых веществ и жидкостей заметно возрастает (рис. 51). При охлаждении, соответственно, растворимость уменьшается и часть вещества выпадает в виде осадка — кристаллизуется.

Кристаллизация играет огромную роль в природе: она приводит к образованию многих минералов, например галита (NaCl), сильвина (KCl), сталактитов и сталагмитов (CaCO_3). В промышленности методом кристаллизации выращивают крупные кристаллы NaCl , LiF для оптических приборов, кристаллы SiO_2 для ультразвуковых генераторов, микрофонов и др.

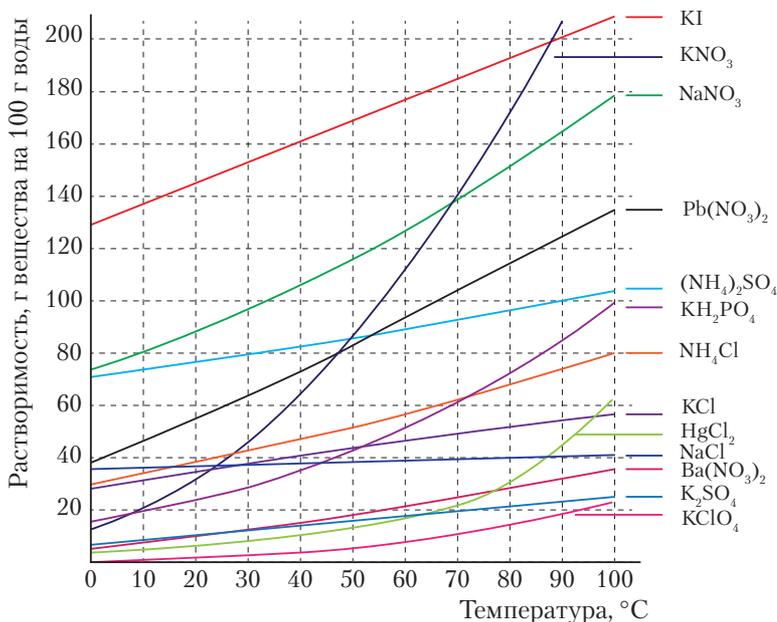


Рис. 51. Зависимость растворимости твёрдых веществ от температуры

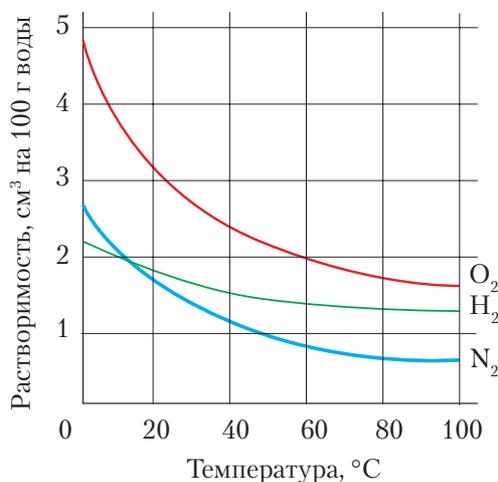


Рис. 52. Зависимость растворимости газообразных веществ в воде от температуры

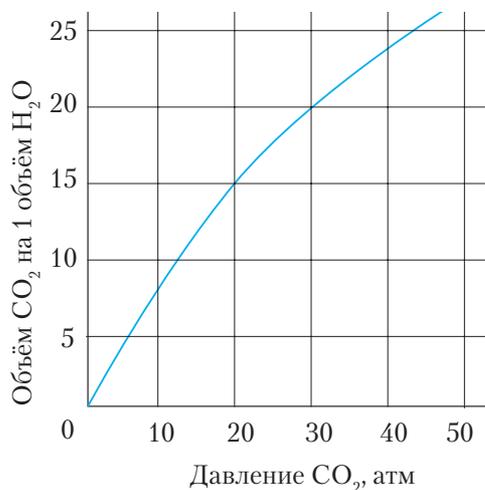


Рис. 53. Зависимость растворимости углекислого газа в воде от давления

Растворимость *газов* в воде зависит от их природы, температуры и давления (рис. 52, 53).

При растворении газов выделяется теплота. *При повышении температуры их растворимость понижается. При увеличении давления растворимость газа повышается.* Поэтому, указывая растворимость газа в воде при заданной температуре, имеют в виду растворимость при его давлении 1 атм или 101,325 кПа.

Некоторые жидкости, такие как H₂SO₄, HNO₃, HF ($t_{\text{кип.}} = 19,5 \text{ }^\circ\text{C}$), CH₃COOH, HCOOH, CH₃OH, C₂H₅OH, этиленгликоль, глицерин, ацетон, смешиваются с водой в любых соотношениях, поэтому говорят об их *неограниченной растворимости*.



Гидраты и кристаллогидраты

В ряде случаев в результате физико-химического взаимодействия частиц растворённого вещества с водой образуются соединения — *гидраты*. Такой процесс называют *гидратацией*. Молекулы воды при этом не разрушаются, а связываются с молекулами или ионами растворённого вещества.

Гидраты — это продукты присоединения воды к неорганическим и органическим веществам, в которых молекула воды присутствует в виде отдельной структурной единицы.

Многие *гидраты* легко распадаются, хотя могут образовывать и устойчивые соединения. В ряде случаев после упаривания растворителя и кристаллизации растворённого соединения можно выделить *кристаллогидраты*.

Большинство кристаллогидратов являются солями. Кристаллогидраты образуются, если в кристаллической решётке катионы связываются с молекулами воды более прочно, чем с анионами в кристаллах безводной соли. Состав кристаллогидрата выражают формулой, указывающей число молекул кристаллизационной воды на одну структурную единицу вещества, например кристаллическая сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. С этими кристаллогидратами вы уже знакомы из курсов химии 8-го и 9-го классов.

Иногда кристаллогидраты образуют кислоты (щавелевая, лимонная), основания ($\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$), а также некоторые углеводы (глюкоза) и их производные (сорбит).

Кристаллогидраты — это кристаллические продукты присоединения воды к неорганическим и органическим веществам, имеющие определённый состав и включающие молекулы воды в виде отдельной структурной единицы. Вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется *кристаллизационной*.

Многие кристаллогидраты ярко окрашены. Например, безводный CoCl_2 имеет синий цвет. В результате гидратации он превращается в тёмно-розовый кристаллогидрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (рис. 54, а) и поэтому может использоваться в качестве индикатора присутствия воды. Аналогичную роль может играть и сульфат меди(II): безводный CuSO_4 — бледно-голубой, кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — ярко-синий (рис. 54, б).



Рис. 54. Безводные соли и кристаллогидраты



Процесс образования кристаллогидратов используется в строительстве. Так, порошок цемента в основном состоит из смеси безводных кристаллов $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ и $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$.

При смешивании цемента с водой протекают процессы гидратации и образования кристаллогидратов $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. При этом пластичный цементный клей, напоминающий по консистенции тесто, затвердевает и превращается в цементный камень.



Растворы — гомогенные устойчивые системы переменного состава, состоящие из нескольких компонентов.

Растворение — это физико-химический процесс, сопровождающийся выделением или поглощением теплоты.

Растворимость веществ зависит от их природы и температуры. На растворимость газов влияет давление.

Кристаллогидраты — это кристаллические продукты присоединения воды к неорганическим и органическим веществам, имеющие определённый состав и включающие молекулы воды в виде отдельной структурной единицы.



Вопросы, задания, задачи

1. Приведите примеры твёрдых, жидких и газообразных растворов. Укажите области применения твёрдых растворов.

2. Укажите основные различия между раствором и механической смесью веществ.

3. Пользуясь данными таблицы растворимости на форзаце учебника, приведите по два примера: а) растворимых; б) малорастворимых; в) практически нерастворимых в воде соединений. Запишите их формулы.

4. Даны соединения: хлороводород, нитрат калия, хлорид калия, хлорид натрия, оксид серы(IV), аммиак. С помощью кривых растворимости (рис. 51), а также знаний о растворимости газов определите вещества, растворимость которых в воде при повышении температуры: а) возрастает; б) практически неизменна; в) уменьшается.

5. Назовите процессы взаимодействия между молекулами воды и растворимым веществом при образовании водного раствора.

6. По кривым растворимости (рис. 51) найдите растворимость солей: нитрата натрия, хлорида аммония и хлорида натрия при $20\text{ }^\circ\text{C}$, $50\text{ }^\circ\text{C}$, $70\text{ }^\circ\text{C}$.

7. Растворимость натриевой селитры NaNO_3 при $10\text{ }^\circ\text{C}$ равна 80 г на 100 г воды. Определите массовую долю соли в насыщенном растворе при этой температуре.

8. Массовая доля KNO_3 в насыщенном при $20\text{ }^\circ\text{C}$ растворе равна 24,0 %. Определите растворимость KNO_3 при $20\text{ }^\circ\text{C}$ (г/100 г воды).

9. Рассчитайте, на сколько граммов различается масса 500 г безводного сульфата кальция и его двухводного кристаллогидрата (гипса).

10. Растворимость аммиака при $0\text{ }^\circ\text{C}$ равна 1153 объёма на 1 объём воды, а при $30\text{ }^\circ\text{C}$ — 532 объёма (при н. у.) на 1 объём воды. Насыщенный при $0\text{ }^\circ\text{C}$ раствор массой 250 г нагрели до $30\text{ }^\circ\text{C}$. Как изменилась его масса? Какой объём (при н. у.) аммиака выделился при нагревании? Ответ подтвердите расчётом.



§ 24. Приготовление растворов



Рассмотрим вычисления, необходимые для приготовления растворов с заданной массовой долей или заданной молярной концентрацией растворённого вещества. Это простейшие расчёты, с которыми сталкивается каждый исследователь в химической лаборатории. Навыками некоторых вычислений необходимо владеть и в повседневной жизни для приготовления пищи, растворов моющих средств, удобрений или ядохимикатов. Например, в кулинарной книге приведён рецепт блюда, в котором используется 5%-ный уксус, а в магазине можно купить только 9%-ный. Ясно, что массовые доли уксусной кислоты различаются в $9 : 5 = 1,8$ раза, то есть имеющегося 9%-ного уксуса нужно взять в 1,8 раза меньше, чем указано в рецепте.

Простейшая задача по приготовлению раствора с заданной массовой долей растворённого вещества представлена в примере 1 и известна вам с 8-го класса.

Пример 1. Рассчитайте массу хлорида натрия и объём дистиллированной воды для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей соли 5 %.

Дано:

$$\omega(\text{NaCl}) = 5 \%$$

$$m(\text{р-ра}) = 300 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) - ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение

1. Вычислим массу соли, учитывая, что 5 % соответствует 0,05 долей от единицы:

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,05 \cdot 300 \text{ г} = 15 \text{ г}.$$

2. Массу растворителя (воды) вычислим по формуле:

$$m(\text{р-ля}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва}). \text{ Поэтому } m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} - 15 \text{ г} = 285 \text{ г}.$$

3. Объём воды найдём с учётом её плотности ($\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$):

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{285 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 285 \text{ см}^3.$$

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 15 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 285 \text{ см}^3$.

Экспериментатор для приготовления растворов использует весы и мерную посуду (рис. 55).



Рис. 55. Оборудование и посуда для приготовления растворов

Пример 2. Рассчитайте массу хлорида калия, необходимого для приготовления его насыщенного раствора массой 350 г. Растворимость данной соли в условиях опыта (20 °С) составляет 34,4 г на 100 г воды.

Дано:

$$s(\text{KCl}) = 34,4 \text{ г}/100 \text{ г H}_2\text{O}$$

$$m(\text{р-ра}) = 350 \text{ г}$$

$$m(\text{KCl}) - ?$$

Решение

1. Рассчитаем массовую долю соли в насыщенном растворе, состоящем из 100 г воды и 34,4 г соли (исходим из данных о растворимости). При этом масса раствора составит $100 + 34,4 = 134,4 \text{ г}$.

$$\omega(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{р-ра})} = \frac{34,4 \text{ г}}{134,4 \text{ г}} \approx 0,256 \text{ (т. е. } 25,6 \text{ \%)}.$$

2. Поскольку 350 г насыщенного раствора будут содержать 25,6 % соли, то масса соли будет равна:

$$m(\text{KCl}) = \omega(\text{KCl}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,256 \cdot 350 \text{ г} = 89,6 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{KCl}) = 89,6 \text{ г}$.

Иногда приходится рассчитывать массовую долю вещества в уже приготовленном растворе. Рассмотрим этот расчёт на примере 3.

Пример 3. Медный купорос массой 25 г растворили в воде массой 475 г. Вычислите массовую долю (%) сульфата меди(II) в полученном растворе.

Дано:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 475 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuSO}_4) - ?$$

Решение

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль};$$

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

1. Вычислим количество сульфата меди(II) в порции его кристаллогидрата:

$$n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{25 \text{ г}}{250 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль},$$

значит, $n(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ моль}$.

2. Масса безводной соли в кристаллогидрате:

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 16 \text{ г}.$$

3. Вычислим массу приготовленного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 \text{ г} + 475 \text{ г} = 500 \text{ г}.$$

4. Найдём массовую долю сульфата меди(II) в растворе:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4) : m(\text{р-ра}) = 16 \text{ г} : 500 \text{ г} = 0,032, \text{ или } 3,2 \%$$

Ответ: $\omega(\text{CuSO}_4) = 3,2 \%$.

В химии удобно выражать состав растворов в единицах *молярной концентрации* — моль/дм³. Ведь зная число молей вещества в 1 дм³ раствора, легко отмерить нужное число молей для реакции *с помощью мерной посуды* (рис. 55).

Как вам известно, *молярная концентрация $c(X)$ вещества X — это величина, равная количеству этого вещества (моль) в единице объёма раствора:*

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{р-ра})}.$$

Пример 4. Рассчитайте массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления его раствора с молярной концентрацией 0,05 моль/дм³, если в распоряжении экспериментатора имеется мерная колба объёмом 250 см³ (рис. 55).

Дано:

$$c(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{р-ра}) = 250 \text{ см}^3$$

$$m(\text{NaOH}) - ?$$

Решение

1. Определим количество щёлочи в растворе объёмом 250 см³, то есть 0,25 дм³:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{р-ра}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3 \cdot 0,25 \text{ дм}^3 = 0,0125 \text{ моль}.$$

2. Масса гидроксида натрия составляет:

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,0125 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ г}$.

Зная массу и объём или непосредственно плотность раствора, в расчёте легко перейти от *массовых долей* его компонентов к их *молярным концентрациям*.

Пример 5. Массовая доля серной кислоты в растворе равна 95 %, а его плотность составляет $\rho(\text{р-ра}) = 1,834 \text{ г/см}^3$. Вычислите молярную концентрацию серной кислоты в этом растворе.

Дано:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 95 \%$$

$$\rho(\text{р-ра}) = 1,834 \text{ г/см}^3$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

Решение

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

Пусть $V(\text{р-ра}) = 1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3$.

Определим массу раствора H_2SO_4 :

$$m(\text{p-ра}) = V(\text{p-ра}) \cdot \rho(\text{p-ра}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,834 \text{ г/см}^3 = 1834 \text{ г.}$$

2. Вычислим массу H_2SO_4 в растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{p-ра}) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1834 \text{ г} \cdot 0,95 = 1742 \text{ г.}$$

3. Найдём количество кислоты в растворе:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1742 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 17,8 \text{ моль.}$$

4. Поскольку для решения задачи был изначально взят 1 дм^3 раствора, то количество H_2SO_4 в этом объёме соответствует молярной концентрации: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 17,8 \text{ моль/дм}^3$.

Ответ: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 17,8 \text{ моль/дм}^3$.

При выражении количественного состава растворов используют массовые доли компонентов или их молярные концентрации.



Вопросы, задания, задачи

1. Изменяются ли массовая доля растворённого вещества и его молярная концентрация при изменении температуры раствора?
2. Рассчитайте массовую долю соли в растворе, полученном при растворении 30 г соли в 270 г воды.
3. Рассчитайте массу хлорида натрия и объём дистиллированной воды, необходимые для приготовления физиологического раствора массой 20 кг с массовой долей соли 0,9 %.
4. Рассчитайте молярную концентрацию вещества в растворе объёмом $2,5 \text{ дм}^3$, если в нём содержится гидроксид калия: а) количеством 0,75 моль; б) массой 42,0 г.
5. Рассчитайте массовую долю бертолетовой соли KClO_3 в её насыщенном растворе массой 800 г. Растворимость соли при $10 \text{ }^\circ\text{C}$ составляет 5 г на 100 г воды.
6. Рассчитайте массовую долю сульфата натрия в растворе, полученном при растворении в воде массой 500 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 16,1 г.
7. В воде массой 50 г растворили серную кислоту массой 50 г. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию кислоты в растворе, если его плотность равна $1,395 \text{ г/см}^3$.
8. Рассчитайте объём (см^3) и молярную концентрацию (моль/дм^3) при $20 \text{ }^\circ\text{C}$ раствора с $\rho = 1,55 \text{ г/см}^3$, полученного смешиванием 50 см^3 воды ($\rho = 1,00 \text{ г/см}^3$) с 50 см^3 серной кислоты ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$).
9. Массовая доля серной кислоты в растворе равна 0,620, а её молярная концентрация составляет $9,61 \text{ моль/дм}^3$. Чему равен объём (см^3) этого раствора массой 200 г?
10. Раствор массой 450 г с массовой долей сульфата железа(II), равной 30,0 %, охладили, в результате чего из этого раствора выделился осадок $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 99,0 г. Чему равна массовая доля (в %) сульфата железа(II) в растворе над осадком кристаллогидрата?