

Разбор задач «Растворы»

Концентрации растворов

Концентрация в общем случае — это содержание компонента в определенном количестве смеси. Например, если имеется 1 кг смеси из замороженных овощей, мы можем считать массу моркови в 1 кг смеси концентрацией моркови, массу лука в 1 кг смеси — концентрацией лука и т.п.

Концентрация — количественная характеристика. Но размерность концентрации может быть различна. В школьной практике используются массовая доля и молярная концентрация, и часто абитуриенты, привыкшие к этим двум способам выражения концентрации, теряются, если сталкиваются на экзамене с другими способами. Советуем помнить, что концентрация может быть выражена как количество (количество вещества в молях, масса, объем, число штук) интересующего нас компонента, приходящееся на заданное количество (количество вещества в молях, массу, объем, число штук) смеси (раствора) или растворителя. Обычно пользуются теми единицами, которые удобны в данном случае. Так, концентрация атомов водорода в межзвездном пространстве может иметь размерность г/св.год³, а концентрация комаров в воздухе — штук/м³. Концентрацию поваренной соли в супе вряд ли удобно выражать в таких единицах, для этого лучше подойдет размерность моль/л или г/100 г воды.

Напомним наиболее часто встречающиеся способы выражения концентрации.

1. Массовая доля¹

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\Sigma}}$$

Если растворенное вещество только одно, то массовую долю можно рассчитать как:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{вещества}} + m_{\text{растворителя}}}$$

Массовую долю, выраженную в процентах, обычно называют процентной концентрацией. Чтобы перевести массовую долю в процентную концентрацию, надо просто умножить ее значение на 100%.

2. Объемная доля

$$\varphi = \frac{V_{\text{вещества}}}{V_{\Sigma}}$$

Объемными долями чаще всего оперируют, когда имеют дело с газовыми смесями, т.к. объем газовой смеси складывается из объемов компонентов. В жидких и твердых растворах в общем случае объем раствора не равен сумме объемов компонентов, и использование объемной доли редко оправдано. Впрочем, одна из самых важных в быту концентраций — концентрация спиртовых растворов — измеряется именно в объемных долях (градусы представляют собой объемные проценты спирта в напитке).

3. Мольная доля

$$\chi = \frac{v_{\text{вещества}}}{\sum v_{\text{всех компонентов раствора или смеси}}}$$

Мольная доля удобна для расчетов характеристик газовых смесей и коллигативных (то есть зависящих от числа частиц) свойств растворов, например, понижения давления насыщенного пара растворителя при образовании раствора, изменения температур плавления и кипения.

¹ m_{Σ} и V_{Σ} означают общую массу (объем) раствора или смеси.

4. Молярная концентрация

$$C = \frac{V_{\text{вещества}}}{V_{\Sigma}}$$

Если вышеприведенные концентрации безразмерны, то молярная концентрация имеет строго определенную размерность [моль/л]², то есть объем раствора обязательно выражается в литрах, а не в миллилитрах и не в кубометрах. Самая распространенная ошибка при работе с молярными концентрациями состоит именно в несоблюдении размерности.

Для жидких растворов наиболее широко используются молярная концентрация и массовая доля. Эта величина удобна для практики приготовления растворов, для титрования³ — то есть для решения реальных химических задач.

Часто требуется пересчитать величину молярной концентрации в процентную и наоборот. Сделать пересчет легко, если помнить о размерностях и о том, что $m_{\text{раствора}} = \rho V_{\text{раствора}}$, где ρ — плотность раствора (плотность также может обозначаться буквой d). В задачах плотность порой дается без указания размерности. По умолчанию размерность плотности принимается [г/мл], плотность воды при 4°C в таких единицах равна 1,00. Такая же величина, кстати, получается, если взять размерность [кг/л] или [т/м³]. *✍ Докажите это.*

✍ Выведите самостоятельно формулы пересчета молярной концентрации в массовую долю и массовой доли в молярную концентрацию. Запишите эти формулы.

Растворимость

Если раствор находится в равновесии с осадком (т.е. с избытком растворенного вещества), его называют **насыщенным**. По определению, **растворимость** — это концентрация насыщенного раствора. Как концентрация, она может быть выражена в любых единицах, как перечисленных выше, так и не перечисленных.

В справочных таблицах чаще всего указывают растворимость веществ в воде в единицах г/100 г воды. Эти значения удобны для практического использования при приготовлении насыщенных растворов. Обращаем внимание, что всегда, даже если в равновесии с раствором находится кристаллогидрат соли, приводится растворимость в расчете на безводную соль.

✍ Самостоятельно выведите формулу для пересчета растворимости, выраженной в г/100 г воды, в массовую долю и запишите.

Принята следующая **классификация** веществ по растворимости:

- * хорошо растворимые вещества — в 100 г воды при комнатной температуре растворяется более 10 г вещества;
- * малорастворимые вещества — растворимость между 1 г/100 г воды и 10г/100 г воды;
- * нерастворимые вещества — растворимость менее 1 г/100 г воды.

Эта классификация довольно условна. Понятно, что в реальности граница, например, между нерастворимыми и малорастворимыми веществами размыта. Куда отнести вещество, растворимость которого составляет 1 г/100 г воды? При температурах, отличных от комнатной, растворимость веществ меняется, и два вещества, одно из которых относится к хорошо растворимым, а другое к малорастворимым, могут при похолодании в лаборатории (отключили отопление, и "комнатная" температура упала с 25°C до 15°C) поменяться местами.

Кроме того, растворимость не всегда правомерно сравнивать по массам растворенных веществ в 100 г воды. Если в 100 г воды растворено 10 г вещества, то это может быть очень много вещества с маленькой молярной массой или очень мало вещества с большой молярной

² Часто обозначается M , например, $2M \equiv 2$ моль/л – двумолярный раствор.

³ Титрование – это определение концентрации раствора по объему раствора реагента известной концентрации, прореагировавшего с точно определенным объемом исследуемого раствора.

массой. При растворении происходит взаимодействие между частицами, а не между граммами, поэтому с химической точки зрения следовало бы сравнивать молярные концентрации или мольные доли.

Термин "нерастворимые вещества" неудачен. Не существует веществ, совершенно нерастворимых. Правильнее называть такие вещества плохо растворимыми. Их растворимость лучше характеризовать не концентрацией насыщенного раствора, а произведением растворимости⁴, т.к. для таких веществ растворимость очень сильно зависит от присутствия в растворе одноименных ионов постороннего происхождения.

Но, несмотря на недостатки и ограничения, эту классификацию следует знать. На ее основе составляются качественные (в смысле — не количественные) школьные таблицы растворимости, которыми можно пользоваться на экзаменах.

Факторы, влияющие на растворимость:

1. Природа растворенного вещества и растворителя

Природа вещества — понятие расплывчатое. Иногда школьники с трудом представляют, что скрывается за этим словом. Применительно к растворимости, природа вещества — это в первую очередь тип химической связи и строение молекул растворенного вещества и растворителя.

Для веществ, состоящих из молекул, растворимость подчиняется алхимическому принципу "подобное растворяется в подобном". Иначе говоря, неполярные вещества хорошо растворяются в неполярных растворителях, а полярные — в полярных. Так, бромоводород лучше растворим в воде, а бром — в гексане.

Растворение неполярных веществ в неполярных растворителях можно с достаточной основой рассматривать как физическое смешение, происходящее за счет физического фактора — диффузии.

Полярные молекулы, в отличие от неполярных, сильно взаимодействуют между собой за счет диполь-дипольных сил и при контакте с неполярными молекулами не стремятся смешаться с ними, так как при этом энергия взаимодействия между молекулами существенно уменьшится. При растворении же в полярном растворителе энергия взаимодействия остается практически неизменной, и растворение может идти только за счет увеличения энтропии.

Вода — прекрасный растворитель для веществ, способных образовывать водородную связь, т.к. молекулы этих веществ встраиваются в сетку водородных связей H_2O . Если в молекуле (например, органического вещества) присутствуют и полярная, и неполярная части, то растворимость этого вещества в конкретном растворителе определяется соотношением вклада этих частей.

☞ Сравните (качественно) растворимость в воде а) первичных аминов в зависимости от величины углеводородного радикала; б) первичных, вторичных и третичных аминов с одинаковыми углеводородными радикалами. Запишите свой вывод

Один из этапов процесса растворения — разрушение кристаллической решетки. Если для веществ молекулярного строения этой стадией можно пренебречь, то ионные и атомные кристаллы имеют очень прочную решетку, и ее разрушение требует весьма больших затрат энергии. Вещества с атомными кристаллами практически нерастворимы как в полярных, так и в неполярных растворителях. Растворение ионных кристаллов в полярных растворителях часто энергетически выгодно, поскольку происходит сольватация (в водных растворах — гидратация) ионов — процесс, в результате которого выделяется энергия. Растворимость ионных кристаллов зависит главным образом от прочности кристаллической решетки. Решетка тем прочнее, чем меньше расстояние между разноименно заряженными ионами (ионные радиусы малы) и чем меньше дестабилизирующие взаимодействия между одноименно заряженными ионами (для соли типа A^+B^- радиусы катиона и аниона близки по размеру).

⁴ Подробнее о произведении растворимости см. тему «Равновесия в растворах».

☞ Сравните (качественно) растворимость AgCl и AgNO_3 , LiF и KF . Запишите, почему различается растворимость этих веществ

2. Давление

Рассмотрим равновесие



К этому равновесию применим принцип Ле Шателье.

Растворимость жидкостей и твердых веществ практически не зависит от изменения давления, т.к. изменение объема при растворении обычно незначительно. Если имеет место значительная контракция (уменьшение объема раствора по сравнению с суммой объемов компонентов), зависимость растворимости от давления доступна наблюдению.

Давление существенно влияет на растворимость газов. Поскольку при переходе газа в раствор объем сильно уменьшается, повышение давления, согласно принципу Ле Шателье, увеличивает растворимость.

3. Температура

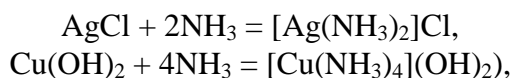
Растворимость **большинства** твердых веществ увеличивается с ростом температуры, т.к. разрушение кристаллической решетки – довольно энергозатратный процесс. Уменьшение растворимости с ростом температуры наблюдается лишь для веществ с непрочной кристаллической решеткой и крайне сильной сольватацией. Растворимость газов с повышением температуры, как правило, уменьшается, т.к. их растворение — экзотермический процесс (нет поглощения энергии за счет разрушения кристаллической решетки).

Некоторые вещества имеют сложную зависимость растворимости от температуры, т.к. при разных температурах в равновесии с раствором могут находиться разные кристаллогидраты одного и того же вещества. Например, растворимость сульфата натрия увеличивается с ростом температуры до 32°C (при этом в равновесии с раствором находится гидрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), а выше 32°C начинает уменьшаться (в равновесии с раствором – безводный сульфат натрия, растворение которого сопровождается гидратацией с выделением большого количества теплоты). С раствором гидрофосфата натрия могут находиться в равновесии $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и безводный Na_2HPO_4 , так что температурная зависимость растворимости гидрофосфата натрия имеет три излома.

4. Другие вещества

В присутствии в растворе других веществ растворимость данного вещества изменяется. Для малорастворимых веществ этот фактор весьма существен и учитывается в произведении растворимости: присутствие в растворе одноименных ионов может уменьшить растворимость малорастворимого электролита на несколько порядков. Как правило, для хорошо растворимых веществ этим фактором пренебрегают (не всегда обоснованно), считая растворимость одного вещества не зависящей от растворимости другого. Тем не менее хорошо известен эффект высаливания. Так, хлорид натрия выпадает в осадок, если добавить к его раствору концентрированную соляную кислоту или продуть через раствор газообразный хлороводород.

Присутствие посторонних веществ может влиять на растворимость и по-другому. Например, добавление аммиака увеличивает растворимость хлорида серебра, гидроксида меди за счет образования комплексных соединений. Однако при этом происходят химические реакции:



в результате которых в растворе находятся соответствующие аммиакаты, а не исходные вещества. Поэтому корректно ли говорить о росте растворимости хлорида серебра и гидроксида меди – вопрос спорный.

Насыщенные и ненасыщенные растворы

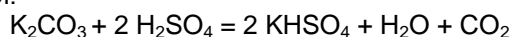
Понятно, что в реальности далеко не всегда приходится иметь дело с раствором, находящимся в равновесии с осадком. Если растворимость вещества 10 г/100 г воды, а вы растворяете 5 г в 100 г воды, то никакого осадка не будет, все растворится. Раствор, концентрация которого меньше, чем растворимость, называется **ненасыщенным**.

А если вы хотите растворить 12 г того же вещества в 100 г воды? Результат зависит от природы вещества. Некоторые вещества (в частности, тиосульфат натрия) легко образуют метастабильные **пересыщенные** растворы — т.е. растворы, концентрация которых больше, чем растворимость. Так, чтобы выпал осадок тиосульфата натрия, недостаточно превысить концентрацию его насыщенного раствора. Необходимо создать центры кристаллизации вещества, например, внося в раствор кристаллик тиосульфата натрия или потерев стенки сосуда стеклянной палочкой.

Однако значительное пересыщение можно создать в растворах немногих веществ. В большинстве случаев при попытке растворить в 100 г воды 12 г вещества с растворимостью 10 г/100 г воды образуется насыщенный раствор и выпадает в осадок 2 г вещества.

Пример 1. (Хим.ф-т МГУ, 1992) Гидросульфат калия можно получить осторожным растворением карбоната калия в точно рассчитанном количестве 40%-ной серной кислоты и последующим охлаждением образующегося раствора. Вычислите выход соли (в % от теоретического), выпадающей в виде кристаллов при охлаждении раствора, если массовая доля соли в насыщенном растворе после охлаждения равна 34%.

Составим уравнение реакции:



Под теоретическим выходом в таком контексте подразумевается количество **полученного** гидросульфата калия, а практический выход – количество **KHSO₄**, **выделившееся в осадок**.

Способ 1:

$$\begin{aligned} \omega(\text{KHSO}_4) &= 0,34 = m_{\text{в-ва}}/m_{\text{р-ра}} \\ m(\text{KHSO}_4)_{\text{получ.}} &= 136v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 136v(\text{H}_2\text{SO}_4) \\ m_{\text{в-ва}} &= m(\text{KHSO}_4)_{\text{получ.}} - m(\text{KHSO}_4)_{\text{осадок}} = 136v(\text{H}_2\text{SO}_4) - m(\text{KHSO}_4)_{\text{осадок}} \\ m(\text{K}_2\text{CO}_3) &= 138v(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,5 \cdot 138v(\text{H}_2\text{SO}_4) \\ m(\text{CO}_2) &= 44v(\text{CO}_2) = 0,5 \cdot 44v(\text{H}_2\text{SO}_4) \\ m_{\text{р-ра}} &= m(\text{K}_2\text{CO}_3) + m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) - m(\text{KHSO}_4)_{\text{осадок}} - m(\text{CO}_2) = \\ &= 69v(\text{H}_2\text{SO}_4) + 98v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 0,4 - m(\text{KHSO}_4)_{\text{осадок}} - 22v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 292v(\text{H}_2\text{SO}_4) - m(\text{KHSO}_4)_{\text{осадок}} \end{aligned}$$

Обозначим для краткости $m(\text{KHSO}_4)_{\text{осадок}} = m$, $v(\text{H}_2\text{SO}_4) = v$.

$$(136v - m)/(292v - m) = 0,34,$$

отсюда $m = 55,6v$.

Выход

$$\eta = m/m(\text{KHSO}_4)_{\text{получ.}} = 55,6v/136v = 0,41 \text{ или } 41\%.$$

Способ 2:

Пусть кислоты X г. Тогда масса раствора кислоты = $100X/40 = 2,5X$ г.

По уравнению масса $\text{K}_2\text{CO}_3 = 138X/196 = 0,7X$, масса $\text{KHSO}_4 = 272X/196 = 1,39X$, масса выделившегося $\text{CO}_2 = 44X/196 = 0,22X$.

Масса получившегося раствора = $2,5X + 0,7X - 0,22X = 2,98X$, масса $\text{KHSO}_4 = 1,39X$.

Пусть выпало Y г соли. Тогда

$$(1,39X - Y)/(2,98X - Y) = 0,34,$$

отсюда $Y = 0,57X$ г. Выход равен $0,57X/1,39X \cdot 100\% = 41\%$.

Реакции в растворах

Как правило, экзаменационные задания содержат не расчет концентраций "в лоб", а осложнены необходимостью учитывать химические процессы: реакции с образованием малорастворимого вещества, с выделением газа, реакции нейтрализации и окисления-восстановления и т.д.

Пример 2. (Фунд.мед. МГУ, 1997) При пропускании фосфина через серноокислый раствор дихромата калия образуется раствор, в котором массовая доля фосфорной

кислоты 2,0%. Вычислите массовые доли остальных продуктов реакции в полученном растворе.

Когда имеет место химический процесс, надо написать его уравнение:



Пусть масса раствора 100 г. Если $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2\%$, то в растворе содержится 2 г кислоты или $2/98 = 0,0204$ моль кислоты. Тогда

$$v(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,0204 \cdot 4/3 = 0,0272 \text{ моль,}$$

что составляет $0,0272 \cdot 392 = 10,7$ г. Поскольку мы рассматриваем 100 г раствора, то массовая доля сульфата хрома **10,7%**.

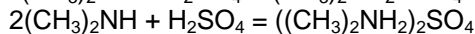
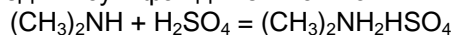
$$v(\text{K}_2\text{SO}_4) = v(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,0272 \text{ моль,}$$

что составляет $0,0272 \cdot 174 = 4,7$ г. Массовая доля **4,7%**.

С точки зрения расчета концентраций эта задача очень проста. Главная ее сложность в составлении уравнения реакции.

Пример 3. (Хим.ф-т МГУ, 1999) Сколько л смеси диметиламина и оксида азота (II) (н.у.), в которой содержится 60% по массе первого газа, нужно пропустить через 200 г 4,9% раствора серной кислоты, чтобы массовые доли солей, образовавшихся в растворе, стали одинаковыми?

Оксид азота (II) не реагирует с серной кислотой. Что за разные соли образует с серной кислотой диметиламин? Это кислый и средний сульфат диметиламмония:



Пусть по первому пути прореагировало x моль серной кислоты. При этом тратится x моль диметиламина и образуется x моль кислой соли. По второму пути прореагировало y моль кислоты. На это идет $2y$ моль диметиламина и образуется y моль средней соли.

$$\text{Общее } v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 200 \cdot 0,049/98 = 0,1 \text{ моль} = x + y \quad (1)$$

$$\text{Масса } (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2\text{HSO}_4 = 143x = \text{массе } ((\text{CH}_3)_2\text{NH}_2)_2\text{SO}_4 = 188y \quad (2)$$

Мы получили систему из 2 уравнений с 2 неизвестными. Выразим x из второго уравнения:

$$x = 188y/143 = 1,3y$$

и подставим в первое:

$$1,3y + y = 0,1.$$

Отсюда $y = 0,043$ моль, $x = 0,056$ моль.

Найдем общее количество вещества диметиламина. Оно равно $x + 2y = 0,056 + 2 \cdot 0,043 = 0,142$ моль. Масса амина $0,142 \cdot 45 = 6,39$ г. Если это составляет 60%, то 40%, приходящиеся на оксид азота — $6,39 \cdot 40/60 = 4,29$ г NO или $4,26/30 = 0,142$ моль NO.

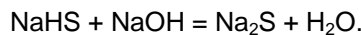
Общий объем смеси

$$V = 22,4 \cdot (0,142 + 0,142) = \mathbf{6,36 \text{ л.}}$$

Часто при расчетах по уравнениям реакций в растворах требуется оценить, что находится в избытке, а что — в недостатке.

Пример 4. (Предв.экз. МГУ, 1998) Смешали 50 мл 0,4М раствора гидросульфида натрия (плотность 1,2) и 30 г 5% раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Составим уравнение реакции:



$$m(\text{раствора NaHS}) = 50 \cdot 1,2 = 60 \text{ г.}$$

$$v(\text{NaHS}) = 0,05 \text{ л} \cdot 0,4 \text{ моль/л} = 0,02 \text{ моль.}$$

$$m(\text{NaOH}) = 30 \cdot 0,05 = 1,5 \text{ г.}$$

$$v(\text{NaOH}) = 1,5/40 = 0,0375 \text{ моль.}$$

Видно, что NaHS в недостатке, и расчет проводится по количеству вещества гидросульфида.

$$v(\text{Na}_2\text{S}) = v(\text{NaHS}) = 0,02 \text{ моль,}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}) = 0,02 \cdot 78 = 1,56 \text{ г.}$$

Остается

$$v(\text{NaOH})_{\text{ост.}} = 0,0375 - 0,02 = 0,0175 \text{ моль,}$$

$$m(\text{NaOH})_{\text{ост.}} = 0,0175 \cdot 40 = 0,7 \text{ г.}$$

$$m(\text{раствора}) = 60 \text{ г} + 30 \text{ г} = 90 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 0,7/90 = 0,008 \text{ или } \mathbf{0,8\%};$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{S}) = 1,56/90 = 0,017 \text{ или } \mathbf{1,7\%}.$$

Кристаллогидраты

Частицы веществ (ионы, молекулы) в растворе взаимодействуют с молекулами растворителя — сольватируются (в случае водных растворов — гидратируются). Порой это взаимодействие настолько значительно, что при выделении вещества из раствора связь с молекулами растворителя не разрывается, и они входят в кристаллическую решетку вещества. Кристаллы, имеющие в своей структуре молекулы растворителя, называются **кристаллосольватами** (если растворителем является вода — **кристаллогидратами**). Наиболее широко известны кристаллогидраты солей, однако встречаются и гидраты веществ с молекулярной кристаллической решеткой (например, $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).

Когда в задаче фигурирует кристаллогидрат, необходимо помнить о двух вещах. Во-первых, растворимость всегда дается в пересчете на безводное вещество. Так, растворяя медный купорос и видя в справочнике растворимость при 20°C $20,7 \text{ г}/100 \text{ г}$ воды, надо учитывать, что в 100 г воды растворяется $20,7 \text{ г}$ CuSO_4 , а не $20,7 \text{ г}$ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Масса вещества в растворе — это масса безводного вещества, а не кристаллогидрата. Во-вторых, кроме растворяемого вещества, кристаллогидрат приносит в раствор дополнительное количество воды.

Пример 5. (Хим.ф-т МГУ, 1993) Сколько граммов кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к 100 мл 5% -го раствора сульфата магния (плотность $1,03 \text{ г}/\text{мл}$), чтобы получить 10% -ный раствор?

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

Масса исходного раствора = $1,03 \cdot 100 = 103 \text{ г}$. Масса вещества в нем $5 \cdot 103/100 = 5,15 \text{ г}$.

Пусть добавили $X \text{ г}$ кристаллогидрата. Тогда масса вещества станет $5,15 + 120X/246 = 5,15 + 0,49X$, масса раствора $103 + X$.

$$(5,15 + 0,49X)/(103 + X) = 0,1.$$

Отсюда $X = 13,2 \text{ г}$.

Пример 6. (Фунд.мед. МГУ, 1998) В 60 г насыщенного водного раствора сульфата натрия внесли 10 г безводной соли. Полученную смесь нагрели до полного растворения, а затем охладили до исходной температуры. При этом выпало $35,4 \text{ г}$ осадка кристаллогидрата. Установите формулу кристаллогидрата, если известно, что насыщенный раствор содержит $34,2\%$ безводной соли.

Масса соли в исходном насыщенном растворе = $60 \cdot 0,342 = 20,52 \text{ г}$.

Масса соли суммарная = $10 + 20,52 = 30,52 \text{ г}$.

Масса раствора суммарная = $10 + 60 = 70 \text{ г}$.

$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142$, $M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) = 142 + 18x$.

Если выпало $35,4 \text{ г}$ кристаллогидрата, то масса безводной соли в нем равна $142 \cdot 35,4/(142+18x)$.

Тогда масса соли в растворе $30,52 - 142 \cdot 35,4/(142+18x)$, а масса раствора $70 - 35,4 = 34,6 \text{ г}$.

Разделив массу соли на массу раствора, получим по условию массовую долю $0,342$:

$$\frac{30,52 - 142 \cdot 35,4/(142+18x)}{34,6} = 0,342$$

Из этого уравнения найдем $x = 7$.

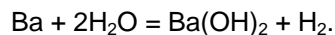
Итак, формула кристаллогидрата **$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$** .

Абстрактные задачи

Задачи, пугающие многих школьников, содержат в условии не конкретные числа, а латинские буквы, использование которых более привычно в алгебре, чем в химии. Как правило, эти задачи по сути своей несложны. Советуем не заморачиваться нетривиальным условием, а вспоминать задачи по физике, в которых как нечто само собой разумеющееся фигурируют масса m , сопротивление R и давление p . Опирируйте буквами, как будто это числа, только вместо численных значений промежуточных расчетов вы будете получать алгебраические выражения. Как правило, конкурсные задачи составляются так, что в конце все неизвестные либо вычисляются, либо сокращаются, и вы получаете конкретный

численный ответ. Хотя не исключено, что составители задач могут затребовать ответ в виде выражения.

Пример 7. (Предв.экз. МГУ, 1999) В 100 г 25% водного раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ осторожно ввели X г бария. В результате образовалось Y г 40% раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Найдите значения X и Y . Вычислите молярную концентрацию полученного раствора, если объем Y г этого раствора в 7 раз меньше объема 1М раствора HCl , необходимого для его нейтрализации. Составим уравнение реакции:



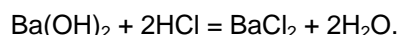
Если взято X г Ba , то образуется $171X/137 = 1,25X$ г $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и $2X/137 = 0,015X$ г водорода. Тогда

$$\begin{aligned} m(\text{Ba}(\text{OH})_2) &= 1,25X + 100 \cdot 0,25 = 1,25X + 25; \\ m(\text{раствора}) &= 100 + X - 0,015X = 100 + 0,985X = Y. \\ \omega &= 0,4 = m_{\text{в-ва}}/m_{\text{р-ра}} = (1,25X + 25)/(100 + 0,985X), \end{aligned}$$

отсюда $X = 17,5$ г.

$$Y = 100 + 0,985 \cdot 17,5 = 117,2 \text{ г.}$$

Перейдем к вычислению молярной концентрации раствора. Для этого напишем уравнение реакции нейтрализации:



C Z моль HCl реагирует $Z/2$ моль гидроксида бария. Объем раствора $\text{HCl} = Z/1 = Z$ л; объем раствора гидроксида бария = $Z/2C$ л, где C — молярная концентрация. По условию $7Z/2C = Z$, отсюда $C = 3,5 \text{ М}$.

При ближайшем рассмотрении оказывается, что эта задача решается точно так же, как "конкретные", для решения которых мы что-то принимаем за X и Y .

Задачи на растворы нередко входят как составная часть в более сложные задачи на параллельные и последовательные реакции, качественный и количественный анализ и т.д. Чисто "растворные" задачи также могут оказаться весьма запутанными, комбинированными из нескольких типов, рассмотренных выше. Иногда попадают сравнительно простые и "прозрачные" задачи, а порой их простота завуалирована в формулировке. Но, так или иначе, в каждом комплекте экзаменационных задач ЕГЭ или дополнительного вступительного испытания обязательно есть задачи на растворы, поэтому данной теме необходимо уделить самое пристальное внимание.