

ГОУВПО

«Воронежский государственный технический университет»

Кафедра физики, химии и технологии литейных процессов

35-2007

РАСТВОРЫ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для самостоятельной работы и контрольные задания
для проверки знаний по теме «Растворы и их свойства»
дисциплины «Химия» для студентов бакалавриата и
специальностей всех направлений очной и заочной форм
обучения



Воронеж 2007

Составители: канд. техн. наук В.В. Корнеева, канд. техн. наук А.Н. Корнеева, д-р физ.-мат. наук В.А. Небольсин, д-р физ.-мат. наук А.А. Щетинин

УДК 546 + 541.8

Растворы: методические указания для самостоятельной работы и контрольные задания для проверки знаний по теме «Растворы и их свойства» дисциплины «Химия» для студентов бакалавриата и специальностей всех направлений очной и заочной форм обучения / ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет»; сост. В.В. Корнеева, А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин, А.А. Щетинин. Воронеж, 2007. 28 с.

Методические указания содержат теоретические и практические сведения по темё «Растворы и их свойства», образцы решения задач для самостоятельной работы, а также контрольные задания для проверки усвоения этого материала.

Предназначается для студентов первого и второго курсов.

Библиогр.: 5 назв.

Рецензент канд. физ.-мат. наук, доц. О. И. Сысоев.

Ответственный за выпуск зав. кафедрой, д-р физ.-мат. наук проф. А.А. Щетинин.

Печатается по решению редакционно-издательского совета Воронежского государственного технического университета

© ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет», 2007

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Раствором называется гомогенная система, состоящая из двух или более независимых компонентов, соотношения между которыми могут изменяться. Один из компонентов растворов считается растворителем, остальные - растворенными веществами. Наиболее важным и распространенным в природе растворителем является вода.

Растворы однородны в различных частях объема. Этим свойством они напоминают химические соединения. Однако, в отличие от химических соединений, состав растворов может быть самым разнообразным.

Закон постоянства состава и закон кратных отношений к растворам неприменимы. По этому признаку растворы приближаются к смесям веществ.

Растворение веществ часто происходит с выделением или поглощением теплоты, а иногда и с изменением объема. Эти явления указывают на какие-то химические взаимодействия между растворенными веществами и растворителем.

1. Образование и существование раствора обусловлено взаимодействием между всеми частицами, как уже существовавшими, так и образующимися при растворении.

2. Раствор является динамической системой, в которой распадающиеся соединения находятся в подвижном равновесии с продуктами распада в соответствии с законом действия масс.

В настоящее время экспериментально установлено, что в водных растворах происходит образование гидратов, которые являются более или менее прочными соединениями растворенных веществ и растворителя - воды.

Растворение - процесс обратимый: в зависимости от условий происходит или растворение, или выделение из раствора растворенного вещества. Вследствие обратимости процесса растворения к нему применим принцип Ле Шателье: Если растворение вещества происходит с поглощением теплоты, то повышение температуры должно приводить к увеличению рас-

творимости. Наоборот, если при растворении вещества теплота выделяется, то повышение температуры приведет к уменьшению растворимости.

Под растворимостью вещества понимается его способность образовывать однородную систему с растворителем.

Количественно растворимость вещества определяется его концентрацией в насыщенном растворе.

Предельная растворимость веществ может быть охарактеризована коэффициентом растворимости, который показывает число граммов вещества, растворяющегося в 100 г воды при данной температуре.

Насыщенным раствором называется такой раствор, который находится в равновесии с твердой фазой растворенного вещества и содержит максимально возможное при данных условиях количество этого вещества. В насыщенном растворе в единицу времени одинаковое число молекул переходит в раствор и выделяется из него в твердую фазу.

Раствор, концентрация которого ниже концентрации насыщенного раствора, называется ненасыщенным. В таком растворе можно при тех же условиях растворить дополнительное количество того же самого вещества.

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или объеме раствора или растворителя.

При постоянном количестве раствора различают следующие способы выражения концентрации растворов:

1. Процентная концентрация по массе (массовая доля) показывает число единиц массы растворенного вещества, содержащегося в 100 единицах массы раствора или отношения массы растворенного вещества к массе раствора.

Так, 12 %-ный раствор KOH содержит 12 г (кг, т) KOH в 100 г (кг, т) раствора, и для его приготовления следует взять 12 г (кг, т) KOH и 88 г (кг, т) растворителя.

Пример. Сколько граммов $NaOH$ следует растворить в 250 г воды для получения 10 %-ного раствора щелочи?

Решение. 250 г воды составляют 90 % массы раствора, а масса $NaOH$ (x) — 10 % массы раствора. Составляем пропорцию

$$\begin{aligned} 250 \text{ г } H_2O &- 90 \% \\ x \text{ г } NaOH &- 10 \% \end{aligned}$$

откуда

$$x = \frac{250 \cdot 10}{90} = 27,8 \text{ г } NaOH.$$

2. Молярная доля (N) (молярный процент) определяется отношением числа молей растворенного вещества (n_2) к общему числу молей всех веществ, имеющихся в растворе:

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2},$$

где n_1 , - число молей растворителя; N_2 - молярная доля растворенного вещества. Соответственно, молярная доля растворителя имеет вид

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}.$$

Сумма молярных долей всех веществ, имеющихся в растворе, равна 1.

При постоянном количестве растворителя различают один вид концентрации.

3. Моляльность (m, C_m) определяется числом молей растворенного вещества, содержащихся в 1 кг растворителя. Например, 2-моляльный раствор серной кислоты должен со-

держат 196 г H_2SO_4 на 1 кг H_2O , так как моль H_2SO_4 имеет массу 98 г.

При постоянном объёме раствора различают следующие концентрации:

4. Молярность (M , C_M) определяется числом молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Одномолярным называется раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворенного вещества. Растворы, содержащие в 1 л раствора части молей, например, 0.1; 0.2; 0.01; 0.001, называются соответственно децимолярным (0.1 M), двудецимолярным (0.2 M), сантимольярным (0.01 M), миллимолярным (0.001 M) и так далее. Растворы, содержащие 2, 3, 4 и более молей растворенного вещества в 1 л раствора, называются соответственно двумольярными (2 M), трехмольярными (3 M) и так далее.

Пример. Определить молярность (C_M) раствора щелочи, в 500 мл которого содержится 40 г $NaOH$.

Решение. Моль $NaOH$ - 40 г, следовательно, составляем пропорцию

$$\begin{aligned} 500 \text{ мл раствора} &- 1 M, \\ 1000 \text{ мл раствора} &- C_M, \\ C_M &= \frac{1000 \cdot 1}{500} = 2M. \end{aligned}$$

Итак, раствор $NaOH$ двумольярный.

5. Эквивалентная концентрация, или нормальность (N , C_N) определяется числом грамм-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Однонормальным (1н) называется раствор, в 1 л которого содержится один г-экв растворенного вещества. Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

На основе закона эквивалентов можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентных масс сложных веществ:

$$\mathcal{E}_{\text{оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность кислоты (число атомов водорода)}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность основания (число гидроксогрупп)}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}},$$

где M - молекулярная масса.

Пример. Определить нормальность раствора щелочи, в 200 мл которого содержится 4 г $NaOH$.

Решение. Для определения нормальности раствора необходимо определить количество вещества в 1 л раствора.

Составим пропорцию

$$\begin{aligned} 200 \text{ мл раствора} &- 4 \text{ г } NaOH, \\ 1000 \text{ мл раствора} &- x \text{ г } NaOH, \\ x &= \frac{1000 \cdot 4}{200} = 20 \text{ г } NaOH. \end{aligned}$$

20 г $NaOH$ составляют 0.5 г-экв. Следовательно, исходный раствор 0.5 н.

6. Титр раствора (T) - это количество граммов растворенного вещества в 1 см³ (мл) раствора. Так, если в 1 л раствора содержится 49 г серной кислоты, то

$$T = \frac{49}{1000} = 0.049 \text{ г/см}^3.$$

Зная нормальность раствора и эквивалент растворенного вещества, титр можно найти по формуле

$$T = \frac{C_N \cdot \mathcal{E}}{1000}.$$

ОБРАЗЦЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример. Вычислите: а) процентную по массе ($C\%$); б) молярную (C_M); в) нормальную (C_{H_0}); г) моляльную (C_m) концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если плотность раствора 1.031 г/см³. Чему равен титр этого раствора? Чему равна молярная доля H_3PO_4 ?

Решение. а) Массовая процентная концентрация ($C\%$) показывает число граммов вещества, содержащегося в 100 г раствора. Так как массу 282 см³ воды можно, принять равной 282 г, то масса полученного раствора 18+282 = 300 (г) и, следовательно, можно составить пропорцию

$$\begin{aligned} C\% \text{ } H_3PO_4 &- 100 \text{ г раствора,} \\ 18 \text{ г } H_3PO_4 &- 300 \text{ г раствора,} \\ C\% &= \frac{100 \cdot 18}{300} = 6\% ; \end{aligned}$$

б) молярность (C_M) показывает число грамм-молекул (молей) растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Масса 1 л раствора равна 1.031 · 1000 = 1031 г. Массу кислоты в титре раствора находим из пропорции

$$\begin{aligned} 18 \text{ г } H_3PO_4 &- 300 \text{ г раствора,} \\ x &- 1031 \text{ г раствора,} \\ x &= \frac{1031 \cdot 18}{300} = 61.86(\text{г}) \text{ } H_3PO_4. \end{aligned}$$

Молярность раствора получим делением числа: граммов H_3PO_4 в 1 л раствора на молекулярную массу H_3PO_4 :

$$C_M = \frac{61.86}{98} = 0.63M,$$

или все можно представить в виде одной пропорции

$$\begin{aligned} C_M &- 1000 \text{ мл раствора,} \\ \frac{18}{98} \text{ моль } H_3PO_4 &- \frac{300}{1.031} \text{ мл раствора;} \end{aligned}$$

$$C_M = \frac{18 \cdot 1000 \cdot 1.031}{98 \cdot 300} = 0.63M;$$

в) нормальность (C_H) показывает число *г-экв* растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Так как 1 *г-экв* $H_3PO_4 = \frac{M}{3} = \frac{98}{3} = 32.66\text{г}$, то

$$C_H = \frac{61.86}{32.66} = 1.89_n,$$

или все в одной пропорции

$$\begin{aligned} C_H &- 1000 \text{ мл раствора,} \\ \frac{18}{32.66} \text{ г-экв} &- \frac{300}{1.031} \text{ мл раствора;} \\ C_H &= \frac{18 \cdot 1000 \cdot 1.031}{32.66 \cdot 300} = 1.89_n; \end{aligned}$$

г) моляльность (C_m) показывает число *грамм-молекул (молей)* растворенного вещества, содержащихся в 1000 г растворителя. Составляем пропорцию:

$$\begin{aligned} C_m &- 1000 \text{ г растворителя,} \\ \frac{18}{98} \text{ моль } H_3PO_4 &- 282 \text{ г растворителя;} \\ C_m &= \frac{18 \cdot 1000}{98 \cdot 282} = 0.65(\text{моль}). \end{aligned}$$

Титр раствора определяется количеством граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Так как 1 л раствора содержит 61.86 г фосфорной кислоты, то

$$T = \frac{61.86}{1000} = 0.06186(\text{г/мл}).$$

Молярная доля растворенного вещества определяется отношением числа молей растворенного вещества к сумме числа молей растворителя и растворенного вещества:

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}.$$

Количество молей растворенного вещества H_3PO_4 составляет

$$n_2 = \frac{18}{98}.$$

Количество молей растворителя, т.е. воды, составляет

$$n_1 = \frac{282}{18},$$

где 18 — это молекулярная масса воды. Следовательно, мольная доля растворенного вещества равна

$$N_2 = \frac{18/98}{282/18 + 18/98} = 0.012$$

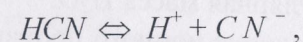
ДИССОЦИАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ

Процесс распада молекул растворенного вещества на заряженные частицы (ионы) называется электролитической диссоциацией. По современным представлениям причиной электролитической диссоциации является сложное физико-химическое взаимодействие молекул электролита с полярными молекулами растворителя. Это взаимодействие может носить ион-дипольный или диполь-дипольный характер. К электролитам относятся растворы кислот, солей и оснований.

Количественной мерой способности веществ распадаться на ионы является степень электролитической диссоциации (α), представляющая собой отношение числа молекул электролита распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул (т.е. α - доля молекул электролита распавшихся на ионы). По степени диссоциации электролиты делятся на сильные (т.е. полностью диссоциирующие на ионы с $\alpha \rightarrow 1$ (100 %) и слабые, с $\alpha \rightarrow 0$ (т.е. диссоциирующие в очень небольших количествах).

В растворах слабых электролитов процесс диссоциации протекает обратимо, т.е. имеет место равновесие между молекулами и ионами, и, следовательно, к нему может быть применен закон действующих масс.

Рассмотрим диссоциацию слабого электролита циановодородной кислоты

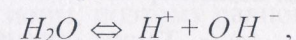


$$K_D = \frac{C_{H^+} \cdot C_{CN^-}}{C_{HCN}},$$

где K_D , - константа равновесия, называемая в данном случае константой диссоциации. Константа диссоциации характеризует способность электролита распадаться на ионы: чем больше константа диссоциации, тем сильнее электролит диссоциирует на ионы. Понятие константы диссоциации — это характеристика слабых электролитов и не применяется к сильным электролитам.

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Вода - один из самых слабых электролитов и в очень слабой степени диссоциирует на ионы:



Константа диссоциации воды при 22 °С равна

$$K_D = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}} = 1.8 \cdot 10^{-16}.$$

Так как степень диссоциации воды очень мала, то в уравнении концентрацию недиссоциированных молекул воды C_{H_2O} можно считать величиной постоянной:

$$K_D \cdot C_{H_2O} = C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = K_{H_2O}.$$

Из уравнения следует, что для воды произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная (при постоянной температуре) и называется ионным произведением воды (K_{H_2O}).

Концентрация воды (C_{H_2O}) рассчитывается следующим образом:

$$C_{H_2O} = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55.56 \text{ моль/л},$$

где 18 г/моль молекулярная масса H_2O .

Численное значение ионного произведения воды (K_{H_2O}) при температуре 22°C равно

$$K_{H_2O} = K \cdot C_{H_2O} = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55/56 \approx 10^{-14},$$

$$K_{H_2O} = C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = 10^{-14}.$$

Так как при диссоциации молекул воды получается один ион H^+ и один ион OH^- , то

$$C_{H^+} = C_{OH^-} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}.$$

Растворы, в которых концентрации водородных и гидроксид-ионов одинаковы и составляют 10^{-7} моль/л, называются нейтральными растворами.

Если к чистой воде прибавить кислоту, то концентрация ионов H^+ в растворе повысится и станет больше 10^{-7} моль/л, одновременно с этим концентрация ионов OH^- уменьшится и станет меньше 10^{-7} моль/л. Таким образом, в растворе любой кислоты $C_{H^+} > C_{OH^-}$. Аналогично в растворе любой щелочи $C_{OH^-} > C_{H^+}$.

Постоянство ионного произведения воды позволяет при известной концентрации только одного иона H^+ или OH^- вычислить концентрацию другого иона:

$$C_{H^+} = \frac{10^{-14}}{C_{OH^-}} \quad \text{или} \quad C_{OH^-} = \frac{10^{-14}}{C_{H^+}}.$$

Следовательно, кислотность или щелочность среды можно выражать либо через концентрацию ионов H^+ , либо через концентрацию ионов OH^- , но чаще пользуются первым способом. Для удобства математических вычислений используют не саму концентрацию ионов H^+ , а отрицательный логарифм

концентрации ионов H^+ , называемый водородным показателем pH :

$$pH = -\lg C_{H^+}.$$

В нейтральной среде $pH=7$, в кислой среде $pH<7$ в щелочной среде $pH>7$.

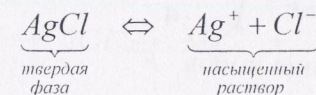
Пример. Определить концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого равна 4.6.

Решение.

$$pH = -\lg C_{H^+} = 4.6; \quad C_{H^+} = 10^{-4.6} = 2.5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

подавляющее большинство веществ обладает ограниченной растворимостью в воде и других растворителях. Поэтому часто в гетерогенных системах различными фазами являются насыщенный раствор и осадок растворенного вещества, находящиеся в динамическом равновесии, то есть скорость растворения осадка равна скорости кристаллизации вещества из раствора. При растворении электролитов в раствор переходят не молекулы, а ионы, поэтому равновесие устанавливается между электролитом в осадке и перешедшими в раствор ионами:



Константа равновесия для этого процесса имеет вид

$$K_D = \frac{C_{Ag^+} \cdot C_{Cl^-}}{C_{AgCl}}.$$

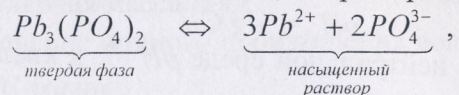
Концентрация твёрдой фазы C_{AgCl} - постоянная величина, и её можно внести в константу:

$$C_{Ag^+} \cdot C_{Cl^-} = K \cdot C_{AgCl} = PP_{AgCl},$$

то есть в насыщенном растворе электролита произведение концентрации его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Эту величину называют произведением растворимости и обозначают PP :

$$PP_{AgCl} = C_{Ag^+} \cdot C_{Cl^-}$$

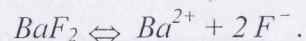
Если малорастворимое вещество диссоциирует с образованием нескольких одинаковых ионов, например:



$$\text{то } PP_{Pb_3(PO_4)_2} = C_{Pb^{2+}}^3 \cdot C_{PO_4^{3-}}^2$$

Пример. Произведение растворимости BaF_2 при 18°C равно $1.7 \cdot 10^{-6}$. Рассчитайте концентрацию ионов Ba^{2+} и F^- в насыщенном растворе BaF_2 при этой температуре.

Решение. BaF_2 диссоциирует по уравнению



При диссоциации BaF_2 ионов F^- получается в 2 раза больше, чем ионов Ba^{2+} . Следовательно, $C_{F^-} = 2C_{Ba^{2+}}$. Произведение растворимости $PP_{BaF_2} = C_{Ba^{2+}} \cdot C_{F^-}^2$. Выразим концентрацию ионов F^- через концентрацию ионов Ba^{2+} , тогда

$$PP_{BaF_2} = C_{Ba^{2+}} (2C_{Ba^{2+}})^2 = 1.7 \cdot 10^{-6}$$

Концентрация ионов Ba^{2+} равна

$$C_{Ba^{2+}} = \sqrt[3]{\frac{1.7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0.75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

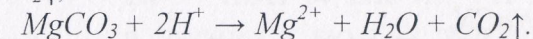
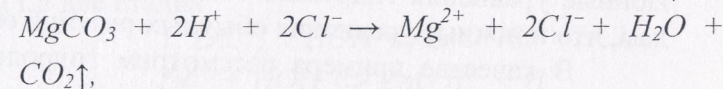
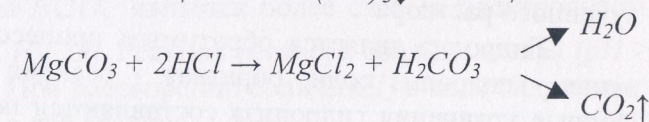
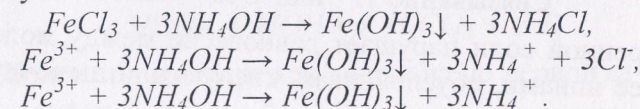
Концентрация ионов F^-

$$C_{F^-} = 0.75 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 1.50 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

РЕАКЦИИ ОБМЕНА В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

Обязательным условием течения реакций между электролитами является удаление из раствора тех или иных ионов, например, вследствие образования слабодиссоциирующих веществ, или веществ, выделяющихся из раствора в виде осадка или газа. Иначе говоря, реакции в растворах электролитов всегда идут в сторону образования наименее диссоциированных или наименее растворимых веществ.

Условились сильные электролиты, хорошо растворимые в воде, записывать в виде ионов, на которые диссоциирует данное вещество. Слабые электролиты и вещества, не растворимые в воде, условились записывать в виде недиссоциированных молекул.



Не могут взаимодействовать в растворе две нерастворимые соли, соли растворимая и нерастворимая, нерастворимые основания и соль, не растворимая в воде соль и щелочь.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролизом солей называется взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию новых малодиссоциируемых продуктов и изменению pH растворов.

Так как сильные кислоты и сильные основания практически полностью диссоциируют на ионы, то, очевидно, что из ионов, входящих в состав солей, могут связываться с ионами воды только ионы кислотных остатков слабых кислот и ионы металлов, образующих слабые основания. Отсюда следует, что гидролизу подвергаются только те соли, в состав которых входят указанные выше ионы, т.е. соли образованные:

а) слабой кислотой и сильным основанием (например, $NaCN$);

б) сильной кислотой и слабым основанием (например, $ZnCl_2$);

в) слабой кислотой и слабым основанием (например, $(AlCH_3COO)_3$).

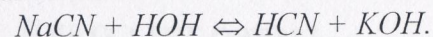
Соль сильной кислоты и сильного основания (например, $NaCl$) гидролизу не подвергается, раствор является нейтральным ($pH = 7$).

Связывание H^+ или OH^- ионов воды ионами растворенной соли нарушает равновесие между молекулами воды и ее ионами, обуславливая, кислую или щелочную реакцию полученного раствора.

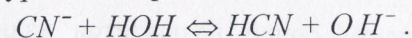
Гидролиз является обратимым процессом. Прямая реакция - гидролиз соли, обратная - реакция нейтрализации. Ионные уравнения гидролиза составляются по тем же правилам, что и ионные уравнения обычных реакций обмена.

В качестве примера рассмотрим гидролиз цианистого натрия $NaCN$.

Гидролиз этой соли объясняется образованием малодиссоциирующих молекул слабой цианистоводородной кислоты HCN . В молекулярной форме реакция гидролиза $NaCN$ выражается уравнением



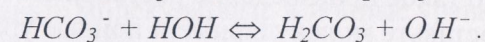
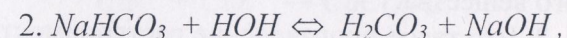
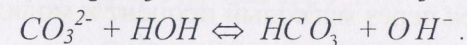
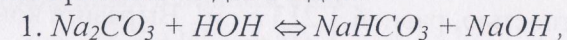
Ионное уравнение реакции имеет вид



Так как в результате гидролиза образуется избыток OH^- ионов, то раствор $NaCN$ обнаруживает щелочную среду ($pH > 7$).

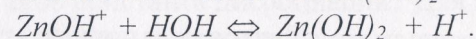
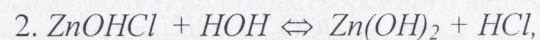
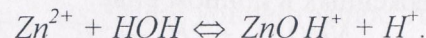
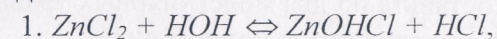
При гидролизе солей, образованных сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, процесс протекает ступенчато с образованием кислых солей. Аналогичным образом гидролиз солей, образованных основаниями двух- и многовалентных металлов и сильной кислотой, протекает ступенчато с образованием основных солей. Количество ступеней определяется основностью слабой кислоты или валентностью катиона слабого основания.

Например: при растворении в воде карбоната натрия Na_2CO_3 гидролиз протекает в две стадии:



Более сильно выражен гидролиз по первой ступени, так как ион HCO_3^- является более слабым электролитом, чем молекула H_2CO_3 . Реакция раствора соли щелочная ($pH > 7$).

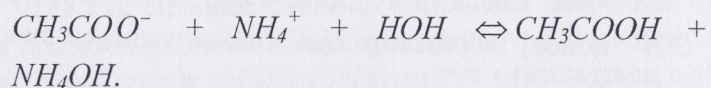
При растворении соли $ZnCl_2$ в воде гидролиз также протекает в две стадии:



При обычных условиях гидролиз данной соли практически заканчивается на первой стадии. Реакция раствора кислая ($pH < 7$).

При растворении соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, оба иона соли взаимодействуют с водой, образуя малодиссоциирующее основание и кислоту:





Так как константы диссоциации продуктов гидролиза NH_4OH и CH_3COOH почти одинаковы, то реакция среды раствора практически остается нейтральной ($pH = 7$).

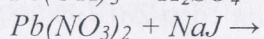
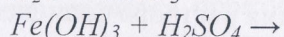
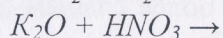
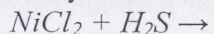
ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Вариант 1

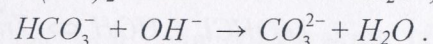
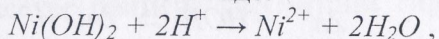
1. Дан водный раствор, содержащий 1.65 моль/л $FeSO_4$ с плотностью, равной 1.213 г/см³. Выразите концентрацию этого раствора через массовый процент и моляльность растворенного вещества.

2. Что такое произведение растворимости (ПР)?

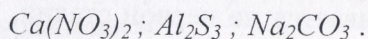
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



Укажите реакцию среды.

Вариант 2

1. Дан водный раствор $CaCl_2$ с мольной долей, равной 0.10, с плотностью раствора 1.396 г/см³. Выразите концентра-

цию этого раствора через массовый процент и моляльность растворенного вещества.

2. Произведение растворимости PbJ_2 при 15 °С равно $8.7 \cdot 10^{-4}$. Вычислите концентрацию Pb^{2+} и J^- в насыщенном растворе PbJ_2 .

3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия между:

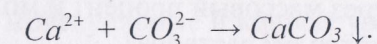
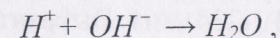
а) нитратом бария и сульфатом натрия;

б) карбонатом кальция и соляной кислотой;

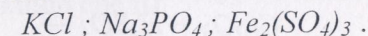
в) гидроксидом хрома(III) и серной кислотой;

г) оксидом фосфора (V) и гидроксидом калия;

4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



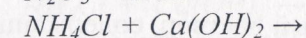
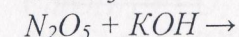
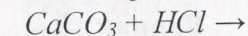
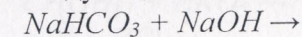
Укажите реакции среды.

Вариант 3

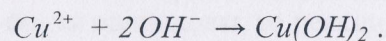
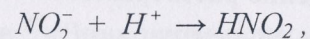
1. Дан 30 %-ный водный раствор $AlCl_3$ с плотностью, равной 1.24 г/см³. Выразите концентрацию этого раствора через молярность и мольную долю растворенного вещества.

2. Что такое константа диссоциации? Для каких электролитов используется это понятие?

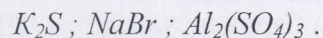
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



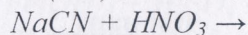
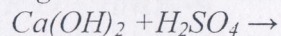
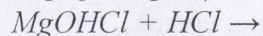
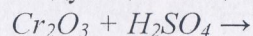
Укажите реакцию среды.

Вариант 4

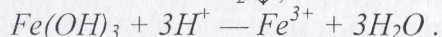
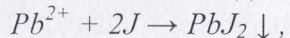
1. Дан водный раствор, содержащий 1.900 моль/л FeCl_3 с плотностью, равной 1.234 г/мл. Выразите концентрацию этого раствора через массовый процент и моляльность.

2. Что такое pH раствора?

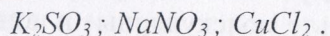
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



Укажите реакцию среды.

Вариант 5

1. Дан водный раствор, содержащий 2.068 г-экв/л CdSO_4 с плотностью, равной 1.198 г/мл. Выразите концентрацию этого раствора через массовый процент и моляльность.

2. Определите pH 0.002 моль/л раствора азотной кислоты.

3. Смешивают попарно растворы:

а) нитрата меди и сульфата натрия;

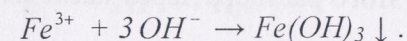
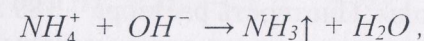
б) гидроксида кальция и соляной кислоты;

в) хлорида бария и сульфата калия;

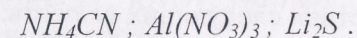
г) азотнокислого серебра и хлорида калия.

В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составьте молекулярные и ионные уравнения для этих реакций.

4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



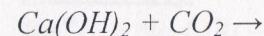
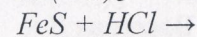
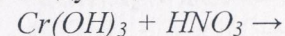
Укажите реакцию среды.

Вариант 6

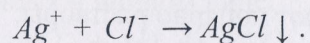
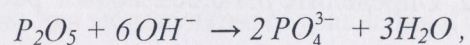
1. Дан водный раствор, содержащий 1.034 моль/л CdSO_4 с плотностью, равной 1.198 г/мл. Выразите концентрацию этого раствора через нормальность и мольную долю растворенного вещества.

2. Определите концентрацию водородных и гидроксильных ионов в растворе, pH которого 6.2.

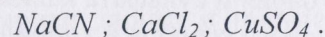
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения, реакции взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



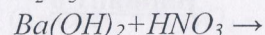
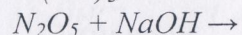
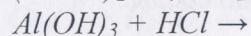
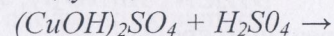
Укажите реакцию среды.

Вариант 7

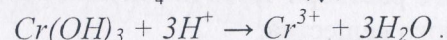
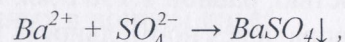
1. Дан водный раствор, содержащий 1.33 моля $Cu(NO_3)_2$ в 1000 г воды. Плотность раствора 1.189 г/мл. Выразите концентрацию этого раствора через массовый процент и молярность.

2. Что такое сильные и слабые электролиты?

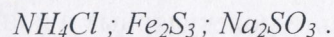
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



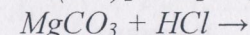
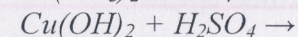
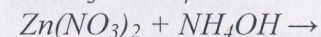
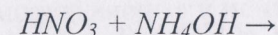
Укажите реакцию среды.

Вариант 8

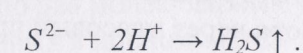
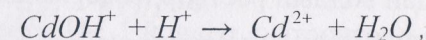
1. Дан водный раствор, содержащий 1.97 моля $FeCl_2$ в 1000 г воды. Плотность этого раствора равна 1.200 г/мл. Выразите концентрацию этого раствора через нормальность и мольную долю растворенного вещества.

2. Вычислите pH раствора, если концентрация ионов OH^- равна $2.52 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

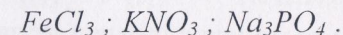
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



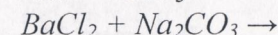
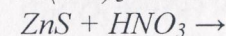
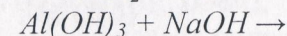
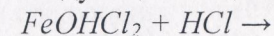
Укажите реакцию среды.

Вариант 9

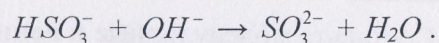
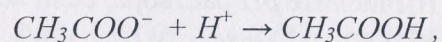
1. Дан 10 %-ный водный раствор $BaCl_2$ с плотностью, равной 1.092 г/см³. Выразите концентрацию этого раствора через нормальность и молярность.

2. Вычислите произведение растворимости $CaCO_3$, если растворимость углекислого кальция при 18 °С равна $1.3 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

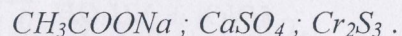
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные гидролиза следующие солей:



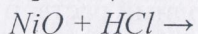
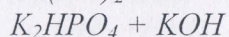
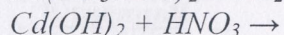
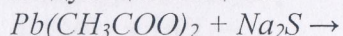
Укажите реакцию среды.

Вариант 10

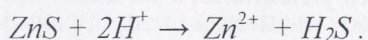
1. Дан водный раствор, содержащий 0.083 мольной доли $AlCl_3$, с плотностью, равной 1.341 г/см^3 . Выразите концентрацию этого раствора через массовый процент и нормальность.

2. Какова концентрация гидроксо-ионов в растворе, pH которого 10.8?

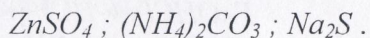
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



Укажите реакцию среды.

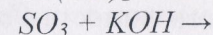
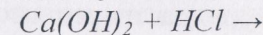
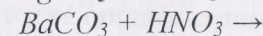
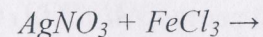
Вариант 11

1. Дан водный раствор, содержащий 1.1 моль/л $Ca(NO_3)_2$, с плотностью, равной 1.128 г/мл . Выразите концен-

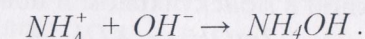
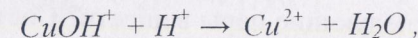
трацию этого раствора через массовый процент и мольную долю растворенного вещества.

2. Чему равняется pH раствора, в литре которого содержится 0.051 г гидроксоионов?

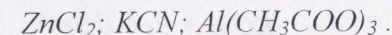
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



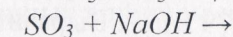
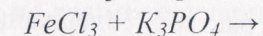
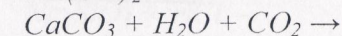
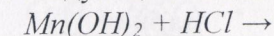
Укажите реакцию среды.

Вариант 12

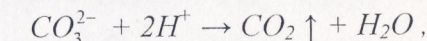
1. Дан водный раствор, содержащий 0.084 мольной доли $CaBr_2$ с плотностью, равной 1.635 г/мл . Выразите концентрацию этого раствора через молярность и моляльность.

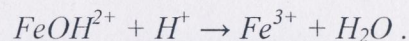
2. Что такое ионное произведение воды?

3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:

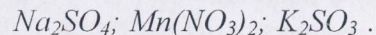


4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:





5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



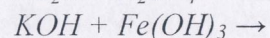
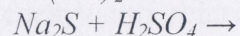
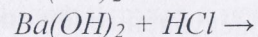
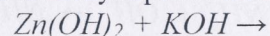
Укажите реакцию среды.

Вариант 13

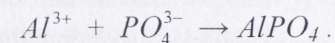
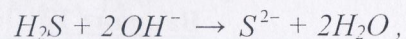
1. Дан 20 %-ный раствор $Al_2(SO_4)_3$ с плотностью, равной 1.226 г/мл. Выразите концентрацию этого раствора через молярность и мольную долю растворенного вещества.

2. Произведение растворимости $CaCO_3$ равно $1.7 \cdot 10^{-8}$. Сколько граммов $CaCO_3$ содержится в литре раствора?

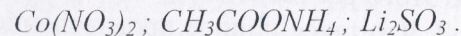
3. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ? Составьте возможные уравнения реакций в молекулярном и ионном виде



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



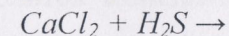
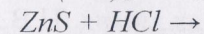
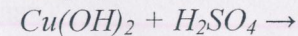
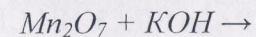
Укажите реакцию среды.

Вариант 14

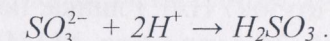
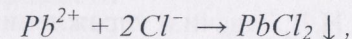
1. Дан водный раствор, содержащий 2.00 г-экв/л $BaCl_2$ с плотностью, равной 1.179 г/см³. Выразите концентрацию этого раствора через молярность и мольную долю растворенного вещества.

2. В каких случаях наблюдается гидролиз солей в водных растворах?

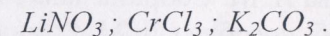
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



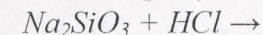
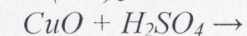
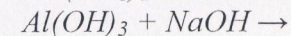
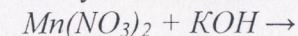
Укажите реакцию среды.

Вариант 15

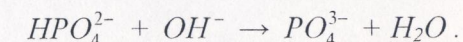
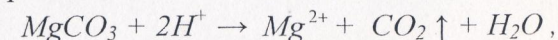
1. Дан водный раствор, содержащий 1.93 г-экв/л $AlCl_3$ с плотностью, равной 1.071 г/мл. Выразите концентрацию этого раствора через массовый процент и молярность.

2. Какие факторы усиливают процесс гидролиза?

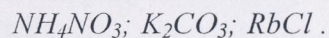
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составьте по два молекулярных уравнения к каждой из реакций, выраженных в ионном виде:



5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:



Укажите реакцию среды.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. М.: Высш шк. 2002. 558 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. / Н.Л. Глинка. Л.: Химия, 1982. 718 с.
3. Глинка И.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для втузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. 24-е изд., стер. М.: ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС, 1997. 240 с.
4. Романцева Л. М. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В.А. Суханова. М.: Высш. шк. 1980. 228 с.
5. Суворов А. В. Общая химия: учеб. пособие / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. СПб.: Химия, 1997. 624 с.

Содержание

Теоретическое введение	2
Способы выражения концентрации растворов	3
Образцы решения задач	7
Диссоциация электролитов. Константа диссоциации	9
Ионное произведение воды. Водородный показатель	10
Произведение растворимости	12
Реакции обмена в растворах электролитов. Ионно-молекулярные уравнения реакций	13
Гидролиз солей	14
Варианты контрольных заданий	17
Библиографический список	27

РАСТВОРЫ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для самостоятельной работы и контрольные задания для проверки знаний по теме «Растворы и их свойства» дисциплины «Химия» для студентов бакалавриата и специальностей всех направлений очной и заочной форм обучения

Составители

Корнеева Валерия Владиславовна
Корнеева Алла Николаевна
Небольсин Валерий Александрович
Щетинин Анатолий Антонович

В авторской редакции
Компьютерный набор Н.В. Перфильева

Подписано в печать 09.01.2007.
Формат 60x84/16. Бумага для множительных аппаратов.
Усл. печ. л. 1,8. Уч.– изд. л. 1,6. Тираж 60 экз. «С» 26.

Заказ № 28

ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет»

394026 Воронеж, Московский просп., 14