

**Федеральное государственное образовательное учреждение
высшего образования
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ПУТЕЙ СООБЩЕНИЯ ИМПЕРАТОРА НИКОЛАЯ II»**

Институт управления и информационных технологий
Кафедра химии и инженерной экологии

М.Т. Мчедлидзе, М.А. Иванова, С.М. Ануфриева

**ОБЩАЯ ХИМИЯ
часть 2**

Практикум по курсу «Химия»

Москва – 2016

**Федеральное государственное образовательное учреждение
высшего образования
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ПУТЕЙ СООБЩЕНИЯ ИМПЕРАТОРА НИКОЛАЯ II»**

Институт управления и информационных технологий
Кафедра химии и инженерной экологии

М.Т. Мchedlidze, М.А. Иванова, С.М. Ануфриева

ОБЩАЯ ХИМИЯ
часть 2

Практикум для студентов бакалавриата, изучающих курс «Химия»

Москва – 2016

УДК 54

М 93

Мчедлидзе М.Т., Иванова М.А., Ануфриева С.М. Общая химия. Ч. 2: Практикум. – М.: МГУПС (МИИТ), 2016. – 48 с.

Данная работа наряду с пособием «Общая химия. Ч. 2.» является составной частью учебно-методического комплекса по дисциплине «Химия» для студентов бакалавриата. Вторая часть практикума предназначена для практических занятий, а также для самостоятельной работы студентов по теме «Растворы». В пособии приведены подробные решения задач, даны задания для самостоятельной работы. Материал построен таким образом, что позволяет самостоятельно освоить темы, прорешав последовательно все задания. Каждый раздел содержит дополнительные задания с практическим уклоном, ориентированные на профиль предполагаемой деятельности студентов, позволяющие использовать полученные теоретические знания применительно к реальным условиям и объектам. В конце каждого раздела приводятся варианты контрольных работ и тестового контроля по изученной теме для подготовки к контролю знаний.

Практикум составлен в соответствии с учебными планами по химии для бакалавриата и предназначен для студентов технических специальностей.

Способы выражения концентрации растворов

Содержание темы.

Различные способы выражения растворов. Концентрация растворов. Единицы измерения концентрации. Пересчет концентраций из одних единиц в другие. [1 – с. 85-86, 535], [2 – с. 6-9].

Примеры решения задач.

Пример 1. В 250 мл раствора едкого натрия (NaOH) содержится 0,2 г этого вещества. Определить титр и молярную концентрацию щелочи в растворе.

Решение. Титр раствора (Т) показывает массу растворенного вещества в г, содержащуюся в одном миллилитре раствора. Титр раствора рассчитывается по формуле: $T = m/V$. Подставим данные задачи в формулу:

$$T_{\text{NaOH}} = 0,2 / 250 = 0,00080 \text{ г/мл}$$

Молярная концентрация раствора показывает число молей растворенного вещества в одном литре раствора. Число молей вещества определяется по формуле: $n = m/M$, где m – масса растворенного вещества, в нашем примере 0,2 г, M – молярная масса вещества, $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$.

Тогда число молей растворенного NaOH составит: $n = 0,2/40 = 0,005 \text{ моль}$.

Молярная концентрация раствора определяется по формуле:

$$C_M = n/V,$$

где V – объем раствора в л.

Подставляем численные значения в формулу:

$$C_M = 0,005/0,250 = 0,02 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $T_{\text{NaOH}} = 0,00080 \text{ г/мл}$; $C_M = 0,02 \text{ моль/л.}$

Пример 2. Сколько граммов KCl необходимо взять для приготовления 0,1 н. раствора этой соли в объеме 500 мл. Опишите порядок приготовления этого раствора.

Решение. Буквой «н.» или в английском варианте – «N» обозначают единицы измерения эквивалентной концентрации $C_{\text{ЭКВ.}}$. Т.е. записи $C_{\text{ЭКВ.}} = 0,1$ моль экв./л и $C_{\text{ЭКВ.}} = 0,1$ н. означают одно и то же. Напомним, что эквивалентная концентрация рассчитывается по формуле:

$$C_{\text{ЭКВ.}} = \frac{n_{\text{Э}}(в - ва)}{V(p - pa)},$$

где $n_{\text{Э}}$ – количество молей эквивалентов.

Определим количество молей эквивалентов KCl:

$$n_{\text{Э}} = C_{\text{ЭКВ.}} \cdot V = 0,1 \cdot 0,5 = 0,05 \text{ моль экв.}$$

Т.к. количество молей эквивалентов равно:

$$n_{\text{Э}} = \frac{m}{M_{\text{Э}}},$$

то определим массу хлорида калия, предварительно рассчитав молярную массу эквивалента KCl ($M_{\text{Э}}(\text{KCl}) = 74,5$):

$$m = n_{\text{Э}} \cdot M_{\text{Э}} = 0,05 \cdot 74,5 = 3,725 \text{ г}$$

Порядок приготовления раствора:

1. Отвесить на весах 3,725 г соли KCl;
2. поместить эту навеску соли в мерную колбу емкостью 500 мл;
3. растворить соль в колбе в небольшом количестве дистиллированной воды;
4. довести объем раствора в колбе до метки дистиллированной водой.

Ответ: 3,725 г соли KCl.

Пример 3. Определите эквивалентную концентрацию, молярность, титр и массовую долю $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в 0,8 М растворе, плотность которого 1 г/см³.

Решение. Для расчетов воспользуемся формулами для пересчета концентраций:

Перевод молярной концентрации в эквивалентную:

$$C_{\text{ЭКВ}} = C_{\text{М}} \cdot M/M_{\text{Э}}$$

Перевод титра в молярную и эквивалентную концентрацию:

$$C = (T \cdot 1000) / M$$

$$C_{\text{ЭКВ}} = (T \cdot 1000) / M_{\text{Э}}$$

Перевод процентной концентрации в титр и молярную концентрацию $C_{\text{м}}$.

$$T = \omega \cdot \rho$$

$$C_{\text{м}} = \omega \cdot 1000 / M \cdot (1 - \omega)$$

Определим молярную массу эквивалента сульфата железа (III). Для расчета $M_{\text{Э}}$ соли используем формулу:

$$M_{\text{Э}}(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{\text{валентность металла} \cdot \text{число ионов металла}}$$
$$M_{\text{Э}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{400}{3 \cdot 2} = 66,7 \frac{\text{Г}}{\text{Моль экв}}$$

$$C_{\text{ЭКВ}} = C_{\text{М}} \cdot M/M_{\text{Э}} = 0,8 \cdot 400 / 66,7 = 4,8 \text{ моль экв/л.}$$

$$T = C_{\text{М}} \cdot M / 1000 = 0,8 \cdot 400 / 1000 = 0,32000 \text{ г/мл.}$$

$$\omega = C_{\text{М}} \cdot M / \rho \cdot 1000 = 0,8 \cdot 400 / 1 \cdot 1000 = 0,32 = 32\%.$$

$$C_{\text{м}} = \omega \cdot 1000 / M \cdot (1 - \omega) = 0,32 \cdot 1000 / 400 \cdot 0,68 = 1,18 \text{ моль/кг.}$$

Пример 4. Определить молярную концентрацию раствора серной кислоты, если известно, что на титровании ее пробы объемом 20 мл израсходовано 18,5 мл раствора КОН 0,1 н. концентрации.

Решение. Решение задач, связанных с титрованием проб, удобнее выполнять с применением математического выражения закона эквивалентов следующего вида:

$$C_{\text{ЭКВ.1}} V_1 = C_{\text{ЭКВ.2}} V_2$$

Подставим в формулу численные значения из условия задачи (объемы проб – в мл):

$$C_{\text{ЭКВ.H}_2\text{SO}_4} \cdot 20 = 0,1 \cdot 18,5$$

$$C_{\text{ЭКВ.H}_2\text{SO}_4} = 0,0925 \text{ н.}$$

Эквивалентная концентрация связана с молярной концентрацией по формуле:

$$C_{\text{ЭКВ}} = C_{\text{М}} \cdot M/M_{\text{Э}}, \text{ откуда } C_{\text{М}} = C_{\text{ЭКВ}} \cdot M_{\text{Э}} / M$$

Учтем, что $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = 46 \text{ г/моль экв.}$

$$C_{\text{М}} = 0,0925 \cdot 46 / 98 = 0,046 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 0,046 М раствор H_2SO_4 .

Пример 5. В каких объемных соотношениях необходимо смешать 30%-ный раствор соляной кислоты, плотностью $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ и дистиллированную воду, чтобы получить 500 мл 12%-ного раствора этой кислоты, плотность которого равна $1,06 \text{ г/см}^3$?

Решение. Для расчета используем следующие формулы.

Массовая доля:

$$\omega = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})}$$

Плотность раствора:

$$\rho(\text{р} - \text{ра}) = \frac{m(\text{р} - \text{ра})}{V(\text{р} - \text{ра})}$$

Выразим массу раствора через плотность и объем:

$$m(\text{р} - \text{ра}) = \rho(\text{р} - \text{ра}) \cdot V(\text{р} - \text{ра})$$

Рассчитаем по этой формуле массу 500 мл 12 %-ного раствора соляной кислоты:

$$m(\text{р-ра HCl}) = 1,06 \cdot 500 = 530 \text{ г}$$

Определим массу HCl в этом растворе:

$$m(\text{в-ва}) = \omega \cdot m(\text{р-ра}) = 0,12 \cdot 530 = 63,6 \text{ г}$$

63,6 г HCl должно содержаться в 30%-ном растворе. Определим массу этого раствора:

$$m(\text{р} - \text{ра}) = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{\omega} = \frac{63,6}{0,3} = 212 \text{ г}$$

Объем 30 %-ного раствора HCl составит:

$$V(\text{р} - \text{ра}) = \frac{m(\text{р} - \text{ра})}{\rho(\text{р} - \text{ра})} = \frac{212}{1,15} = 184 \text{ мл}$$

Конечный объем раствора после добавления к 30%-ному раствору дистиллированной воды – 500 мл. Поэтому объем воды составит:
 $500 - 184 = 316$ мл

Ответ: 184 мл 30%-ной соляной кислоты, 316 мл дистиллированной воды.

Задания для самостоятельной работы

1. Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 3 л 10%-го раствора этой соли ($\rho = 1,071$ г/см³).
Ответ: 321,3 г.
2. Из 200 г 10%-го раствора выпарили 100 г воды. Чему равна массовая доля хлорида натрия в оставшемся растворе?
Ответ: 20%.
3. Какие объемы 60%-ной серной кислоты ($\rho = 1,814$ г/см³) и дистиллированной воды необходимо взять для приготовления 500 мл 30%-го раствора этого соединения ($\rho = 1,218$ г/см³)?
Ответ: 167,9 мл 60%-ой H₂SO₄, 332,1 мл H₂O.
4. На титрование пробы раствора KOH объемом 20 мл было израсходовано 18,5 мл 0,1 н. раствора HCl. Определите эквивалентную концентрацию раствора гидроксида калия.
Ответ: 0,09 моль экв./л.
5. Из 500 г 25%-го раствора при охлаждении выделилось 40 г растворенного вещества. Какова процентная концентрация оставшегося раствора?
Ответ: 17%.
6. Для нейтрализации 25 мл 0,2 н раствора кислоты потребовалось 15 мл раствора NaOH. Какова эквивалентная концентрация раствора щелочи?
Ответ: 0,33 моль экв./л.
7. Плотность 17%-го раствора сахарозы C₁₂ H₂₂ O₁₁ при 20°C равна 1,067 г/см³. Вычислить молярную и моляльную концентрации этого раствора.
Ответ: C_M = 0,53 моль/л ; C_m = 0,60 моль/кг.

Дополнительные задачи

1. Определите молярную и моляльную концентрацию ZnCl_2 , применяемого в качестве вяжущего и антисептического средства, содержащего 5 г ZnCl_2 в 250 г раствора (плотность 1,02 г/мл).
2. Для обеспечения работы цеха гальванопокрытий локомотивного депо требуется 50 л 35%-го раствора серной кислоты, плотностью $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$. На складе предприятия имеется 92%-ый раствор этой кислоты, плотностью $\rho = 1,80 \text{ г/см}^3$. Какой объем кислоты и дистиллированной воды необходимо взять, чтобы приготовить необходимое количество электролита?
3. В качестве ускорителя твердения бетона и пластификатора в строительном производстве используют 30%-й раствор Лигнопана Б-2, смеси на основе неорганических веществ. Рассчитать массу Лигнопана Б-2, содержащегося в 500 л раствора, если известна плотность его раствора $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$.
4. При очистке помещений от пролитой ртути используют демеркуризаторы – вещества, образующие со ртутью не токсичные для человека соединения. Одним из таких веществ является хлорное железо (FeCl_3) в виде 20% -го раствора. Рассчитать какую массу хлорного железа необходимо добавить в 500 мл 0,1 М раствор этой соли, чтобы получить 20% раствор. Известно, что плотность 20%-го раствора FeCl_3 равна $1,29 \text{ г/см}^3$. Изменением объема полученного раствора пренебречь.
5. Предельно допустимая концентрация (ПДК) солей тяжелых металлов в воде равна 0,005 % (масс). Можно ли использовать водопроводную воду для приготовления пищи, если в 1 кг воды содержится 0,3 г этих солей? Можно ли будет использовать воду после пропускания ее через фильтр «Аквафор-300», если фильтр удерживает 88 % попавших в него солей? [3]
6. Для умягчения жесткой воды используют 5,3 %-й раствор питьевой соды. Определите количество и массу NaHCO_3 в 200 г такого раствора, если сода содержит 2 % примесей.
7. В цехе по производству азотных удобрений для нейтрализации сточных вод, содержащих азотную кислоту с концентрацией 0,01 моль/л, используют гашеную известь (Ca(OH)_2). Какой

объем сточных вод может быть очищен от азотной кислоты за 1 ч, если за это время расходуется 30 кг 24 %-го раствора гашеной извести?

8. Серная кислота чрезвычайно гигроскопична, поэтому ее используют для очистки газов от водяного пара в промышленности. Какой объем водяного пара можно пропустить через 98%-й раствор серной кислоты, если при разбавлении до 55 % серная кислота прекращает поглощать водяные пары?
9. Отработанный травильный раствор для стальных заготовок содержит 4,5% серной кислоты и имеет плотность 1,1 г/см³. Сколько кг негашеной извести CaO потребуется для нейтрализации 1 м³ этого стока?

Примеры контрольной работы по теме «Способы выражения концентраций растворов»

Билет № 1

1. Чему равен титр 0,1 М раствора Na₂SO₄?
2. На титрование 20 мл 0,1 М раствора NaOH было затрачено 19,5 мл соляной кислоты. Определите эквивалентную концентрацию соляной кислоты.
3. Какая масса BaCl₂ потребуется для приготовления 10% раствора этой соли?

Билет № 2

1. 20 г KCl растворили в 250 мл воды. Определите молярную концентрацию полученного раствора.
2. Навеску NaOH растворили в 100 мл воды, а затем пробу полученного раствора объемом 15 мл оттитровали 14,5 мл 0,1 н. раствора HCl. Определите массу NaOH в 100 г раствора.
3. Титр раствора KCl равен 0,00560 г/мл. Определите эквивалентную концентрацию этого раствора

Пример тестового контроля по теме «Способы выражения концентраций растворов»

1. Молярная концентрация раствора показывает содержание в 1 л раствора:
 - А) массу молекулы растворенного вещества
 - Б) числа молей растворенного вещества
 - В) массу растворенного вещества
 - Г) массу растворителя
2. Плотность раствора показывает массу:
 - А) растворенного вещества в одном миллилитре раствора
 - Б) одного миллилитра раствора
 - В) массу растворителя в 1 миллилитре раствора
 - Г) раствора
3. Формула расчета эквивалентной концентрации раствора имеет вид:
 - А) $C_{\text{ЭКВ}} = n \cdot V$
 - Б) $C_{\text{ЭКВ}} = n / V$
 - В) $C_{\text{ЭКВ}} = n_{\text{Э}} / V$
 - Г) $C_{\text{ЭКВ}} = n_{\text{Э}} \cdot V$
4. Число молей растворенного вещества в 1 кг растворителя показывает численное значение концентрации раствора:
 - А) молярной
 - Б) эквивалентной
 - В) процентной
 - Г) моляльной
5. Установите соответствие между величиной и формулой для расчета:

а) моляльная концентрация	1) $(m_{\text{в-ва}})/(m_{\text{р-ра}})$
б) молярная концентрация	2) n/V
в) массовая доля вещества в растворе	3) $n/(1 \text{ кг р-ля})$

Свойства растворов

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов

Содержание темы.

Свойства идеальных разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля и следствия из него (повышение температуры кипения раствора, понижение температуры замерзания раствора). Закон Вант-Гоффа (осмотического давление раствора). [1 – с. 204-208], [2 – с. 10-16]

Расчеты по закону Рауля

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислите давление насыщенного пара над раствором, содержащим 7,5 г нафталина в 100 граммах бензола при 20 °С. Давление насыщенного пара над бензолом при данной температуре составляет 9953,82 Па.

Решение. По первому закону Рауля:

$$X_2 = \frac{P_1^0 - P}{P_1^0},$$

где P_1^0 – давление насыщенного пара над растворителем;

P – давление насыщенного пара над раствором;

X_2 – мольная доля растворенного вещества, которая определяется по формуле:

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2},$$

n_1 и n_2 – количества вещества растворителя и растворенного вещества соответственно.

Определим количества бензола (C_6H_6) и нафталина ($C_{10}H_8$):

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

$$n_1 = \frac{100}{78} = 1,28 \text{ моль}$$

$$n_2 = \frac{7,5}{128} = 0,06 \text{ моль}$$

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{0,06}{1,28 + 0,06} = 0,045$$

Т.к.

$$X_2 = \frac{P_1^0 - P}{P_1^0},$$

то

$$P = P_1^0 - X_2 P_1^0 = 9953,82 - 0,045 \cdot 9953,82 = 9506 \text{ Па}$$

Ответ: давление пара над раствором составляет 9506 Па.

Пример 2. Вычислите температуру кипения и замерзания водного раствора, содержащего 200 г фруктозы в 2 кг воды.

Решение. По следствию из закона Рауля:

$$\Delta T_{\text{кип}} = E C_m = E \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{р-ля}}, \text{ КГ}}$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = K C_m = K \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{р-ля}}, \text{ КГ}}$$

где E – эбулиоскопическая константа растворителя, кг·К/моль, $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$ кг·К/моль;

K – криоскопическая константа растворителя, кг·К/моль, $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ кг·К/моль.

Формула фруктозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Определим ее молярную массу:

$$M(\text{фруктозы}) = 12 \cdot 6 + 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ г/моль.}$$

Обратим внимание, что все массы в формуле берутся в г, лишь масса растворителя – в кг.

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{р-ля}}, \text{ КГ}} = 0,52 \frac{200}{180 \cdot 2} = 0,289 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{кип}} = 100 + 0,289 = 100,289 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = K \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{р-ля, КГ}}} = 1,86 \frac{200}{180 \cdot 2} = 1,033 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{зам}} = 0 - 1,033 = -1,033 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Ответ: раствор фруктозы закипит при 100,289 °С, а замерзнет при -1,033 °С.

Пример 3. Для понижения температуры замерзания воды, используемой для охлаждения двигателей автомашин (антифриз) в воду добавляется неэлектролит. Сколько молей неэлектролита на 1000 граммов воды нужно взять, чтобы понизить температуру замерзания антифриза на 6°С? Какое количество этиленгликоля для этого необходимо (M = 62 г/моль)?

Решение. Введение 1 моля неэлектролита понижает температуру замерзания водного раствора на 1,86 °С (следствие из закона Рауля). Тогда для понижения температуры замерзания на 6 °С нужно $6/1,86 = 3,23$ моля. Масса этиленгликоля, необходимая для понижения температуры на 6 °С составляет:

$$m = 3,23 \cdot 62 = 200 \text{ г.}$$

Ответ: $n_{\text{этиленгликоля}} = 3,23$ моль; $m_{\text{этиленгликоля}} = 200$ г.

Пример 6. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, если его массовая доля в водном растворе составляет 2 %, и раствор замерзает при -0,252 °С.

Решение. По следствию из закона Рауля:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K C_m = K \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{р-ля, КГ}}}$$

Формула для расчета массовой доли:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} = 0,02$$

Примем, что масса раствора равна 100 г, тогда масса растворенного вещества – 2 г, а масса растворителя – 98 г. Подставим эти значения в формулу для расчета молярной массы:

$$M_{\text{в-ва}} = K \frac{m_{\text{в-ва}}}{\Delta T_{\text{зам}} m_{\text{р-ля, КГ}}} = 1,86 \frac{2}{0,252 \cdot 0,098} = 151 \text{ г/моль}$$

Ответ: M = 151 г/моль.

Расчеты по закону Вант-Гоффа

Примеры решения задач

Пример 1. Рассчитайте осмотическое давление раствора при 25 °С, содержащего 225 г сахарозы в 5 л раствора.

Решение.

По закону Вант-Гоффа: $\pi = CRT$, где

C – молярная концентрация вещества;

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

T – абсолютная температура, К.

$$\pi = CRT = \frac{n}{V}RT = \frac{m}{MV}RT$$

Определим молярную массу сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$:

$M(\text{сахарозы}) = 12 \cdot 12 + 22 + 16 \cdot 11 = 342$ г/моль.

$$\pi = \frac{m}{MV}RT = \frac{225}{342 \cdot 5} 8,31 \cdot 298 = 325,84 \text{ кПа}$$

Ответ: $\pi = 325,84$ кПа

Пример 2. В 100 г воды содержится 2,5 г неэлектролита. Раствор обладает осмотическим давлением 630,5 кПа при 298 К.

Определите молярную массу неэлектролита если плотность раствора неэлектролита равна 1,05 г/см³.

Решение. Согласно закону Вант-Гоффа:

$$\pi = CRT = \frac{n}{V}RT = \frac{m}{MV}RT \quad (1)$$

Определим объем раствора, используя плотность раствора:

$$\rho_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в-ва}} + m_{\text{воды}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{2,5 + 100}{1,05} = 97,62 \text{ см}^3 = 0,098 \text{ л}$$

Выразим из формулы (1) молярную массу неэлектролита:

$$M = \frac{m}{\pi V}RT = \frac{2,5}{630,5 \cdot 0,098} 8,31 \cdot 298 = 100,2 \text{ г/моль}$$

Ответ: молярная масса неэлектролита равна 100,2 г/моль.

Задания для самостоятельной работы

1. Какое количество глюкозы (в граммах) необходимо растворить в воде массой 500 г для повышения температуры кипения раствора на 1,04 градуса. Эбулиоскопическая константа воды 0,52 кг·К/моль. Ответ: 180 г.
2. Какова молярная масса вещества при растворении 2,3 г которого в 100 г воды, температура кипения раствора относительно температуры кипения воды повышается на 0,26 °С? Эбулиоскопическая константа воды 0,52 кг·К/моль. Ответ: 46 г/моль.
3. При 20 °С давление насыщенных паров ацетона равно 150 кПа. Чему равно давление насыщенного пара над раствором ацетона ($M = 58$ г/моль), в 63,5 г которого содержится 5,6 г муравьиной кислоты ($M = 46$ г/моль)? Ответ: 135 кПа.
4. Водный раствор неэлектролита замерзает при -2,68°С. Какова молярная концентрация неэлектролита в растворе, если криоскопическая константа 1,86 кг·К/моль. Ответ: 1,44 моль/кг.
5. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, если при 20 °С в 5 л раствора содержится 2,5 г неэлектролита. Осмотическое давление этого раствора равно $0,23 \cdot 10^5$ Па. Ответ: 53 г/моль.
6. Осмотическое давление раствора, содержащего 0,3680 г мочевины в 200 см³ при 20 °С имеет значение 74630 Па. Определите молярную массу мочевины. Ответ: 60 г/моль.
7. Рассчитайте массовую долю водного раствора глицерина ($C_3H_8O_3$), замерзающего при -1,5°С. Ответ: 6,9 %.

Дополнительные задачи

1. Вычислите количество глицерина $C_3H_5(OH)_3$, которое необходимо прибавить к килограмму воды, чтобы приготовить антифриз с рабочей температурой до -15°С.
2. Определите интервал рабочих температур антифриза (от min до max), если его состав: 600 г этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$, 500 г воды.

3. Этиловый спирт относится к веществам наркотического действия. Воздействуя на кору головного мозга, он вызывает характерное алкогольное возбуждение, в больших дозах – ослабление возбудительных процессов коры и угнетение деятельности дыхательного центра. При какой температуре будет замерзать 40 % водный раствор спирта?
4. Опытным путем найдено, что осмотическое давление раствора, содержащего 5 г гемоглобина (белковое вещество крови) на 100 мл раствора, при 27°C равно 13,65 мм рт.ст. Вычислить молекулярную массу гемоглобина.
5. Антифриз для автомобилей содержит глицерин $C_3H_5(OH)_3$. Сколько этого вещества следует добавить в воду радиатора общим объемом 7,5 л, если температура в самый холодный зимний день достигает -20°C (плотность глицерина 1,26 г/см³).

Пример контрольной работы по теме «Растворы неэлектролитов»

1. Давление пара воды при 50°C равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ в 900 г воды.
2. 1,2 г неэлектролита растворили в 100 г воды. Температура замерзания раствора составила -0,5 °C. Какова молярная масса неэлектролита? (Криоскопическая константа воды 1,86 К·кг/моль).
3. Осмотическое давление водного раствора анилина $C_6H_5NH_2$ при 15°C равно $7 \cdot 10^5$ Па. Вычислите массу анилина, содержащуюся в одном литре раствора.
4. Найдите осмотическое давление при 0 °C раствора, содержащего в 1 л 18,4 г глицерина $C_3H_8O_3$.
5. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 10 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 100 г воды. (Эбулиоскопическая константа воды 0,52 К·кг/моль)

Пример тестового контроля по теме «Растворы неэлектролитов»

1. Установите соответствие:
а) Закон Рауля; 1) $\pi = CRT$;
б) Закон Вант-Гоффа; 2) $P = P^{\circ}X_1$
в) следствие из закона Рауля 3) $\Delta T_{\text{зам}} = K C_m$.
2. Расположите заданные вещества в порядке увеличения осмотического давления, если их концентрации одинаковы и равны 10 г/л:
а) глицерин $C_3H_8O_3$ в) фруктоза $C_6H_{12}O_6$
б) сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ г) этиленгликоль $C_2H_6O_2$
3. Как называются растворы с одинаковым осмотическим давлением:
а) гипертонические; в) изотонические
б) гипотонические; г) эквимолекулярные.
4. По отношению к раствору А с осмотическим давлением 250 кПа выберите:
а) гипертонический раствор 1) раствор В (π 180 кПа)
б) изотонический раствор 2) раствор С (π 300 кПа)
в) гипотонический раствор 3) раствор D (π 250 кПа)
5. Расположите вещества в порядке увеличения температуры кипения их растворов (массы веществ в растворах одинаковы):
а) глицерин $C_3H_8O_3$ в) глюкоза $C_6H_{12}O_6$;
б) сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ г) этанол C_2H_6O .
6. ΔT зам раствора неэлектролита в бензоле 1,5 °С. Чему равна температура замерзания этого раствора, если температура замерзания чистого бензола 5,5 °С:
а) 7 °С в) 4 °С
б) -1,5 °С г) 1,5 °С

Растворы электролитов

Содержание темы

Понятие электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Ионная сила раствора,

понятие активности раствора. Применение законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов. Кислоты и основания с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ионное произведение воды. рН раствора. Расчет рН растворов сильных и слабых электролитов. Реакции ионного обмена в растворах электролитов. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Расчет рН растворов солей. [1 – с. 218-231, 235-238], [2 – с. 16-28]

Примеры решения задач

Расчеты с использованием понятий степени и константы диссоциации

Пример 1. В 0,01 М растворе уксусной кислоты степень диссоциации α равна 0,042. Определить значение константы диссоциации.

Решение. Связь между константой и степенью диссоциации электролита устанавливает закон разбавления Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} \quad (1)$$

Подставим в формулу значения α и концентрации раствора (С):

$$K = \frac{0,042^2 \cdot 0,01}{1 - 0,042} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Ответ: константа диссоциации уксусной кислоты $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Пример 2. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 будет равна 0,2? $K = 5,1 \cdot 10^{-4}$.

Решение. Из закона разбавления Оствальда выразим концентрацию:

$$C = \frac{K(1 - \alpha)}{\alpha^2} = \frac{5,1 \cdot 10^{-4}(1 - 0,2)}{0,2^2} = 0,01 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C = 0,01$ моль/л.

Пример 3. Определите, чему равна степень диссоциации гидроксида аммония в его 0,05 М растворе. (Константа диссоциации $2 \cdot 10^{-5}$).

Решение. Для слабых электролитов степень диссоциации обычно мала ($\alpha \ll 1$), поэтому для удобства расчетов (чтобы избежать решения квадратного уравнения относительно α) можем упростить формулу закона разбавления Оствальда – принять знаменатель в формуле (1) равным 1: $(1-\alpha) \sim 1$. Тогда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-5}}{0,05}} = 0,02 = 2 \%$$

Ответ: степень диссоциации $\alpha = 2 \%$.

Расчеты ионной силы и активности растворов сильных электролитов

Пример 1. Вычислить ионную силу и активность ионов кальция (Ca^{2+}) в растворе, содержащем 0,01 моль/л $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и 0,01 моль/л CaCl_2 .

Решение. Для растворов сильных электролитов при расчетах вместо концентрации используют понятие активности

$$a = \gamma C,$$

где γ - коэффициент активности.

Коэффициент активности определяют по формуле:

$$\lg \gamma = -0,5 z^2 \sqrt{I}$$

где I – ионная сила.

$$I = 0,5 \sum c_i z_i^2$$

C_i – концентрация иона в растворе, z_i – заряд иона.

По условию задачи раствор содержит 0,01 моль/л $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и 0,01 моль/л CaCl_2 .

Рассчитаем ионную силу раствора, подставляя в формулу концентрацию и заряды соответствующих ионов:

$$\begin{aligned} I &= 0,5 \cdot (C_{\text{Ca}^{2+}} z_{\text{Ca}^{2+}}^2 + C_{\text{NO}_3^-} z_{\text{NO}_3^-}^2 + C_{\text{Ca}^{2+}} z_{\text{Ca}^{2+}}^2 + C_{\text{Cl}^-} z_{\text{Cl}^-}^2) \\ &= 0,5 \cdot (0,01 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot 1^2) \\ &= 0,06 \end{aligned}$$

При расчетах необходимо учитывать тот факт, что при диссоциации 1 моля $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ образуется 1 моль Ca^{2+} и 2 моля нитрат-ионов NO_3^- . Поэтому в 0,01 М растворе $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ содержится 0,01 М ионов кальция и 0,02 М нитрат-ионов. Аналогичные рассуждения надо применить к раствору CaCl_2 .

Рассчитаем коэффициент активности γ иона Ca^{2+} :

$$\lg \gamma = -0,5z^2\sqrt{I} = -0,5 \cdot 2^2\sqrt{0,06} = -0,490$$

$$\gamma = 0,323$$

$$a = \gamma \cdot C = 0,323 \cdot 0,02 = 0,006$$

Полученный результат показывает, что значение активности ионов в растворе намного ниже значения концентрации, т.е. электростатическое взаимодействие между ионами существенно влияет на поведение ионов в растворе.

Пример 2. Определите ионную силу раствора, содержащего 0,44 г K_2SO_4 в 250 г воды.

Определим молярную концентрацию сульфата калия.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{0,44}{174 \cdot 0,25} = 0,01 \text{ моль/л}$$

По уравнению диссоциации определим концентрации отдельных ионов.



Т.к. концентрация соли 0,01 М, то $C(\text{K}^+) = 0,02$ М, $C(\text{SO}_4^{2-}) = 0,01$ М.

$$I = 0,5 \cdot \left(C_{\text{K}^+} z_{\text{K}^+}^2 + C_{\text{SO}_4^{2-}} z_{\text{SO}_4^{2-}}^2 \right) = 0,5 \cdot (0,02 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 2^2) = 0,03$$

Ответ: ионная сила $I = 0,03$.

Применение законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов

Пример 1. Изотонический коэффициент 0,2 М раствора NaCl равен 1,8. Вычислите осмотическое давление этого раствора при 15°C.

Решение. Закон Вант-Гоффа для сильных электролитов учитывает изотонический коэффициент (i):

$$\pi = iCRT$$

Рассчитаем осмотическое давление: $\pi = 1,8 \cdot 0,2 \cdot 8,314 \cdot 288 = 862$ кПа

Пример 2. Раствор, содержащий 2,1 г КОН в 250 г воды, замерзает при $-0,519$ °С. Найти для этого раствора изотонический коэффициент.

Решение. Закон Рауля для сильного электролита:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = iK C_m$$

где i – изотонический коэффициент, K – криоскопическая константа (для воды $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ К·кг/моль), C_m – моляльная концентрация раствора.

Определим моляльную концентрацию раствора КОН.

$$C_m = \frac{n}{m_{\text{растворителя, кг}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{растворителя, кг}}} = \frac{2,1}{56 \cdot 0,25} \\ = 0,15 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}}$$

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зам}}}{K C_m} = \frac{0,519}{1,86 \cdot 0,15} = 1,86$$

Ответ: $i = 1,86$.

Пример 3. Рассчитайте кажущуюся степень диссоциации KCl и Na₂SO₄ в 0,2 М растворах, если изотонические коэффициенты растворов этих солей соответственно равны 1,81 и 2,80.

Решение. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов рассчитывается по формуле:

$$\alpha_{\text{каж.}} = \frac{i - 1}{n - 1}$$

где i – изотонический коэффициент, n – число ионов, образующихся при диссоциации одной молекулы электролита.

Молекула KCl диссоциирует на два иона: $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$, поэтому $n = 2$.

$$\alpha_{\text{каж.}}(\text{KCl}) = \frac{i - 1}{n - 1} = \frac{1,81 - 1}{2 - 1} = 0,81$$

Na_2SO_4 диссоциирует на три иона: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, поэтому $n = 3$.

$$\alpha_{\text{каж.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{i - 1}{n - 1} = \frac{2,80 - 1}{3 - 1} = 0,9$$

Ответ: $\alpha_{\text{каж.}}(\text{KCl}) = 0,81$ (81 %), $\alpha_{\text{каж.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,9$ (90 %).

Пример 3. Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия в 200 г воды, кристаллизуется при $-0,13$ °С. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли.

Решение. $\Delta T_{\text{зам.}} = i K C_m$

$$C_m = \frac{n}{m_{\text{растворителя, кг}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{растворителя, кг}}} = \frac{0,53}{106 \cdot 0,2} = 0,025 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}}$$

Определим изотонический коэффициент:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зам.}}}{K C_m} = \frac{0,13}{1,86 \cdot 0,025} = 2,79$$

$$\alpha_{\text{каж.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{i - 1}{n - 1} = \frac{2,79 - 1}{3 - 1} = 0,895$$

Ответ: $\alpha_{\text{каж.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,895$ (89,5 %).

Расчет pH растворов сильных электролитов

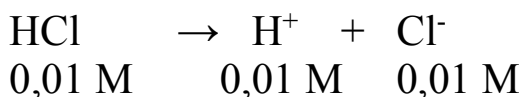
Пример 1. Рассчитайте pH 0,01 М раствора HCl и 0,05 М раствора NaOH (без учета ионной силы).

Решение. Для расчета pH используется формула:

$\text{pH} = -\lg a(\text{H}^+)$, где $a(\text{H}^+)$ – активность ионов водорода. Если расчет проводится без учета ионной силы, то можно принять, что активность равна концентрации ионов водорода, т.е.:

$a(\text{H}^+) = C(\text{H}^+)$, тогда $\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$.

Рассмотрим диссоциацию HCl. Так как соляная кислота сильный электролит, то все молекулы HCl распадаются на ионы:

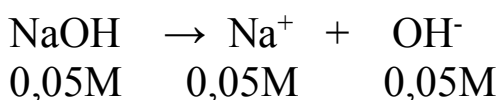


И концентрация H^+ составит 0,01 М.

Тогда $pH = -\lg C(H^+) = -\lg 0,01 = 2$.

Рассчитаем pH раствора NaOH.

Щелочь диссоциирует на ионы натрия и гидроксильные группы:



Зная концентрацию щелочи, определяем концентрацию OH^- -групп, $C(\text{OH}^-) = 0,05 \text{ M}$. Можем определить гидроксильный показатель $pOH = -\lg C(\text{OH}^-)$, который связан с pH соотношением: $pH + pOH = 14$.

$$pOH = -\lg C(\text{OH}^-) = -\lg 0,05 = 1,3$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,3 = 12,7$$

Ответ: $pH(\text{HCl}) = 2$; $pH(\text{NaOH}) = 12,7$

Пример 2. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, pH которого равен 3,5.

Решение. $pH = -\lg C(\text{H}^+) = 3,5$

$$C(\text{H}^+) = 10^{-pH} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4}$$

По значению pH определяем значение pOH.

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3,5 = 10,5$$

$pOH = -\lg C(\text{OH}^-)$, откуда

$$C(\text{OH}^-) = 10^{-pOH} = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C(\text{H}^+) = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$; $C(\text{OH}^-) = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$.

Пример 3. Определите pH двух растворов, один из которых в 1 л содержит 1,26 г азотной кислоты, а другой столько же кислоты и 2,55 г нитрата натрия.

Решение. Рассчитаем молярные концентрации азотной кислоты и нитрата натрия в растворах:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV}$$

$$C(\text{HNO}_3) = \frac{m}{MV} = \frac{1,26}{63 \cdot 1} = 0,02 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{NaNO}_3) = \frac{m}{MV} = \frac{2,55}{85} = 0,03 \text{ моль/л}$$

Раствор 1.

Рассчитаем ионную силу раствора:

$$I = 0,5 \cdot (C_{H^+} z_{H^+}^2 + C_{NO_3^-} z_{NO_3^-}^2) = 0,5 \cdot (0,02 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 1^2) = 0,02$$

Рассчитаем коэффициент активности γ иона H^+ :

$$\lg \gamma = -0,5 z^2 \sqrt{I} = -0,5 \cdot 1^2 \sqrt{0,02} = -0,07$$

$$\gamma = 10^{-0,07} = 0,85$$

$$a_{H^+} = \gamma \cdot C = 0,85 \cdot 0,02 = 0,017$$

$$pH = -\lg a_{H^+} = -\lg 0,017 = 1,77$$

Раствор 2.

Рассчитаем ионную силу раствора:

$$\begin{aligned} I &= 0,5 \cdot (C_{H^+} z_{H^+}^2 + C_{NO_3^-} z_{NO_3^-}^2 + C_{Na^+} z_{Na^+}^2 + C_{NO_3^-} z_{NO_3^-}^2) \\ &= 0,5 \cdot (0,02 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,03 \cdot 1^2 + 0,03 \cdot 1^2) \\ &= 0,05 \end{aligned}$$

Рассчитаем коэффициент активности γ иона H^+ :

$$\lg \gamma = -0,5 z^2 \sqrt{I} = -0,5 \cdot 1^2 \sqrt{0,05} = -0,11$$

$$\gamma = 10^{-0,11} = 0,776$$

$$a_{H^+} = \gamma \cdot C = 0,776 \cdot 0,02 = 0,0155$$

$$pH = -\lg a_{H^+} = -\lg 0,0155 = 1,81$$

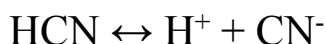
Ответ: pH раствора кислоты 1,77, pH раствора кислоты и соли 1,81.

Расчет pH растворов слабых электролитов

Пример 1. Вычислить pH 0,1 М раствора HCN. (Константа диссоциации HCN $7,9 \cdot 10^{-10}$).

Решение.

HCN – слабая кислота. В растворе устанавливается равновесие:



Запишем выражение для константы диссоциации:

$$K = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

Выразим концентрацию ионов H^+ , учитывая, что $[H^+] = [CN^-]$:

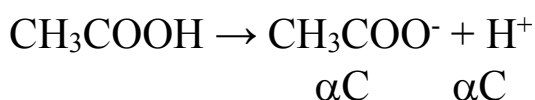
$$[H^+] = \sqrt{K \cdot [HCN]} = \sqrt{7,9 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 0,89 \cdot 10^{-5}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,89 \cdot 10^{-5} = 4,95$$

Ответ: $pH = 4,95$.

Пример 2. Вычислить pH 0,01 М раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации α равна 0,042.

Решение. Слабый электролит диссоциирует на ионы частично, степень диссоциации α - доля продиссоциировавших молекул. Это значит, что если концентрация исходного электролита – С, то концентрация ионов в растворе - αC :



$$[H^+] = \alpha C = 0,042 \cdot 0,01 = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-4} = 3,38$$

Ответ: $pH = 3,38$.

Задания для самостоятельной работы

1. Изотонический коэффициент водного раствора, содержащего 8,1 г бромоводорода в 500 мл воды, равен 1,66. Определите температуру замерзания этого раствора. Криоскопическая константа воды 1,86 К·кг/моль.
Ответ: $-0,15 \text{ }^\circ\text{C}$.
2. Изотонический коэффициент 0,2 М раствора КОН равен 1,8. Вычислите осмотическое давление этого раствора при 15 °С.
Ответ: 861,6 кПа.
3. Раствор, содержащий 8 г $Ba(NO_3)_2$ в 250 мл воды, кипит при температуре 100,122 °С. Определите изотонический коэффициент этого раствора, учитывая, что эбулиоскопическая константа воды 0,52 К·кг/моль.
Ответ: $i = 1,92$.
4. Кажущаяся степень диссоциации ($\alpha_{\text{каж.}}$) $CaCl_2$ в растворе равна 0,75. Вычислите изотонический коэффициент этого раствора.
Ответ: $i = 2,5$.

5. Раствор соляной кислоты имеет рН 2. Определите молярную концентрацию этого раствора, принимая степень диссоциации HCl за 100 %.
Ответ: 0,01 моль/л.
6. Определите, чему равно значение рН раствора, содержащего 0,365 г/л хлороводорода HCl. Ответ: рН = 2.
7. Определите, чему равно значение рН раствора, содержащего в 1 литре 4 г гидроксида натрия NaOH. Ответ: рН = 13.
8. Рассчитайте рН раствора, содержащего 0,02 моль HCl и 0,15 моль KCl в 1 л воды. Ответ: рН = 1,78.
9. Раствор содержит 0,37 г HCl, 0,12 г NaCl и 0,29 г Na₂SO₄ в 1 л воды. Рассчитайте рН этого раствора. Ответ: рН = 2,04.
10. Рассчитайте рН следующих растворов:
0,1 М H₂S, K₁ = 1,05·10⁻⁷; 0,1 М H₂CO₃, K₁ = 4,26·10⁻⁷;
1 М NH₄OH, K = 1,77·10⁻⁵. (Для многоосновных кислот учитывать диссоциацию только по первой ступени).
Ответ: рН = 3,99; 3,68; 11,62.
11. Рассчитайте молярную концентрацию раствора уксусной кислоты, рН которого равен 3. K = 1,75·10⁻⁵.
Ответ: C = 0,057 моль/л.
12. Константа диссоциации масляной кислоты C₃H₇COOH 1,5·10⁻⁵. Вычислить степень ее диссоциации (α) в 0,005 М растворе.
Ответ: α = 5,4 %.
13. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO₂ будет равна 0,2? K = 5,1·10⁻⁴.
Ответ: C = 0,0125 М.
14. Рассчитайте значения констант диссоциации кислот, используя значения рН их растворов: а) 0,005 М раствор фенола, рН 6,10; б) 1 М раствор HF, рН 1,66. Сравните с табличными данными.

Дополнительные задачи

1. В 1981 году в Китае прошел рекордный по кислотности дождь, связанный с содержанием в нем серной кислоты. рН

дождевой воды был равен 2. Определить молярную концентрацию серной кислоты в дождевой воде.

2. С целью устранения постоянной жесткости воды к ней добавили известковый раствор с рН 13. Определите какой молярной и эквивалентной концентрации был приготовлен раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$, обеспечивающий указанное значение рН.
3. В водоеме в n раз превышены предельно-допустимые концентрации (ПДК) различных веществ-загрязнителей (см. табл.). Рассчитайте активную кислотность (рН) воды в водоеме в каждом случае.

№	Вещество	n	ПДК, мг/л	Кд
1	Аммиак	30	2	$1,8 \cdot 10^{-5}$
2	Сероводород	40	0,01	$6 \cdot 10^{-8}$
3	Фенол	50	0,001	$1 \cdot 10^{-10}$
4	Хлоруксусная кислота	40	0,001	$1,38 \cdot 10^{-3}$

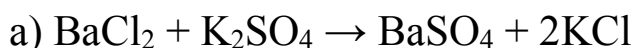
4. Пятипроцентный водный раствор медного купороса используют в качестве фунгицида. Рассчитайте температуру замерзания этого раствора

Реакции ионного обмена

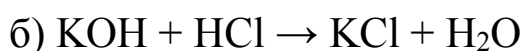
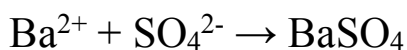
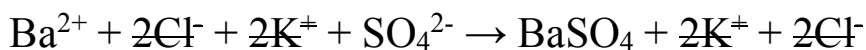
Примеры решения задач.

Пример 1. Напишите молекулярное, ионное и сокращенно-ионное уравнения взаимодействия между веществами: а) BaCl_2 и K_2SO_4 ; б) KOH и HCl ; в) CaCO_3 и HCl ; г) CH_3COONa и H_2SO_4 .

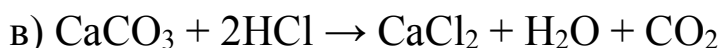
Решение. Реакции ионного обмена идут до конца, если образуется газ, осадок или слабый электролит. При записи уравнений в ионном виде необходимо помнить о том, что малорастворимые вещества, слабые электролиты и газы записываются в виде молекул, а сильные электролиты – в виде ионов. Также надо учесть, что малорастворимые вещества могут присутствовать как в правой (продукты), так и в левой (исходные вещества) части уравнения.



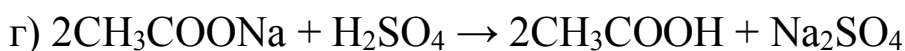
По таблице растворимости определяем, что BaSO_4 – осадок.



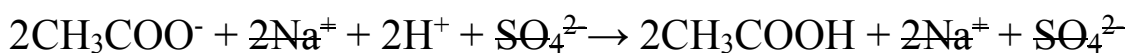
Образующаяся вода – малодиссоциирующее вещество, слабый электролит.



Карбонат кальция – нерастворимое вещество, в результате реакции образуется угольная кислота H_2CO_3 , которая распадается на H_2O и CO_2 .



В результате реакции образуется слабый электролит – уксусная кислота.



Задания для самостоятельной работы

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в водных растворах между веществами:

1. AgNO_3 и FeCl_3 ; NaOH и H_2S ; CaCO_3 и HCl
2. CuCl_2 и H_2S ; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ; NH_4Cl и NaOH
3. Na_2SiO_3 и H_2SO_4 ; AgCl и K_2S ; MgO и H_2SO_4
4. Fe_2O_3 и HNO_3 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и CH_3COOH ; CaCO_3 и HNO_3
5. BaCl_2 и Na_2SO_4 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ; FeCl_3 и KOH

Дополнительные задачи

1. [4] Фосфат-ионы из сточных вод предприятий по производству фосфорных удобрений можно осадить с

помощью хлорида железа (III) – отхода травильного производства. Приведите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций.

2. [4] Сульфидами, образующимися при производстве нефти, на химических производствах, при обработке кож, можно осадить ионы меди (II), цинка (II) и свинца (II) из сточных вод обогатительных фабрик. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.
3. [4] Ионы свинца, содержащиеся в сточных водах многих предприятий, можно осадить, используя реакцию с карбонатом натрия или гидроксидом кальция. Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

Гидролиз солей

Примеры решения задач.

Пример 1. Составьте уравнения гидролиза перечисленных солей и укажите среду раствора и цвет лакмуса в растворе соли: а) KCN; б) Na₂SO₃; в) NH₄Cl; г) CuCl₂; д) Al₂S₃.

Решение. Прежде чем составлять уравнение гидролиза, определим, какого типа соль. Возможны четыре варианта: соль сильного основания и сильной кислоты, сильного основания и слабой кислоты, слабого основания и сильной кислоты, слабого основания и слабой кислоты.

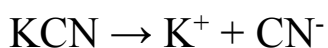
Соль сильного основания и сильной кислоты – гидролиза нет.

Соль сильного основания и слабой кислоты – гидролиз по аниону, щелочная среда.

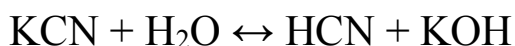
Соль слабого основания и сильной кислоты – гидролиз по катиону, кислая среда.

Соль слабого основания и слабой кислоты – необратимый гидролиз по катиону и аниону, идет до конца, образуются слабые электролиты, часто выпадает осадок и (или) выделяется газ.

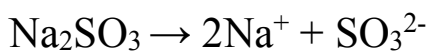
а) Соль KCN – соль сильного основания (KOH) и слабой кислоты (HCN). Гидролиз идет по слабой части – по аниону CN⁻.



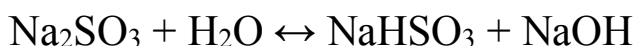
$\text{CN}^- + \text{HOH} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$ $\text{pH} > 7$, щелочная среда, синий лакмус.



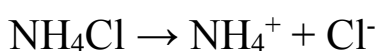
б) Na_2SO_3 соль сильного основания (NaOH) и слабой кислоты (H_2SO_3). Гидролиз идет по слабой части – по аниону SO_3^{2-} . Анион SO_3^{2-} - двузарядный, его гидролиз идет **только по первой ступени**.



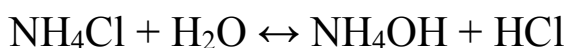
$\text{SO}_3^{2-} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{pH} > 7$, щелочная среда, синий лакмус.



в) NH_4Cl – соль слабого основания (NH_4OH) и сильной кислоты (HCl). Гидролиз идет по слабой части – по катиону NH_4^+ .



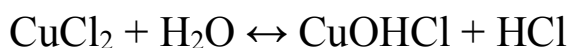
$\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ $\text{pH} < 7$, кислая среда, красный лакмус



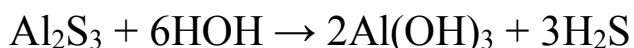
г) CuCl_2 – соль слабого основания ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) и сильной кислоты (HCl). Гидролиз идет по слабой части – по катиону Cu^{2+} . Катион Cu^{2+} двузарядный, его гидролиз идет **только по первой ступени**.



$\text{Cu}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{pH} < 7$, кислая среда, красный лакмус.



д) Al_2S_3 – соль слабого основания ($\text{Al}(\text{OH})_3$) и слабой кислоты (H_2S). Гидролиз идет до конца, по всем ступеням трехзарядного катиона и двузарядного аниона. Запишем обменную реакцию между солью и водой:



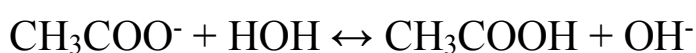
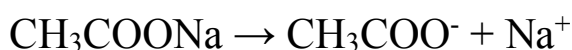
Формулы для расчетов констант гидролиза и концентрации $[\text{H}^+]$ или $[\text{OH}^-]$ при гидролизе солей

Соль	Гидролиз по	Среда раствора	K_h	$[\text{H}^+] / [\text{OH}^-]$
сильного основания слабой кислоты	аниону	щелочная	$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{кисл}}}$	$\frac{[\text{OH}^-]}{= \sqrt{K_h \cdot C_{\text{соли}}}}$

слабого основания сильной кислоты	катиону	кислая	$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{осн}}}$	$\frac{[H^+]}{= \sqrt{K_h \cdot C_{\text{соли}}}}$
--	---------	--------	------------------------------------	--

Пример 2. Рассчитать константу гидролиза K_h , степень гидролиза (β) и рН 0,1 М раствора ацетата натрия. Константа диссоциации уксусной кислоты $1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение. Ацетат натрия CH_3COONa – соль сильного основания и слабой кислоты. Гидролиз идет по аниону, среда раствора щелочная.



Запишем выражение для константы гидролиза:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Для расчета K_h используем формулу:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{кисл}}} = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

Из выражения для константы гидролиза определяем концентрацию гидроксид-ионов:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \sqrt{K_h \cdot C_{\text{соли}}} = \sqrt{5,7 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,5 \cdot 10^{-6}$$

Определяем рОН:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = 5,9$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,1$$

Константа гидролиза и степень гидролиза связаны следующим образом:

$$K_h = \frac{\beta^2 C}{1 - \beta}$$

Можем воспользоваться упрощенным выражением:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_h}{C}} = \sqrt{\frac{5,7 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 2,39 \cdot 10^{-2} = 2,39 \%$$

Задания для самостоятельной работы

- Составьте уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
 - Na_3PO_4 ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; CH_3COOK
 - ZnSO_4 ; K_2CO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
 - NiCl_2 ; K_2S ; CoBr_2
 - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; NaNO_2 ; $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
 - PbCl_2 ; K_2SO_3 ; FeCl_2
- Укажите среду в растворах следующих солей:
 - KF ; KCN
 - NaHCO_3 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - CrCl_3 ; Li_2S
 - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; NH_4NO_3
- Рассчитайте константу гидролиза хлорида аммония NH_4Cl .
 $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,77 \cdot 10^{-5}$.
 Ответ: $K_h = 5,65 \cdot 10^{-10}$.
- Вычислите степень гидролиза β и pH 0,005 М раствора KCN .
 $K(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$.
 Ответ: $\beta = 6,3 \%$; pH = 11,52.
- Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HClO $3 \cdot 10^{-8}$.
 Определите степень гидролиза гипохлорита натрия NaClO при следующих концентрациях соли: 0,0001 М, 0,001 М, 0,01 М, 0,1 М. По полученным данным сделайте вывод о зависимости степени гидролиза от концентрации раствора.

Дополнительные задачи.

- [3] Для очистки воды от солей угольной кислоты используют сульфат алюминия. Какой объем углекислого газа попадет в газоуловители после этой очистки, если в осадок выпадает до 39 кг гидроксида алюминия, который образуется в результате гидролиза карбоната алюминия?

2. [3] Наличие влаги в смазочных маслах грозит металлу коррозией, поэтому для удаления воды из масел используют ацетат свинца (IV). Какое количество этого реактива надо взять, чтобы очистить от воды 5 кг смазочного масла, содержащего 2% воды?
3. [4] Одним из веществ, применяемых в обработке натуральной кожи, является сульфид аммония. Почему сточные воды таких предприятий обладают запахом сероводорода? Приведите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения, объясняющие появление запаха.
4. [4] В водоеме в n раз превышены предельно-допустимые концентрации (ПДК) некоторых солей (см. табл.). Рассчитайте активную кислотность (рН) воды в водоеме. За счет какого процесса меняется рН воды при попадании в нее этих солей? Написать уравнения реакций.

№	Ионы	n	ПДК, мг/л	К _д
1	SiO_3^{2-}	40	50	$K_{\text{II}}(\text{H}_2\text{SiO}_3) 1,6 \cdot 10^{-12}$
2	Zn^{2+}	30	1,0	$K_{\text{II}}(\text{Zn}(\text{OH})_2) 4 \cdot 10^{-5}$
3	F^-	60	1,5	$K(\text{HF}) 6,61 \cdot 10^{-4}$
4	Cd^{2+}	300	0,01	$K_{\text{II}}(\text{Cd}(\text{OH})_2) 5,0 \cdot 10^{-3}$

Пример контрольной работы по теме «Растворы электролитов»

1. Определить рН раствора, в 1 л которого содержится 0,2 г КОН. Диссоциацию щелочи считать полной.
2. Найдите, чему равна константа диссоциации бромноватистой кислоты HBrO , если в ее 0,002 М растворе $\alpha=0,1 \%$.
3. Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия в 200 г воды, кристаллизуется при $-0,13 \text{ }^\circ\text{C}$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли.
4. Найти рН 0,005 М раствора HCl , содержащего, кроме того, 0,015 моль NaCl .

5. Вычислить константу гидролиза фторида калия и определить рН 0,01М раствора этой соли. ($K_d(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$).

Пример тестового контроля по теме «Растворы электролитов»

1. Наибольшее число ионов образуется при диссоциации 1 моля соли, формула которой имеет вид
 - а) FeSO_4
 - б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - в) CaCl_2
 - г) FeCl_3
2. Для раствора Na_2CO_3 изотонический коэффициент i принимает значения:
 - а) $i \rightarrow 2$
 - б) $i \rightarrow 3$
 - в) $i \rightarrow 1$
 - г) $i = 2$
3. Расположите кислоты в порядке увеличения их силы:
 - а) CH_3COOH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$
 - б) HCN , $K_d = 7,9 \cdot 10^{-10}$
 - в) HNO_2 , $K_d = 5,1 \cdot 10^{-4}$
 - г) HClO , $K_d = 10^{-8}$
4. Установите соответствие между значением рН и средой раствора:

а) рН=7	1) слабокислая среда
б) рН= 8	2) нейтральная среда
в) рН = 6	3) сильнокислая среда
г) рН = 1	4) слабощелочная среда
5. Установите соответствие между солью и ее гидролизом в водном растворе:

а) Na_2CO_3	1) не гидролизуется
б) CuCl_2	2) гидролиз по катиону
в) KCl	3) гидролиз и по катиону, и по аниону
г) Al_2S_3	4) гидролиз по аниону

Буферные растворы

Содержание темы

Понятие о буферных растворах, их особенности. Расчет рН буферных растворов. [2 с. 34-37]

Примеры решения задач

Пример 1.

Вычислите рН буферного раствора, содержащего в 1 л по 0,05 моль муравьиной кислоты НСООН и формиата натрия (НСООНa).
 $K_d(\text{НСООН}) = 1,7 \cdot 10^{-4}$.

Решение. Данный буферный раствор содержит кислоту и соль кислоты, т.е. является кислотным буферным раствором. Концентрация протонов в таком растворе определяется по формуле:

$$[H^+] = K \frac{C_{\text{кисл.}}}{C_{\text{соли}}} = 1,7 \cdot 10^{-4} \frac{0,05}{0,05} = 1,7 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\lg[H^+] = -\lg 1,7 \cdot 10^{-4} = 3,77$$

Пример 2.

Рассчитайте рН раствора, содержащего бромид аммония с концентрацией 0,05 М и аммиак концентрацией 0,1 М. $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,79 \cdot 10^{-5}$.

Решение. Состав буферного раствора: $\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Br}$. Это основной буферный раствор. Концентрацию гидроксид-ионов определяем по формуле:

$$[\text{OH}^-] = K \frac{C_{\text{осн.}}}{C_{\text{соли}}} = 1,79 \cdot 10^{-5} \frac{0,1}{0,05} = 3,58 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 3,58 \cdot 10^{-5} = 4,45$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,45 = 9,55$$

Пример 3.

Смешали 100 мл 0,1 М раствора уксусной кислоты ($K_d 1,75 \cdot 10^{-5}$) и 200 мл 0,03 М раствора ацетата натрия. Определите рН полученного буферного раствора.

Решение. Определим количество уксусной кислоты в исходном растворе.

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{n}{V}; \quad n = C(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ моль}$$

Определим количество ацетата натрия в исходном растворе.

$$C(\text{CH}_3\text{COONa}) = \frac{n}{V}; \quad n = C(\text{CH}_3\text{COONa}) \cdot V = 0,03 \cdot 0,2 \\ = 0,06 \text{ моль}$$

Определим концентрации веществ в полученном растворе. Объем раствора после смешения составил: $100 + 200 = 300 \text{ мл} = 0,3 \text{ л}$.

Отсюда концентрация кислоты в конечном растворе:

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{n}{V} = \frac{0,01}{0,3} = 0,033 \text{ М},$$

а концентрация соли в конечном растворе:

$$C(\text{CH}_3\text{COONa}) = \frac{n}{V} = \frac{0,06}{0,3} = 0,2 \text{ М}$$

$$[\text{H}^+] = K \frac{C_{\text{кисл.}}}{C_{\text{соли}}} = 1,75 \cdot 10^{-5} \frac{0,033}{0,2} = 2,9 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 2,9 \cdot 10^{-6} = 5,54$$

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте pH буферного раствора, полученного растворением 0,01 моль бензойной кислоты и 0,03 моль бензоата натрия в 1 л раствора. $K_{\text{д}}(\text{бензойной кислоты}) = 6,3 \cdot 10^{-5}$.
Ответ: pH = 4,68.
2. Определите концентрацию ионов H^+ в растворе, содержащем 0,1 моль гидроксида аммония и 0,01 моль нитрата аммония в 1 л раствора. Как изменится концентрация ионов H^+ при разбавлении в 10 раз?
Ответ: $[\text{H}^+] = 5,6 \cdot 10^{-11}$; не изменится.
3. Как изменится значение pH ацетатного буфера (0,1 моль CH_3COOH и 0,02 моль CH_3COONa в 1 л) при добавлении 0,01

моль HCl? Кд уксусной кислоты = $1,75 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: $\Delta \text{pH} = 0,35$.

4. Вычислите pH раствора, полученного добавлением к 1 л 0,2 М раствора HCOOH формиата натрия массой 3,4 г. Кд(HCOOH) = $1,77 \cdot 10^{-4}$.

Ответ: pH = 3,1.

5. Какова должна быть концентрация нитрата аммония в 0,01 М растворе аммиака, чтобы pH буферного раствора был равен 8,5?

Ответ: $C_{\text{соли}} = 0,0568 \text{ М}$.

Дополнительные задачи.

1. Обработку промышленных стоков, содержащих соли цинка, требуется проводить при значении pH = 8,5. Предложите буферный раствор и конкретизируйте его состав в моль/л для введения в указанные воды с целью поддержания ее среды.
2. Для калибровки pH-метров используют аммиачный буферный раствор с pH = 9. Рассчитайте в каких мольных соотношениях необходимо взять NH_4Cl и NH_4OH , чтобы приготовить 100 мл данного буферного раствора.
3. [5] Карбонатная буферная система (диоксид углерода – карбонат) является наиболее важной для гидросферы. От этой системы зависит pH среды в водных системах. Определите pH речной воды, если концентрации растворенного диоксида углерода и гидрокарбонат-иона в ней составляют 10^{-2} моль/л. Как изменится pH при добавлении кислоты концентрацией $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л?

Пример контрольной работы по теме «Буферные растворы»

1. Рассчитайте pH буферного раствора, состоящего из 0,10 М муравьиной кислоты и 0,10 М формиата натрия.
2. Рассчитайте, как изменится pH, если к 1 л буферного раствора, состоящего из 0,010 М уксусной кислоты и 0,010 М ацетата натрия, добавить $1,0 \cdot 10^{-3}$ моль соляной кислоты

3. Рассчитайте pH буферного раствора, состоящего из 0,100 моль/л метиламина и 0,200 моль/л хлорида метиламмония. ($K(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 4,4 \cdot 10^{-4}$).
4. Рассчитайте pH буферного раствора 2,00 л которого содержит 0,200 моль гидрофосфата натрия и 0,600 моль дигидрофосфата натрия.

Пример тестового контроля по теме «Буферные растворы»

1. Буферные растворы могут состоять из:
 - А) Сильных кислот и слабых кислот
 - Б) Сильных кислот и сильных оснований
 - В) Слабых кислот и их солей
 - Г) Сильных оснований и их солей
 - Д) Слабых оснований и их солей
2. При добавлении к кислотному буферу немного сильной щёлочи его pH:
 - А) Незначительно увеличивается
 - Б) Значительно возрастает
 - В) Не меняется
 - Г) Незначительно уменьшается
3. Буферным являются растворы:
 - А) Муравьиной кислоты и ацетата натрия
 - Б) Хлорида аммония и сульфата аммония
 - В) Карбоната натрия и гидрокарбоната натрия
 - Г) Соляной кислоты и хлорида натрия
 - Д) Фосфата калия и гидрофосфата натрия
4. Буферные растворы позволяют:
 - А) Поддерживать необходимый pH раствора при добавлении небольших количеств сильных кислот или оснований
 - Б) Осаждать мешающие ионы
 - В) Поддерживать необходимый солевой состав раствора
 - Г) Сохранять нужный pH при разбавлении раствора

Равновесие в системе осадок-раствор

Содержание темы

Растворимость веществ. Равновесие в системе осадок-раствор. Произведение растворимости. [1 с. 232-235], [2 с. 37-40].

Примеры решения задач

Пример 1. Определите массовую долю CoCl_2 и растворимость хлорида кобальта, если 500 г его раствора при 20 °С содержит 173 г соли.

Решение. Массовая доля определяется по формуле:

$$\omega = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})} = \frac{173}{500} = 0,346 = 34,6 \%$$

Растворимость вещества обычно выражают в граммах растворенного вещества в 100 г воды. По данным условия задачи 173 г соли растворено в 500 г раствора. Определим, сколько воды в этом растворе:

$$500 - 173 = 327 \text{ г воды.}$$

Значит 173 г соли растворено в 327 г воды. Определим, сколько соли растворяется в 100 г воды:

$$173 \text{ г} - 327 \text{ г}$$

$$x \text{ г} - 100 \text{ г}$$

$$\text{Откуда } x = 52,9 \text{ г.}$$

Ответ: $\omega = 34,6 \%$; растворимость 52,9 г /100 г воды.

Пример 2. Какая масса сульфата кальция потребуется для получения 100 г насыщенного водного раствора этой соли, если плотность раствора равна 1,2059 г/см³, а произведение растворимости $\text{ПР}(\text{CaSO}_4) = 6,084 \cdot 10^{-5}$. (Расчет проводить без учета активности ионов в растворе).

Решение. Величина ПР показывает произведение концентраций ионов указанной соли в 1 л насыщенного раствора. Для рассматриваемой соли запишем уравнение ее диссоциации:



Из него следует, что при диссоциации 1 моля CaSO_4 образуется по одному моллю ионов Ca^{2+} и SO_4^{2-} соответственно, а значит молярные концентрации этих ионов и соли равны. Из записи выражения ПР для этой соли:

$\text{ПР}(\text{CaSO}_4) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ находим:

$$6,084 \cdot 10^{-5} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

Учитывая, что $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$ рассчитаем их концентрацию в насыщенном растворе:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = \sqrt{6,084 \cdot 10^{-5}} = 7,8 \cdot 10^{-3}$$

Следовательно, молярная концентрация соли в насыщенном растворе также равна $7,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Запишем формулу расчета молярной концентрации:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{MV_{\text{р-ра}}}$$

В задаче необходимо определить массу сульфата кальция в 100 г раствора. Определим объем 100 г раствора, зная его плотность:

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{100}{1,2059} = 82,92 \text{ мл}$$

Определим массу соли:

$$m_{\text{в-ва}} = CMV_{\text{р-ра}} = 7,8 \cdot 10^{-3} \cdot 136 \cdot 82,92 = 0,088 \text{ г}$$

Ответ: 0,088 г CaSO_4 .

Пример 3. Можно ли приготовить раствор Ag_2SO_4 с концентрацией 10^{-2} моль/л?

Решение. Ответ на этот вопрос можно получить из сопоставления величин произведения активностей ионов $\text{ПА}(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$ с произведением растворимости $\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$ этого электролита. Если $\text{ПА}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) > \text{ПР}(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$, то раствор такой концентрации нельзя получить, т.к. не вся соль растворится (часть соли останется в твердой фазе). При $\text{ПА}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) < \text{ПР}(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$ раствор заданной концентрацией можно приготовить.

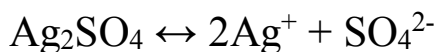
Для электролита Ag_2SO_4 произведение активностей ионов примет вид:

$$PA(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = a^2(\text{Ag}^+) \cdot a(\text{SO}_4^{2-})$$

Активность иона рассчитывается по формуле:

$a = \gamma C$, где C – концентрация иона, моль/л; γ – коэффициент активности иона, зависящий от ионной силы раствора (I).

Если предположить, что раствор заданной концентрации (10^{-2} М) можно приготовить, тогда концентрации ионов можно определить из выражения диссоциации:



$$[\text{Ag}^+] = 2 \cdot C_{\text{соли}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = C_{\text{соли}} = 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Рассчитаем ионную силу раствора по формуле:

$$I = 0,5 \sum C_i \cdot z_i^2,$$

где: C_i – концентрация иона; z_i – заряд иона.

Подставим в формулу численные значения:

$$I = 0,5 (2 \cdot 10^{-2} \cdot 1 + 10^{-2} \cdot 4) = 3 \cdot 10^{-2}$$

По величине ионной силы раствора находим по справочной таблице коэффициент активности для однозарядного иона: $\gamma(\text{Ag}^+) = 0,87$, для двухзарядного иона: $\gamma(\text{SO}_4^{2-}) = 0,5$. Определим активность ионов электролита:

$$a(\text{Ag}^+) = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,87 = 1,74 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Произведение активностей ионов:

$$PA(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = a^2(\text{Ag}^+) \cdot a(\text{SO}_4^{2-}) = (1,74 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,5 \cdot 10^{-2} = 1,51 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{Из справочной таблицы находим } PP(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 7,7 \cdot 10^{-5}$$

Сравним величины произведение активностей ионов и произведение растворимости для рассматриваемого электролита:

$$PA(\text{Ag}_2\text{SO}_4) < PP(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$$

Следовательно, можно получить раствор Ag_2SO_4 с молярной концентрацией 10^{-2} моль/л.

Ответ: можно приготовить.

Пример 4. Рассчитать растворимость соли PbI_2 в воде, если известно $PP(PbI_2) = 9,8 \cdot 10^{-9}$.

Решение. Растворимость – активность соли в водном растворе. Небольшая величина произведения растворимости этого соединения свидетельствует о незначительных концентрациях его ионов в насыщенном растворе. Поэтому, с небольшой погрешностью, можно принять равными величины активности и концентрации ионов этой соли:

$$a(Pb^{2+}) = [Pb^{2+}]; a(I^-) = [I^-]$$

PbI_2 диссоциирует по схеме:



Обозначим концентрацию соли в насыщенном растворе (а значит, растворимость) буквой s .

$$[Pb^{2+}] = s; [I^-] = 2s$$

Подставим эти значения в выражение PP для этой соли:

$$PP = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 9,8 \cdot 10^{-9}$$

Откуда,

$$s = \sqrt[3]{9,8 \cdot 10^{-9}} = 2,14 \cdot 10^{-3}$$

Ответ: Растворимость PbI_2 $2,14 \cdot 10^{-3}$ моль/л

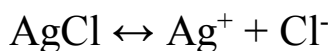
Пример 5. В каком объеме воды можно растворить 5 г $AgCl$?

Решение. Из справочной таблицы находим $PP(AgCl) = 1,6 \cdot 10^{-10}$, что указывает на незначительную концентрацию ионов этой соли в растворе, поэтому в отсутствие других ионов можно в первом приближении принять одинаковыми величины активности ионов и их концентрации:

$$a(Ag^+) = [Ag^+]; a(Cl^-) = [Cl^-]$$

Определим концентрацию соли в насыщенном растворе.

Данная соль диссоциирует по схеме:



Из уравнения диссоциации следует, что концентрации ионов этой соли одинаковы с концентрацией самой соли в растворе, т.е.

$$[Ag^+] = [Cl^-] = C_{соли}$$

Запишем выражение ПР для этой соли :

$$ПР = [Ag^+][Cl^-] = (C_{соли})^2$$

Откуда

$$C_{соли} = \sqrt{ПР} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-10}} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Вспомним, что С рассчитывается по формуле:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV},$$

откуда определим объем раствора, в котором содержится 5 г соли (учитывая, что $M(AgCl) = 143,5$):

$$V = \frac{m}{MC} = \frac{5}{143,5 \cdot 1,26 \cdot 10^{-5}} = 2765 \text{ л}$$

Объем раствора можно приравнять к объему воды.

Ответ: 2765 л воды.

Задания для самостоятельной работы

1. Можно ли приготовить раствор $CaSO_4$ с концентрацией 10^{-2} моль/л?
Ответ : нельзя.
2. Определите ПР($CaSO_4$), если концентрация ее в насыщенном растворе составляет $7,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
Ответ: $6,1 \cdot 10^{-5}$.
3. Какова растворимость соли $BaCO_3$, если $ПР(BaCO_3) = 8,1 \cdot 10^{-9}$?
Ответ: $9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
4. Выпадет ли осадок при сливании 300 мл 10^{-4} М раствора $Sr(NO_3)_2$ и 600мл 10^{-5} М раствора Na_2SO_4 ?
Ответ: выпадет.
5. Вычислить растворимость (моль/л) $CaCO_3$: а) в воде; б) в 0,005 М растворе $CaCl_2$
Ответ: а) $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л; б) 10^{-6} моль/л.
6. Определить массовую долю $BaCl_2$ в насыщенном растворе этой соли, если ее растворимость при 298 К составляет 27 г в 100 г воды. Ответ: 21 %.

7. К 50 мл 0,001 М раствора HCl добавили 450 мл 0,0001 М раствора AgNO₃. Выпадет ли осадок хлорида серебра? (ПР AgCl = 1,8·10⁻¹⁰).
 Ответ: выпадет.
8. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору AgNO₃ добавить равный объем 1 М раствора H₂SO₄? (ПР Ag₂SO₄ = 2·10⁻⁵).
 Ответ: образуется.
9. Определите концентрацию ионов Cu²⁺ в насыщенном растворе CuCO₃, содержащем K₂CO₃ в количестве 0,001 М. ПР(CuCO₃) = 2,36·10⁻¹⁰.
 Ответ: [Cu²⁺] = 2,36·10⁻⁷.

Дополнительные задачи.

1. В производстве и переработке соединений ртути образуются сточные воды, загрязненные этим металлом. Для очистки их от ртути используют реагентный способ, основанный на осаждении этого металла из промышленных стоков. Укажите, какой из широко применяемых в промышленности реагентов: Ca(OH)₂, Na₂S, Na₂CO₃ наиболее эффективен при данном способе очистки стоков от ртути.
2. Сточные воды суперфосфатного производства, содержащие ионы кальция (10⁻³ моль/л) и сульфата (10^{-1,5} моль/л) собирают в сборник загрязненных вод. Агрессивны ли данные стоки по отношению к отложениям гипса (CaSO₄ · 2H₂O) в сборнике? ПР(CaSO₄) = 1,3·10⁻⁴.
3. Используемый в строительном производстве известковый раствор представляет по существу водную суспензию. Почему нельзя приготовить раствор извести Ca(OH)₂ нужной концентрации? Ответ обоснуйте определением растворимости данного соединения. ПР(Ca(OH)₂) = 6·10⁻⁶.

Пример контрольной работы по теме «Равновесие в системе осадок-раствор»

1. Выпадет ли осадок FeS при сливании 20 мл 0,0001М раствора FeCl₃ и 40 мл 0,001М раствора Na₂S?
2. Какое из веществ: PbSO₄ или Cr(OH)₃ менее растворимо?

3. Определите растворимость CaF_2 , если $\text{ПР} = 4 \cdot 10^{-11}$.
4. Можно ли растворить 5 г соли $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в 500 мл воды?
5. Определите растворимость Ag_2SO_4 в 0,001 М растворе AgNO_3 .

Пример тестового контроля по теме «Равновесие в системе осадок-раствор»

1. Величина произведения растворимости для химического соединения показывает:
 - А) его растворимость
 - Б) произведение активностей его ионов в растворе
 - В) молярную концентрацию соединения в растворе
 2. Наименьшую растворимость имеет:
 - А) AgCl
 - Б) FeS
 - В) CaSO_4
 - Г) NiS
 3. Растворимость химического соединения показывает:
 - А) концентрацию его ионов в растворе
 - Б) концентрацию его молей в растворе
 - В) молярную концентрацию этого соединения в насыщенном растворе
 - Г) активность ионов в растворе
 4. Выражение для ПР соли Ag_3PO_4 имеет вид:
 - А) $[\text{Ag}^+][\text{PO}_4^{3-}]$
 - Б) $[\text{Ag}^+][\text{PO}_4^{3-}]^3$
 - В) $[\text{Ag}^+][\text{PO}_4^{3-}]^2$
 - Г) $[\text{Ag}^+]^3[\text{PO}_4^{3-}]$
 5. Расположите вещества в порядке уменьшения растворимости:
 - А) $\text{ПР}(\text{AgBr}) = 6,3 \cdot 10^{-13}$
 - Б) $\text{ПР}(\text{BaCO}_3) = 7 \cdot 10^{-9}$
 - В) $\text{ПР}(\text{FeS}) = 3,7 \cdot 10^{-19}$
 - Г) $\text{ПР}(\text{ZnCO}_3) = 6 \cdot 10^{-11}$
- Ответ: _____

Список литературы

1. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высшая школа. 2006. 557 с.
2. Мчедлидзе М.Т., Иванова М.А. Общая химия. Ч. 2. М.: МИИТ. 2014. 43 с.
3. Фадеев Г.Н., Быстрицкая Е.В., Степанов М.Б., Матакова С.А.. Задачи и тесты для самоподготовки по химии. М.: БИНОМ. 2008. 310 с.
4. Чекмарева Л.И. Химия окружающей среды. Методические указания. Кафедра химии Тихоокеанского государственного университета. Хабаровск, 2011
5. Трифонов К.И. Девисилов В.А. Физико-химические процессы в техносфере. М.: ФОРУМ: ИНФРА-М, 2007. – 240 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Способы выражения концентрации растворов.....	3
Свойства растворов.....	11
Коллигативные свойства растворов неэлектролитов.....	11
Расчеты по закону Рауля	11
Расчеты по закону Вант-Гоффа.....	14
Растворы электролитов.....	18
Расчеты с использованием понятий степени и константы диссоциации.....	18
Расчеты ионной силы и активности растворов сильных электролитов.....	19
Применение законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.....	21
Расчет рН растворов сильных электролитов.....	23
Расчет рН растворов слабых электролитов.....	25
Реакции ионного обмена.....	28
Гидролиз солей.....	30
Буферные растворы.....	36
Равновесие в системе осадок-раствор.....	39

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ИЗДАНИЕ
МЧЕДЛИДЗЕ Манана Тамазиевна
ИВАНОВА Мария Абасовна
АНУФРИЕВА Светлана Михайловна

ОБЩАЯ ХИМИЯ
часть 2

Практикум

Подписано в печать
Усл.-печ. л. - заказ

Формат 60x84/16

Тираж 100 экз.

Изд. № 197-16