

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им. Р.Е.АЛЕКСЕЕВА

Кафедра «Общая и неорганическая химия»

Составители: А.Д.Самсонова, Т.В.Сазонтьева, А.Л.Галкин
УДК 54 (07)

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ : метод. указания к практ. и лаб. занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневной и вечерней форм обучения/ НГТУ им.Р.Е.Алексеева; сост.: А.Д.Самсонова и др. Н.Новгород, 2009 - 34 с.

Методические указания включают задания для текущего контроля знаний в виде вопросов и задач по теории растворов электролитов и описание лабораторных работ.

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Методические указания к практическим и лабораторным занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневной и вечерней форм обучения

Научный редактор Ю.М.Тюрин

Редактор Э.Б.Абросимова

Подп. к печ. 16.11.09 Формат 60x84 1/16. Бумага газетная. Печать офсетная. Печ. л. 2,05. Уч.-изд.л.1,0.Тираж 2000 экз. Заказ .

Нижегородский государственный технический университет
им.Р.Е.Алексеева.

Типография НГТУ. 603950, Н.Новгород, ул. Минина, 24.

Нижегород
2009

©Нижегородский государственный технический
университет им. Р.Е.Алексеева, 2009

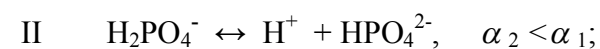
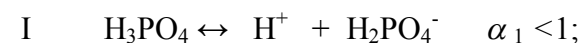
РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электролиты – химические вещества и системы, в которых прохождение электрического тока осуществляется за счет движения ионов. Такие проводники относятся к проводникам второго рода. Наличие свободных ионов объясняется явлением диссоциации (ионизации) – распадом молекул на ионы: а) при образовании растворов - под действием полярных молекул растворителя (электролитическая диссоциация); б) при образовании расплавов - в результате термического распада (термическая диссоциация). В зависимости от степени электролитической диссоциации $\alpha = n/N$, (где n – число распавшихся молекул, N -исходное число растворенных молекул) электролиты подразделяются на сильные ($\alpha \approx 1$), слабые ($\alpha < 0,03$) и средней силы ($0,03 < \alpha < 0,3$). Степень диссоциации зависит от концентрации электролита (чем больше концентрация – тем меньше степень диссоциации). Для расчетов пользуются не концентрацией электролита, а его эффективной концентрацией – активностью (а) $a = f C_m$. В этом уравнении f -коэффициент активности (определяется экспериментально) учитывает отклонение активности от концентрации. Для разбавленных растворов слабых электролитов f можно считать равным единице и для расчетов можно использовать концентрацию – C_m .

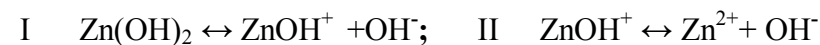
Диссоциация кислот, оснований

Согласно теории электролитической диссоциации Аррениуса, кислотой называется вещество, которое при диссоциации отщепляет свободные ионы водорода H^+ , а основанием – вещество, которое при

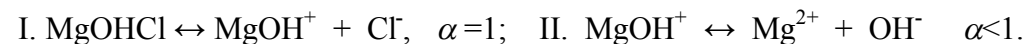
диссоциации отщепляет свободные ионы гидроксида OH^- . Основания, образованные щелочными металлами (Li, Na, K и т.д.), являются сильными электролитами ($\alpha \approx 1$) и называются щелочами. Диссоциация кислот и оснований протекает ступенчато: последовательно отщепляется ион H^+ (или OH^-), т.е. число ступеней зависит от основности кислоты (числа атомов H в молекуле) или от кислотности основания (числа гидроксидных групп OH^-). Например: диссоциация H_3PO_4 протекает в три ступени:



а $Zn(OH)_2$ в две ступени:



Процесс диссоциации солей определяется типом соли: средние соли распадаются одноступенчато, диссоциация кислых и основных определяется «остатком» кислоты (или основания) в составе соли. Например, основная соль $MgOHCl$ диссоциирует в 2 ступени:



Обратимый процесс диссоциации слабых электролитов характеризуется константой диссоциации K_d . Например, для слабой уксусной кислоты, процесс диссоциации которой идет в соответствии с уравнением $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$,

$$K_d = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

В зависимости от величины K_d электролиты подразделяются на сильные ($K_d > 10^{-3}$) и слабые ($K_d < 10^{-3}$). K_d зависит только от природы электролита и температуры и является табличной величиной.

Для слабых электролитов бинарного типа (распадаются на один катион и один анион) взаимосвязь между исходной концентрацией растворенного вещества (молярностью C_m), концентрациями ионов, нераспавшихся молекул, степенью и константой диссоциации выражается законом разведения (разбавления) Оствальда:



Концентрации ионов в растворе $[A^+] = [B^-] = \alpha C_m$.

Концентрация нераспавшихся молекул $[AB] = (1-\alpha) C_m$.

Уравнение Оствальда для слабых ($\alpha \rightarrow 0, K_d < 10^{-4}$) электролитов $K_d = \alpha^2 C_m$

Диссоциация воды. pH - водородный показатель

Вода хотя и весьма незначительно, но все же диссоциирует на ионы:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$. Следовательно, вода является типичным амфотерным электролитом, т.е. она может действовать в равной степени и как кислота и как основание. Установлено, что константа диссоциации воды равна

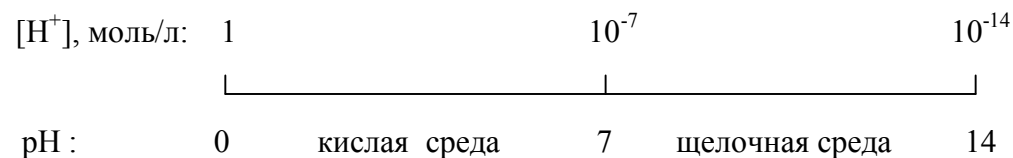
$$K_D = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Судя по значению этой величины, вода является очень слабым электролитом. Произведение концентраций водородных и гидроксид-ионов, которое при данной температуре является постоянной величиной,

называется ионным произведением воды, его обозначают K_w или K_{H_2O} . При $25^{\circ}C$ $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$. Для процесса $H^+_{(p)} + OH^-_{(p)} \rightarrow H_2O_{(p)}$, $\Delta H^0_{298} = -56 \text{ кДж/моль}$; обратный процесс - диссоциация воды является эндотермическим процессом. Отсюда, в соответствии с принципом Ле-Шателье, температура будет оказывать влияние на K_w .

Для характеристики кислотности раствора используют водородный показатель (pH). $pH = -\lg[H^+]$, где $[H^+]$ - концентрация ионов водорода в моль/л. Т.к. $K_w \neq 0$, то и не может быть водного раствора, в котором концентрация H^+ или OH^- равнялась бы нулю. Следовательно, в любом водном растворе присутствуют совместно ионы H^+ и OH^- . Для нейтральной среды $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л, следовательно $pH=7$. В кислой среде $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, т.е. $0 < pH < 7$, в щелочной среде $[OH^-] > 10^{-7}$ моль/л, т.е. $7 < pH \leq 14$.

Шкала pH для ст. усл.:



Примеры решения задач

Задача 1. Рассчитать концентрацию ионов водорода в растворе HCN ($C_m = 10^{-3} \text{ M}$), если $\alpha = 4,2 \cdot 10^{-3}$.

Решение: Диссоциация цианистоводородной кислоты протекает по уравнению $HCN \leftrightarrow H^+ + CN^-$; концентрации ионов $[H^+]$ и $[CN^-]$ в растворе равны между собой (т.к. $\nu_{H^+} : \nu_{CN^-} = 1:1$, где

ν - стехиометрические коэффициенты) т.е. $[H^+] = [CN^-] = \alpha C_M$, моль/л; Тогда $[H^+] = [CN^-] = 4,2 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-3} = 4,2 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Задача 2. Рассчитать концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе NH_4OH , концентрацией $C_M = 0,01M$, если $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Гидроксид аммония диссоциирует следующим образом:
 $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$, константа диссоциации имеет вид

$$K_d = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

концентрации ионов аммония $[NH_4^+]$ и гидроксида $[OH^-]$ совпадают ($\nu(NH_4^+) : \nu(OH^-) = 1:1$), обозначим их за x :

$[NH_4^+] = [OH^-] = x$ моль/л, тогда выражение для K_d примет вид

$1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,01 - x$. Считая, что $x \ll C_M$, решаем уравнение

$1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,01$, относительно x : $x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 4,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л;

$[OH^-] = 4,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Концентрации ионов водорода и гидроксида связаны через ионное произведение воды $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$, выразим концентрацию ионов водорода $[H^+] = K_w / [OH^-]$ и рассчитаем её значение:

$[H^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 4,2 \cdot 10^{-4} = 2,3 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

Задача 3. Определить pH раствора HCl ($\alpha=1$), если $C_M = 2 \cdot 10^{-3} M$

Решение: Диссоциация соляной кислоты протекает по уравнению

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$, концентрация ионов водорода $[H^+] = \alpha C_M = 1 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Водородный показатель $pH = -\lg[H^+] = -\lg 2 \cdot 10^{-3} = 2,7$.

Задача 4. Определить молярную концентрацию гидроксида аммония, если $pH=11$, а $K_d=1,8 \cdot 10^{-5}$.

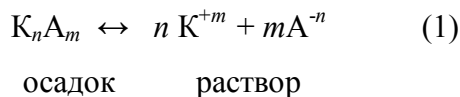
Решение: Концентрация ионов водорода $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11}$ моль/л. Из ионного произведения воды определяем концентрацию $[OH^-] = K_w / [H^+] = 10^{-14} / 10^{-11} = 10^{-3}$ моль/л. Гидроксид аммония - слабое основание и характеризуется уравнением реакции диссоциации $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$. Выражение для константы диссоциации

$$K_d = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

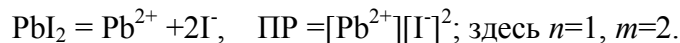
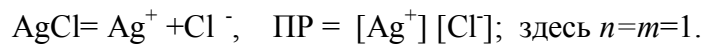
из закона Оствальда следует, что $[NH_4^+] = [OH^-] = \alpha C_M$, а $K_d = \alpha^2 C_M$. Объединяя уравнения, получим $C_M = [OH^-]^2 / K_d = 10^{-6} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,056$ моль/л

Произведение растворимости

Вещества, в зависимости от своей природы, обладают различной растворимостью в воде, которая колеблется от долей миллиграмма до сотен граммов на литр. Трудно растворимые электролиты образуют насыщенные растворы очень маленьких концентраций, поэтому можно считать, что степень их диссоциации достигает единицы. Таким образом, насыщенный раствор труднорастворимого электролита представляет собой систему, состоящую из собственно раствора, находящегося в равновесии с осадком растворенного вещества. При постоянных внешних условиях скорость растворения осадка равна скорости процесса кристаллизации:



Для описания этого гетерогенного равновесного процесса используют константу равновесия, называемую произведением растворимости $PP = [K^{+m}]^n [A^{-n}]^m$, где $[K^{+m}]$ и $[A^{-n}]$ – концентрации ионов в насыщенном растворе (моль/л). Например:



PP зависит от природы растворенного вещества и температуры. PP является табличной величиной. Зная PP, можно вычислить концентрацию насыщенного раствора вещества, а также оценить его растворимость в г на 100 мл воды (величина S , приводимая в справочной литературе) и определить возможности выпадения вещества в осадок.

Для уравнения (1) взаимосвязь концентрации насыщенного раствора трудно растворимого вещества (C_m , моль/л) с величиной PP определяется следующим уравнением:

$$C_m = \sqrt[n+m]{\frac{PP}{n^n m^m}},$$

где n и m – стехиометрические коэффициенты в ур. 1.

Задача 5. Концентрация насыщенного раствора (C_m) $Mg(OH)_2$ равна $1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Записать выражение для PP и вычислить его величину.

Решение: В насыщенном растворе $Mg(OH)_2$ устанавливается равновесие между осадком и раствором $Mg(OH)_2 \leftrightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$, для которого выражение PP имеет вид $PP = [Mg^{2+}] [OH^-]^2$. Зная концентрации ионов, можно найти его численное значение. Учитывая полную диссоциацию

$Mg(OH)_2$, концентрация его насыщенного раствора $C_m = [Mg^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л, а $[OH^-] = 2[Mg^{2+}] = 2,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Следовательно, $PP = [Mg^{2+}] [OH^-]^2 = 1,1 \cdot 10^{-4} \cdot (2,2 \cdot 10^{-4})^2 = 5,3 \cdot 10^{-12}$.

Задача 6. Вычислить концентрацию насыщенного раствора и PP хромата серебра, если в 0,5 л воды растворяется 0,011 г соли.

Решение: Для определения молярной концентрации насыщенного раствора Ag_2CrO_4 воспользуемся формулой $C_m = \frac{m}{MV}$, где m – масса

растворенного вещества (г), M – молярная масса (г/моль), V – объем раствора (л). $M(Ag_2CrO_4) = 332$ г/моль. $C_m = \frac{0,011}{332(0,5)} = 9,48 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Растворение хромата серебра (I) сопровождается полной ($\alpha=1$) диссоциацией соли: $Ag_2CrO_4 \leftrightarrow 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$, $PP = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$, где $[CrO_4^{2-}] = C_m = 9,48 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а $[Ag^+] = 2 [CrO_4^{2-}] = 1,896 \cdot 10^{-4}$.

Таким образом $PP = (1,896 \cdot 10^{-4})^2 (9,48 \cdot 10^{-5}) = 3,4 \cdot 10^{-12}$.

Задача 7. Можно ли приготовить растворы соли $CaCO_3$ с концентрациями $CaCO_3$ $C_1 = 10^{-2}$ М и $C_2 = 10^{-6}$ М, если $PP_{CaCO_3} = 3,8 \cdot 10^{-9}$.

Решение: Зная величину PP, можно рассчитать концентрацию насыщенного раствора соли и, сравнив ее с предлагаемыми концентрациями, сделать вывод о возможности или невозможности приготовления растворов. Растворение карбоната кальция протекает по схеме $CaCO_3 \leftrightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}$. В данном уравнении $n = m = 1$, тогда

$$C_m = \sqrt[n+m]{\frac{PP}{n^n m^m}} = \sqrt[1+1]{\frac{3,8 \cdot 10^{-9}}{1^1 \cdot 1^1}} \approx 6,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

$C_1 > C_m$ – раствор приготовить нельзя, так как будет выпадать осадок;

$C_2 < C_m$ – раствор приготовить можно.

Реакции ионного обмена

Для растворов электролитов характерны реакции ионного обмена. Обязательным условием протекания таких реакций практически до конца является удаление из раствора тех или иных ионов вследствие:

1) образования осадка

$\text{FeSO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ - молекулярное уравнение (МУ)

$\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ионно-молекулярное уравнение (ИМУ).

$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ (ПП $K_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = 4,8 \cdot 10^{-16}$) – краткое ионно-молекулярное уравнение образования осадка;

2) выделение газа

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaHSO}_4$ (МУ)

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{Na}^+ + 2\text{HSO}_4^-$ (ИМУ)

$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ - ионно - молекулярное уравнение образования летучего соединения.

3) образование слабых электролитов

а) простые вещества:

$2\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HCN} + \text{K}_2\text{SO}_4$ (МУ)

$2\text{K}^+ + 2\text{CN}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow 2\text{HCN} + 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (ИМУ)

$\text{CN}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HCN}$ ($K_{\text{д HCN}} = 7,8 \cdot 10^{-10}$) – ионно-молекулярное уравнение образования слабого электролита HCN.

б) комплексные соединения:

$\text{ZnCl}_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ (МУ)

$\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (ИМУ)

$\text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ - краткое ионно-молекулярное уравнение образования комплексного катиона.

Встречаются процессы, при которых слабые электролиты или малорастворимые соединения входят в число исходных веществ и продуктов реакции. Равновесие в этом случае смещается в сторону образования веществ, имеющих наименьшую константу диссоциации или в сторону образования менее растворимого вещества:

А) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ (МУ)

$\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

$\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$ (ИМУ)

$K_{\text{д}(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,8 \cdot 10^{-5} > K_{\text{д}(\text{H}_2\text{O})} = 1,8 \cdot 10^{-16}$.

Равновесие сдвинуто в сторону образования молекул воды.

Б) $\text{AgCl} \downarrow + \text{NaI} \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{NaCl}$ (МУ)

$\text{AgCl} \downarrow + \text{Na}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

$\text{AgCl} \downarrow + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{Cl}^-$ (ИМУ)

$PP_{\text{AgCl}} = 1,78 \cdot 10^{-10} > PP_{\text{AgI}} = 8,3 \cdot 10^{-17}$.

Равновесие сдвинуто в сторону образования осадка AgI.

В) Могут встречаться процессы, в уравнениях которых есть и малорастворимое соединение и слабый электролит

$\text{MnS} \downarrow + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ (МУ)

$\text{MnS} \downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S}$

$\text{MnS} \downarrow + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ (ИМУ)

$$PP_{MnS}=2,5 \cdot 10^{-10}; \quad [S^{2-}] = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-10}} = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

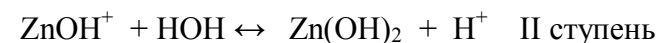
$$K_{д H_2S} = K_1 \cdot K_2 = 6 \cdot 10^{-22}; \quad [S^{2-}] = \sqrt[3]{\frac{K_1 K_2}{4}} = 5,4 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$$

Связывание ионов S^{2-} в молекулы H_2S происходит полнее, чем в MnS , поэтому реакция протекает в прямом направлении, в сторону образования H_2S

Гидролиз солей

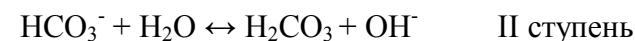
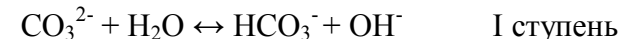
Гидролиз является результатом поляризационного взаимодействия ионов соли с их гидратной оболочкой. Гидролиз - это обменная реакция в растворе между молекулами воды и ионами соли. В результате гидролиза, благодаря образованию слабого электролита (слабой кислоты или слабого основания), изменяется ионное равновесие $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ из-за связывания H^+ или OH^- и изменяется pH-среды. Гидролизу подвергаются соли, в состав которых входят ионы слабой кислоты или слабого основания. Соли, образованные ионами сильной кислоты и сильного основания, гидролизу не подвергаются ($NaCl$, Na_2SO_4). Продуктами гидролиза могут быть слабые электролиты, малодиссоциирующие, труднорастворимые и летучие вещества. Гидролиз - стадийная реакция, в случае многозарядного иона число стадий равно его заряду. Гидролизу по **катиону** подвергаются соли, образованные анионами сильной кислоты и катионами слабого основания. Например, к слабым основаниям относятся гидроксиды *p*- и *d*-металлов ($K_{д} \leq 10^{-4}$), а также гидроксид аммония.

Хлорид цинка - соль, образованная слабым основанием $Zn(OH)_2$ и сильной кислотой HCl . Катион цинка имеет заряд $2+$, поэтому гидролиз будет проходить в две ступени:



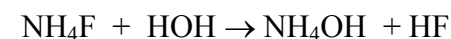
В результате этого взаимодействия возникает избыток ионов H^+ ($[H^+] > [OH^-]$), раствор подкисляется ($pH < 7$).

Гидролиз по **аниону**. Данный тип гидролиза характерен для солей, образованных анионами слабой кислоты ($K_{д} \leq 10^{-3}$) и катионами сильного основания ($K_{д} > 10^{-3}$). Рассмотрим гидролиз карбоната калия - соли, образованной слабой угольной кислотой H_2CO_3 ($K_{д}^1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$) и сильным основанием KOH , карбокс-анион имеет заряд ($2-$). Гидролиз протекает в две ступени:



В этом случае высвобождаются ионы OH^- ($[H^+] < [OH^-]$) - раствор подщелачивается ($pH > 7$).

Необратимый гидролиз. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуются по катиону и аниону. Результат гидролиза будет зависеть от значения $K_{д}$ основания и кислоты. Рассмотрим гидролиз фторида аммония - соли, образованной слабым основанием NH_4OH ($K_{д} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и слабой кислотой HF ($K_{д} = 6,8 \cdot 10^{-4}$):



В этом случае $K_{д(NH_4OH)} < K_{д(HF)}$, следовательно, гидролиз (в основном) пойдет по катиону и реакция среды будет слабокислой.

ЗАДАЧИ

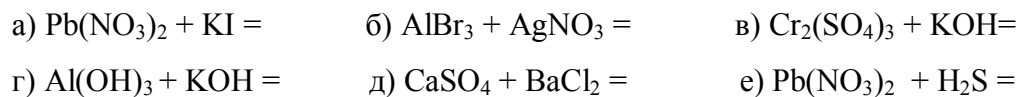
Реакции ионного обмена

1. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ: а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и NaCl ; б) NaOH и HCl ; в) BaCl_2 и H_2SO_4 ? Составить молекулярные (МУ) и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций (ИМУ).

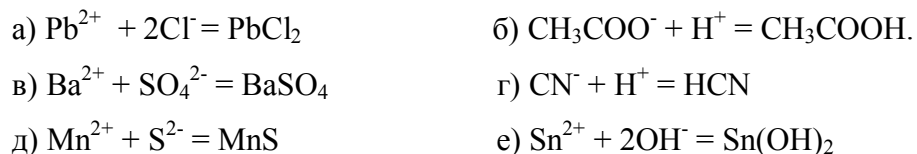
2. Будут ли протекать реакции между растворами следующих электролитов: а) K_2CO_3 и HCl ; б) KNO_3 и Na_2S ; в) CdSO_4 и NaOH ? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций.

3. Написать ионно-молекулярные уравнения реакций между растворами следующих солей: а) сульфатом меди и хлоридом бария; б) сульфатом натрия и нитратом свинца; в) сульфатом железа (II) и гидроксидом лития; г) нитратом серебра и хлоридом железа (III); д) сульфидом натрия и серной кислотой; е) нитратом свинца (II) и раствором сероводорода.

4. Составьте молекулярные и ионные уравнения следующих реакций и укажите в каждом отдельном случае причину, вызывающую смещение равновесия:



5. Написать молекулярные уравнения реакций, выраженных следующими молекулярно-ионными уравнениями:



6. С помощью молекулярных и ионно-молекулярных уравнений ответить на вопросы: а) растворы каких солей надо смешать для получения в осадке карбоната кальция? б) можно ли карбонат кальция перевести в сульфат кальция действием на него сульфата натрия ($\text{PP}_{\text{CaSO}_4} = 2,5 \cdot 10^{-5}$; $\text{PP}_{\text{CaCO}_3} = 3,8 \cdot 10^{-9}$)?

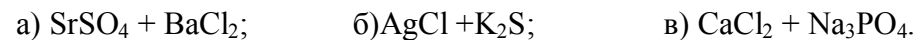
7. Будут ли протекать реакции между растворами следующих электролитов: а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и KOH ; в) CuSO_4 и NaOH ? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций.

8. С помощью молекулярных и ионно-молекулярных уравнений ответить на вопросы: а) растворы каких солей надо смешать для получения в осадке сульфата бария? б) можно ли сульфат бария перевести в сульфат стронция действием на него хлорида стронция?
 $\text{PP}_{\text{BaSO}_4} = 1,1 \cdot 10^{-10}$; $\text{PP}_{\text{SrSO}_4} = 3,2 \cdot 10^{-7}$.

9. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между растворами следующих электролитов: а) сульфата натрия и серной кислоты; б) хлорида цинка и гидроксида калия; в) карбоната калия и соляной кислоты.

10. Смешивают попарно растворы: а) NaOH и KCl ; б) K_2SO_3 и HCl ; в) CuCl_2 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; г) H_2SO_4 и HCl . В каких случаях реакции идут до конца?

11. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций образования соединений, менее растворимых, чем исходные:



12. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малодиссоциирующих соединений:

а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$; б) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH}$; в) $\text{K}_2\text{S} + \text{HCl}$.

13. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций нейтрализации и указать, какая из них протекает практически до конца.

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$; б) $\text{HCN} + \text{KOH}$; в) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$.

14. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ: а) NaOH и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и NaOH ; в) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ?

15. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых соединений или газов:

а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$; б) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$; в) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$.

16. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ: а) CuSO_4 и NaNO_3 ; б) Na_2CO_3 и HCl ; в) AgNO_3 и NaCl ? Ответ обосновать с помощью молекулярных и ионных уравнений.

17. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ: а) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и KOH ; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HCl ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и NaOH . Приведите возможные реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

18. С помощью молекулярных и ионно-молекулярных уравнений ответить на вопросы: а) растворы каких солей надо смешать для получения в осадке хлорида серебра?

б) можно ли хлорид серебра (I) перевести в сульфат серебра действием на него сульфата натрия ($\text{IP}_{\text{AgCl}} = 1,79 \cdot 10^{-10}$, $\text{IP}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 1 \cdot 10^{-5}$). Ответ обосновать.

19. Смешивают попарно растворы следующих электролитов:

а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4 ; б) BaCl_2 и K_2SO_4 ; в) KNO_3 и NaCl ; г) AgNO_3 и KCl .

В каких из приведенных случаев реакция практически пойдет до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

20. Составьте молекулярные уравнения к каждому из ионно-молекулярных уравнений:

а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$; б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$.

21. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций между: а) сульфидом марганца (II) и серной кислотой;

б) гидроксидом свинца (II) и гидроксидом калия; в) гидроксидом магния и раствором хлорида аммония; г) карбонатом кальция и соляной кислотой.

22. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) растворения карбоната кальция в соляной кислоте; б) взаимодействия растворов нитрата бария и сульфата натрия; в) взаимодействия растворов хлорида железа (III) и гидроксида аммония.

23. К каждому из веществ: AlCl_3 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, FeCl_3 прибавили раствор гидроксида калия. В каких случаях произошли реакции? Выразить их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

24. Написать в молекулярной и ионной формах уравнения реакций между: а) уксусной кислотой и гидроксидом натрия; б) сероводородной кислотой и гидроксидом бария; в) фтористоводородной кислотой и гидроксидом натрия; г) азотной кислотой и гидроксидом аммония.

25. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций между: а) сульфидом цинка и соляной кислотой; в) сульфатом аммония и гидроксидом калия.

26. К каждому из веществ KHCO_3 , CH_3COOH , BaCl_2 , Na_2S прибавили раствор серной кислоты. В каких случаях произошли реакции? Выразить их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

27. К каждому из веществ Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, NaNO_3 , KHS прибавили раствор соляной кислоты. В каких случаях произошли реакции? Выразить их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

Диссоциация воды. Водородный показатель

28. Вычислить концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ (моль/л) и pH растворов, в которых концентрация ионов гидроксида $[\text{OH}^-]$ равна:

а) 10^{-5} моль/л; б) $1,7 \cdot 10^{-8}$ г/л; в) 10^{-9} моль/л; г) 0,0051 г/л.

29. Вычислить pH и молярность раствора (C_m) муравьиной кислоты HCOOH , если концентрация ионов водорода в растворе 10^{-4} г/л, а $K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

30. Вычислить pH следующих растворов ($\rho = 1$ г/мл):

а) 0,46% HCOOH , $\alpha = 0,042$; б) 0,1M HF , $\alpha = 0,085$.

31. Определить степень диссоциации (α):

а) CH_3COOH в 0,1M растворе, если $[\text{H}^+] = 0,00132$ моль/л;

б) HNO_2 в 0,1M растворе, если $[\text{H}^+] = 0,0068$ моль/л;

в) HCOOH в 0,01M растворе, если $[\text{H}^+] = 0,000134$ моль/л.

32. Определить концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ и степень диссоциации (α) в растворах:

а) 0,1н CH_3COOH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$; б) 0,1M HCN , $K_d = 7,9 \cdot 10^{-10}$;

в) 0,5M H_2CO_3 , $K_d^1 = 4,45 \cdot 10^{-7}$; г) 1M H_2Se , $K_d^1 = 1,7 \cdot 10^{-4}$;

д) 0,1н H_3BO_3 , $K_d^1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$.

33. Вычислить константу диссоциации угольной кислоты по первой ступени (K_d^1), если в 0,1н растворе H_2CO_3 , степень диссоциации $\alpha = 3 \cdot 10^{-3}$

34. Вычислить pH следующих растворов, приняв для них степень диссоциации и плотность равными единице: а) $5,8 \cdot 10^{-3}$ M раствора соляной кислоты; б) 0,1M раствора соляной кислоты; в) $2,5 \cdot 10^{-2}$ M раствора гидроксида натрия; г) $2 \cdot 10^{-2}$ M раствора азотной кислоты; д) 0,1% раствора азотной кислоты; е) 0,05% раствора гидроксида натрия.

35. Вычислить pH растворов: а) 0,01M раствора уксусной кислоты ($\alpha = 4,2\%$); б) 0,1M раствора фтористоводородной кислоты ($\alpha = 8,5\%$);

в) раствора, в 1 литре которого содержится 0,0052 г гидроксид-ионов;

г) раствора, в 1 литре которого содержится 0,1г гидроксида натрия ($\alpha = 1$)

36. Исходя из констант диссоциации слабых электролитов, вычислить pH следующих растворов: а) 0,25M раствора уксусной кислоты; б) 0,01M раствора цианистоводородной кислоты; в) 1,2M раствора азотистой кислоты; г) 5% раствора муравьиной кислоты.

37. Вычислить pH растворов:

а) 0,001M NH_4OH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$;

- б) в 1 л которого содержится 7 г NH_4OH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$;
- в) в 0,5 л которого содержится 0,007 г NH_4OH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
38. Какое значение pH имеет раствор, если в 1 литре его содержится 0,49 г H_2SO_4 ?
39. Определить pH и концентрацию гидроксид ионов (моль/л) в 0,365% растворе HCl ($\rho = 1$ г/мл), полностью диссоциирующей на ионы.
40. Определить степень диссоциации раствора уксусной кислоты, $\text{pH} = 3$. $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
41. Рассчитать pH раствора ($\alpha=1$), в 100 мл которого содержится 0,4 г NaOH .
42. Как изменится pH чистой воды, если к 1 л ее добавить $1 \cdot 10^{-3}$ моль NaOH ($\alpha = 1$)?
43. Определить pH 0,056 % KOH ($\rho=1$ г/мл, $\alpha = 1$).
44. Определить pH 1% раствора NH_4OH . $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ($\rho = 1$ г/мл).
45. Определить молярность раствора H_2SO_4 (считая, что диссоциация идет по двум ступеням), если концентрация гидроксид-ионов в нем равна 10^{-11} моль/л.
46. Какова константа и степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1М растворе, если концентрация ионов водорода равна $1,32 \cdot 10^{-3}$ моль/л?
47. Вычислить концентрацию ионов водорода и степень диссоциации 1% раствора уксусной кислоты. $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ($\rho = 1$ г/мл).
48. Вычислить константу диссоциации кислоты:
- а) HCOOH , если в 0,4М растворе $[\text{H}^+] = 2,68 \cdot 10^{-3}$ моль/л;
- б) HCN , если в 0,25М растворе $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л;
- в) HCOOH , если в 0,0055М растворе $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

49. Вычислить степень диссоциации следующих растворов:
- а) 0,5М CH_3COOH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$;
- б) 0,001 М HCN , $K_d = 7,9 \cdot 10^{-10}$;
- в) 3,5% NH_4OH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ($\rho = 1$ г/мл).
50. Вычислить молярность растворов следующих кислот, если известно:
- а) раствора HCN $\text{pH} = 5$. $K_d = 7,9 \cdot 10^{-10}$;
- б) концентрация ионов водорода в растворе HCl ($\alpha=1$) равна $1,5 \cdot 10^{-3}$ г/л;
- в) концентрация гидроксид-ионов в растворе HCOOH равна $1 \cdot 10^{-10}$ моль/л, $K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$.
51. Определить pH и концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) 0,1М раствора H_2S , учитывая только первую ступень диссоциации, для которой $K_d^1 = 1,1 \cdot 10^{-7}$.
52. Определить pH и молярность раствора HCN , если концентрация гидроксид-ионов в нем равна 10^{-9} моль/л. $K_d = 7,8 \cdot 10^{-10}$.
53. Вычислить степень диссоциации (α) и pH 0,05н раствора HNO_2 $K_d = 5 \cdot 10^{-4}$.
54. Рассчитать pH и концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) в растворе, в 100 мл которого содержится 0,63 г HNO_3 ($\alpha=1$).
55. Определить pH и молярность раствора KOH ($\alpha=1$), в 100 мл которого содержится 0,39 г калия в виде ионов.
56. Рассчитать молярность раствора NH_4OH , pH которого равен 11.
57. Рассчитать концентрацию гидроксид - ионов и pH 0,112 % раствора KOH ($\rho=1$ г/мл, $\alpha = 1$).
58. Определить молярность и концентрацию гидроксид - ионов (моль/л) раствора HNO_2 , pH которого равен 4, $K_d = 5 \cdot 10^{-4}$.

59. Определить концентрацию гидроксид - ионов (моль/л) и рН раствора, в 1 л которого содержится 3,5 г NH_4OH .
60. рН раствора H_2SO_4 равен 6. Рассчитать молярность и концентрацию гидроксид - ионов (моль/л) в данном растворе ($\alpha=1$).
61. В каком из растворов 0,01М NaOH или 0,01М NH_4OH щелочность среды больше? Ответ подтвердить расчетом рН.
62. Сколько граммов KOH находится в состоянии полной диссоциации в 10 л раствора, рН которого равен 11?
63. Сколько граммов HCOOH содержится в 0,3 л раствора этой кислоты, имеющей рН = 6? $K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$.
64. Сколько молей уксусной кислоты ($K_d=1,8 \cdot 10^{-5}$) содержится в 1 л раствора, рН которого равен рН 0,1 М раствора угольной кислоты $K_d=2,1 \cdot 10^{-4}$.23

Растворимость труднорастворимых соединений.

Произведение растворимости

65. Записать выражения и вычислить величины ПР, зная концентрацию (моль/л) одного из ионов в насыщенном растворе малорастворимых электролитов:
- а) MgCO_3 , $[\text{Mg}^{2+}] = 1,41 \cdot 10^{-2}$; б) SnS , $[\text{S}^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14}$; в) CaCO_3 , $[\text{CO}_3^{2-}] = 6,6 \cdot 10^{-5}$; г) PbSO_4 , $[\text{Pb}^{2+}] = 1,26 \cdot 10^{-4}$.
66. По произведению растворимости вычислить молярную концентрацию насыщенного раствора: а) сульфида цинка, ПР = $1,6 \cdot 10^{-24}$; б) гидроксида кобальта (II), ПР = $1,6 \cdot 10^{-18}$;

- в) иодида свинца (II), ПР = $1,1 \cdot 10^{-9}$; г) карбоната кальция, ПР = $3,8 \cdot 10^{-9}$;
- д) гидроксида железа (III), ПР = $6,3 \cdot 10^{-38}$; е) сульфата стронция, ПР = $3,2 \cdot 10^{-7}$; ж) сульфида меди (I), ПР = $2,5 \cdot 10^{-48}$; з) карбоната цинка, ПР = $1,45 \cdot 10^{-11}$.
67. Во сколько раз растворимость (C_m , моль/л) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в воде больше растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$, если ПР $\text{Fe}(\text{OH})_2=4,8 \cdot 10^{-16}$, ПР $\text{Fe}(\text{OH})_3= 3,8 \cdot 10^{-38}$?
68. Исходя из произведения растворимости карбоната кальция найти его массу, содержащуюся в 100 мл насыщенного раствора.
69. Вычислить концентрации насыщенных растворов (моль/л и г/л) следующих соединений на основании значений ПР (см. справочные материалы): а) сульфат бария; б) гидроксида кадмия; в) сульфида железа (II); г) карбоната кобальта (II).
70. Сколько граммов PbSO_4 можно растворить в 1 л воды при комнатной температуре, если его ПР составляет $1,6 \cdot 10^{-8}$?
71. Можно ли приготовить растворы карбоната кальция с концентрациями 0,01М и $5 \cdot 10^{-4}$ М, если ПР = $3,8 \cdot 10^{-9}$?
72. Каково содержание ионов кальция в 1 мл насыщенных растворов следующих солей: а) карбоната, ПР $\text{CaCO}_3 = 3,8 \cdot 10^{-9}$; б) хромата, ПР $\text{CaCrO}_4 = 7,1 \cdot 10^{-4}$; в) фторида, ПР $\text{CaF}_2 = 4 \cdot 10^{-11}$, г) сульфида, ПР $\text{CaS} = 1,3 \cdot 10^{-8}$, д) сульфата, ПР $\text{CaSO}_4 = 6,1 \cdot 10^{-5}$.
73. В 3 л насыщенного раствора PbSO_4 содержится 0,115 г соли. Рассчитать концентрацию насыщенного раствора (C_m) и произведение растворимости этой соли.
74. Определить концентрацию насыщенного раствора (C_m) в моль/л и г/л сульфата бария, если его ПР = $1,08 \cdot 10^{-10}$.

75. Рассчитать концентрацию насыщенного раствора (C_m) в моль/л, г/л иодида свинца, если его ПР = $8,7 \cdot 10^{-9}$.
76. Рассчитать концентрацию насыщенного раствора (C_m , моль/л) хлорида свинца и концентрацию его ионов в насыщенном растворе, если ПР = $1,7 \cdot 10^{-5}$.
77. Произведение растворимости фторида кальция равно $4 \cdot 10^{-11}$. Во сколько раз изменится концентрация ионов кальция в насыщенном растворе CaF_2 , если увеличить концентрацию ионов фтора $[\text{F}^-]$ в 10 раз?
78. Можно ли растворить 0,01 г PbCl_2 в 0,5 л воды, если его ПР = $1,7 \cdot 10^{-5}$?
79. Можно ли растворить 0,01 г CaCO_3 в 1 л воды, если его ПР = $4,8 \cdot 10^{-9}$?
80. Вычислить концентрацию насыщенного раствора (C_m , моль/л) и ПР Ag_2CrO_4 , если в 500 мл воды растворяется 0,0166 г этой соли.
81. Определить молярность и нормальность насыщенного раствора PbI_2 , если ПР $\text{PbI}_2 = 8,7 \cdot 10^{-9}$.
82. Во сколько раз концентрация насыщенного раствора (C_m) AgCl (ПР = $1,78 \cdot 10^{-10}$) больше концентрации насыщенного раствора Ag_2S (ПР = $2,0 \cdot 10^{-50}$)? Рассчитать концентрацию $[\text{Ag}^+]$ в этих растворах.
83. Какая из солей более растворима : MgCO_3 (ПР = $2,1 \cdot 10^{-5}$) или MgF_2 (ПР = $6,5 \cdot 10^{-9}$)? Чему равна концентрация ионов магния (моль/л) в насыщенных растворах этих солей?
84. Сколько литров воды потребуется для растворения сульфидов следующих элементов:
- а) серебра (I), ПР = $2,0 \cdot 10^{-50}$; б) ртути (II), ПР = $4 \cdot 10^{-53}$; в) кадмия (II), ПР = $1,2 \cdot 10^{-28}$; г) железа (II), ПР = $5,0 \cdot 10^{-18}$.

Гидролиз солей

85. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей, укажите реакцию среды (кислотность) их водных растворов: а) Na_2SO_3 ; б) K_2S ; в) K_2CO_3 ; г) SnCl_2 ; д) Li_2S ; е) K_3PO_4 ; ж) BaS ; з); CrCl_3 ; и) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; к) AlCl_3 .
86. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей, определите реакцию их водных растворов:
- а) ZnCl_2 ; б) NaNO_2 ; в) FeSO_4 ; г) K_2CO_3 ; д) AlCl_3 ; е) $\text{Ca}(\text{CN})_2$.
87. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей, укажите реакцию среды (кислотность) их водных растворов:
- а) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$; в) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; г) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.
88. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
- а) MgCl_2 ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; Na_2Se ; б) CuCl_2 ; Na_3PO_4 ; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$;
 в) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$; Na_2S ; FeCl_2 ; г) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$; SbCl_3 ; MnSO_4 ;
 д) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; NaCN ; FeCl_3 ; е) $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; MnSO_4 ; SnCl_2 ;
 ж) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; Li_2CO_3 ; $\text{Ni}(\text{NO}_3)_3$; з) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; ZnSO_4 ; CaS ;
 и) KCN ; $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; AlCl_3 ; к) $\text{Ba}(\text{CN})_2$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; NaClO ;
 л) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; MnCl_2 ; $\text{Ca}(\text{CN})_2$; м) ZnCl_2 ; NH_4CN ; Na_2CO_3 .
89. Объясните, почему по обменным реакциям в водном растворе невозможно получить:
- а) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ по реакции $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$;
 б) Al_2S_3 по реакции $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$;
 в) Cr_2S_3 по реакции $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$;
 г) $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ по реакции $\text{AlCl}_3 + \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow$;
 д) CuCO_3 по реакции $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$;

90. При смешении растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2S в осадок выпадает $\text{Al}(\text{OH})_3$. Укажите причину этого и составьте соответствующие молекулярные и ионо-молекулярные уравнения.

91. Какие из солей железа гидролизуются сильнее FeCl_2 или FeCl_3 и почему? Составьте уравнения гидролиза.

92. У какого раствора pH больше: SnCl_2 или SnCl_4 (при одинаковых концентрациях)?

Лабораторные работы

Электролитическая диссоциация воды

Опыт 1. Знакомство с индикаторами.

Налить в три пробирки по 2 мл следующих растворов: в первую - 0,1 М HCl (pH=1), во вторую - дистиллированной воды (pH = 7), в третью - 0,1 М раствор NaOH (pH=13). В каждую из пробирок добавить по 1 капле индикатора. Изменение цвета индикатора записать в таблицу. Повторить опыты с другими индикаторами.

| Индикатор | Среда | | |
|--------------|----------------|---------------------|-------------------|
| | кислая pH=1 | нейтральная pH=7 | щелочная pH=13 |
| Метилоранж | | | |
| Лакмус | | | |
| Фенолфталеин | | | |

Написать уравнения процесса диссоциации кислоты, основания и воды и выражения для констант диссоциации.

Реакции обмена в растворах электролитов

I. Реакции, идущие с образованием осадка

Опыт 2. Получение гидроксидов основного характера и растворение их в кислоте.

Для работы необходимо иметь 0,5 М растворы следующих солей: MgCl_2 , MnCl_2 , NiCl_2 .

В три пробирки налить по 2-3 мл 0,5М растворов солей. Добавить в них по такому же количеству 1 М раствора NaOH . Наблюдать выпадение осадков, отметить их цвет. К осадкам прилить 2 М раствор HCl до полного их растворения.

Записать в молекулярном и ионном виде уравнения протекающих реакций, сопровождающихся образованием малорастворимых веществ и реакции их растворения в HCl . В справочных материалах найти значения ПР соответствующих труднорастворимых соединений. По значениям ПР вычислить концентрацию насыщенных растворов (C_m).

Опыт 3. Получение сульфатов.

Для работы необходимо иметь 0,5 М растворы следующих солей: BaCl_2 , SrCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В две пробирки налить 2-3 мл растворов солей и по каплям добавлять раствор H_2SO_4 до выпадения осадков.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения протекающих реакций. По значениям ПР вычислить концентрацию насыщенных растворов (C_m).

Опыт 4. Получение сульфидов.

а) Для работы необходимо иметь 0,5М растворы солей $ZnCl_2$, $SbCl_3$, $Bi(NO_3)_3$, $Pb(NO_3)_2$.

В две пробирки налить по 2 мл растворов солей (по указанию преподавателя). Добавить равный объем 0,5 М раствора Na_2S . Наблюдать выпадение осадков, отметить их цвет.

Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. По величинам ПР вычислить концентрацию насыщенных растворов (C_M).

б) В две пробирки налить по 2 мл 0,5 М раствора сульфата марганца $MnSO_4$. В одну из них добавить такой же объем сероводородной воды H_2S , в другую - сульфида аммония $(NH_4)_2S$. Отметить, в каком случае выпал осадок, каков его цвет.

Написать молекулярное и ионное уравнение реакции. В чем заключается условие выпадения осадка по правилу произведения растворимости? Пользуясь этим правилом, объяснить выпадение осадка MnS в одной из пробирок. Почему в другом случае произведение концентраций $[Mn^{2+}][S^{2-}]$ не достигло ПР.

Опыт 5. Смещение равновесия при образовании менее растворимого вещества.

В пробирке получить осадок сульфата свинца $PbSO_4$. Для этого взять 2 мл 0,5М раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ и добавить столько же раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Отметить цвет осадка. К образовавшемуся осадку добавить несколько капель раствора Na_2S . Отметить изменение цвета осадка.

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. На основании величины ПР сульфата и сульфида свинца объяснить смещение равновесия в сторону образования менее растворимой соли свинца.

II. Реакции, сопровождающиеся выделением газов

Опыт 6. Выделение углекислого газа.

Налить в две пробирки по 2 мл 1М раствора Na_2CO_3 . Проверить наличие в растворе иона CO_3^{2-} . Для этого в одну пробирку добавить несколько капель концентрированного раствора $CaCl_2$. Какое вещество выпало в осадок?

Добавить во вторую пробирку несколько капель соляной кислоты, разбавленной водой в соотношении 1:1, и наблюдать выделение газа. Пробирку слегка нагреть и дождаться окончания выделения газа, затем добавить несколько капель $CaCl_2$. Почему не выпадает осадок $CaCO_3$?

Написать молекулярные и ионные уравнения всех проведенных реакций.

Опыт 7. Выделение сероводорода.

В пробирку налить 2 мл 1М раствора Na_2S и 2 мл 1 М раствора HCl , слегка нагреть. Наблюдать выделение сероводорода: для этого к отверстию пробирки поднести фильтровальную бумагу, смоченную раствором нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$. Появление на фильтровальной бумаге черного осадка PbS подтверждает выделение H_2S .

Написать молекулярное и ионное уравнения реакций.

III. Реакции образования слабых электролитов

Опыт 8. Определение константы диссоциации уксусной кислоты методом pH-метрии.

Концентрация ионов водорода, образующихся при диссоциации уксусной кислоты может быть измерена экспериментально с помощью прибора, называемого pH-метром.

Измерьте с помощью pH-метра кислотность растворов уксусной кислоты концентрациями $C_m = 10^{-1}$, 10^{-2} и 10^{-3} моль/л. Перед каждым измерением стеклянный электрод тщательно промывается дистиллированной водой и высушивается фильтровальной бумагой. Полученные данные занесите в таблицу.

| C_m , моль/л CH ₃ COOH | pH раствора | [H ⁺], моль/л | Степень диссоциации (α) | Константа диссоциации K_d |
|--|-------------|---------------------------|-------------------------|-----------------------------|
| 0,1 | | | | |
| 0,01 | | | | |
| 0,001 | | | | |

На основании полученных данных pH растворов сделайте расчеты концентрации ионов водорода и степени диссоциации растворов. Рассчитайте константу диссоциации K_d , как среднеарифметическое из трех измерений. Сравните полученное значение K_d с табличным значением и рассчитайте относительную погрешность опыта в %.

$$\Delta = K_{\text{теор.}} - K_{\text{эксп.}} / K_{\text{теор.}} \cdot 100.$$

Опыт 9. Образование слабого основания.

В пробирку налить 2 мл 0,5М раствора хлорида аммония NH₄Cl, затем добавить 2 М раствор щелочи. Раствор подогреть. Определить по запаху выделение аммиака.

Написать молекулярное и ионное уравнение реакции образования слабого основания гидроксида аммония и уравнение его распада на аммиак и воду.

Опыт 10. Реакция нейтрализации.

Налить в две пробирки по 2-3 мл 0,5 М раствора NaOH и добавить по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов окрасился фенолфталеин?

В одну пробирку добавить по каплям 0,5М раствор соляной или серной кислоты, во вторую – 0,5 М раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Объясните исчезновение гидроксид - ионов в процессе добавления кислоты. В каком случае обесцвечивание происходит быстрее?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Сравните константы диссоциации уксусной кислоты и воды.

Объясните почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты.

IV. Гидролиз солей

Опыт 11. Гидролиз по катиону.

При помощи pH-метра определить кислотность 1 М растворов солей: CuSO₄, ZnSO₄, NiSO₄, CoCl₂, MnCl₂. Для этого в 3 мерных

стаканчиках на 100 мл налить по 50 мл указанных преподавателем растворов солей.

Написать уравнения реакций гидролиза. Рассчитать константу гидролиза.

Опыт 12. Гидролиз по аниону.

При помощи рН-метра или фенолфталеина определить кислотность 1 М растворов солей: Na_2CO_3 , K_2CO_3 , Na_3PO_4 , KNO_2 , K_2SO_3 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, Na_2S (по указанию преподавателя).

Написать уравнения реакций гидролиза.

Опыт 13. Необратимый гидролиз.

В 3 пробирки налить по 2 мл 0,5н растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_3 (по указанию преподавателя), добавить равный объем 0,5н раствора карбоната натрия. Наблюдать выпадение осадков. Содержимое каждой пробирки разлить в две пробирки. В одну пробирку добавить 2М раствор соляной кислоты, во вторую - 2 М раствор щелочи. Наблюдать растворение осадков.

Написать уравнения реакций гидролиза.

Опыт 14. Влияние температуры на степень гидролиза.

В пробирку с раствором ацетата натрия прибавить 2 капли фенолфталеина и нагреть на водяной бане (в стакане с горячей водой).

Отметить усиление окраски с повышением температуры.

Написать уравнения реакций гидролиза .

ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

| №№ | Обменные реакции | рН | ПР | Гидролиз |
|----|------------------|----------|-------|----------|
| 1 | 1 | 28а, 37а | 65а,б | 85а,б |
| 2 | 2 | 28б, 37б | 65в,г | 85в,г |
| 3 | 3 | 28в, 37в | 66а,б | 85д,е |
| 4 | 4(а-в) | 28г, 38 | 66в,г | 85ж,з |
| 5 | 4(г-е) | 29, 39 | 66д,е | 85и,к |
| 6 | 5(а-в) | 30а, 40 | 65ж,з | 86а,б |
| 7 | 5(г-е) | 30б, 41 | 67 | 86в,г |
| 8 | 6 | 31а, 42 | 68 | 86д,е |
| 9 | 7 | 31б, 43 | 69а,б | 87а,б |
| 10 | 8 | 31в, 44 | 69в,г | 87в,г |
| 11 | 9 | 32а, 45 | 70 | 88а |
| 12 | 10 | 32б, 46 | 71 | 88б |
| 13 | 11 | 32в, 47 | 72а | 88в |
| 14 | 12 | 32г, 48а | 72б | 88г |
| 15 | 13 | 32д, 48б | 72в | 88д |
| 16 | 14 | 33, 48в | 72г | 88е |
| 17 | 15 | 34а, 49а | 72д | 88ж |
| 18 | 16 | 34б, 49б | 73 | 88з |
| 19 | 17 | 34в, 49в | 74 | 88и |
| 20 | 18 | 34г, 50а | 75 | 88к |
| 21 | 19 | 34д, 50б | 76 | 88л |
| 22 | 20(а, б) | 34е, 50в | 77 | 88м |
| 23 | 21 | 35а, 51 | 78 | 89а |
| 24 | 22 | 35б, 52 | 79 | 89б |
| 25 | 23 | 35в, 53 | 80 | 89в |
| 26 | 24(а, б) | 35г, 54 | 81 | 89г |
| 27 | 24(в,г) | 36а, 55 | 82 | 89д |
| 28 | 25 | 36б, 56 | 83 | 90 |
| 29 | 26 | 36в, 57 | 84а,б | 91 |
| 30 | 27 | 36г, 58 | 84в,г | 92 |