

Министерство образования и науки Российской Федерации
Южно-Уральский государственный университет
Кафедра неорганической химии

54(07)
М218

Е.М. Малютина, О.В. Ракова

РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Задания для самостоятельной работы

Челябинск
Издательский центр ЮУрГУ
2012

УДК 54(075.8)
М218

Одобрено
учебно-методической комиссией
химического факультета

Рецензенты:
Белик А.В., Бочарников В.А.

Малютина, Е.М.

М218 Реакции в растворах электролитов: задания для самостоятельной работы / Е.М. Малютина, О.В. Ракова. – Челябинск: Издательский центр ЮУрГУ, 2012. – 50 с.

Учебное пособие предназначено для самостоятельной работы студентов первого курса очной формы обучения нехимических специальностей вузов. В учебном пособии кратко изложен теоретический материал, позволяющий освежить знания обучаемых, рассмотрены примеры решения основных типов задач, приведены задания для самостоятельных работ.

УДК 54(075.8)

© Издательский центр ЮУрГУ, 2012

1. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электролиты – вещества, водные растворы которых проводят электрический ток.

1.1. Основные положения теории электролитической диссоциации

Имеется ряд простых, но несомненных доказательств того, что некоторые вещества в водных растворах распадаются на частицы. Так, водные растворы кислот H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$, HCl и других имеют кислый вкус. В формулах кислот общей частицей является атом водорода, и можно предположить, что он (в виде иона) является причиной одинакового вкуса этих веществ. Существование некоторых веществ в водных растворах в виде частиц, образующихся при распаде молекул растворимого вещества, доказывается результатами исследования водных растворов методами измерения давления насыщенного пара над раствором и осмотического давления и методами эбуллиоскопии и криоскопии.

Сопоставляя экспериментальные данные, С.Аррениус в 1887 году выдвинул гипотезу *электролитической диссоциации*, согласно которой “молекулы” солей, кислот и оснований при растворении их в воде диссоциируют на ионы. (Зайцев)

Основные положения теории:

1. Все электролиты в растворах или расплавах диссоциируют на ионы. Проводимость ионов вызвана их движением.
2. Раствор в целом электронейтрален.
3. Ионы движутся в растворе независимо друг от друга.
4. Диссоциация – процесс обратимый. Обратный процесс – ассоциация.

Аррениус считал, что причиной диссоциации является ослабление связи между ионами в присутствии растворителя. Но существуют вещества, которые в свободном виде не имеют кристаллической решетки. Ионы образуются только в растворе. Поэтому теория Аррениуса была дополнена в XX веке И.А. Каблуковым на основе химической теории растворения Д.И. Менделеева. В 1891 году И.А. Каблуков синтезировал взгляды Аррениуса и Менделеева: причиной диссоциации является взаимодействие молекул растворителя и растворенного вещества. В водных растворах содержатся не свободные, а гидратированные ионы.

Так при растворении KCl около положительно заряженного иона калия (катиона) ориентируются отрицательными полюсами дипольные молекулы воды, а около отрицательно заряженного иона хлора (аниона) ориентируются диполи воды с положительными полюсами. В результате этого взаимодействия связь между ионами калия и хлора ослабляется, и молекула распадается на гидратированные (окруженные полярными молекулами воды) – ионы калия и хлора.

Следовательно, процесс растворения твердого вещества (например, $NaCl$) в воде можно представить в виде схемы (рис. 1)

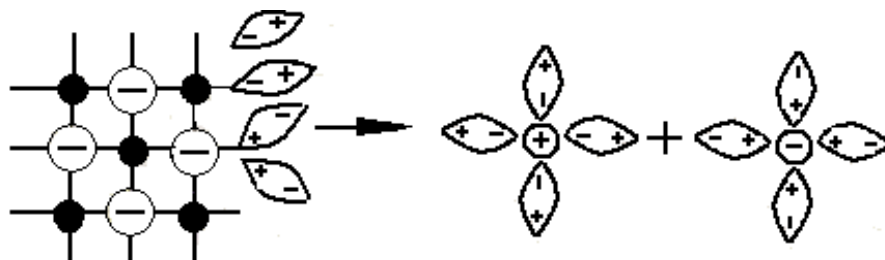


Рис. 1. Схема растворения хлорида натрия в воде

Полярные молекулы воды ориентируются вокруг ионов Na^+ и Cl^- . За счет теплового движения поверхностный слой ионов натрия и хлора уходит в раствор, открывая новый слой ионов. Так происходит растворение твердого тела. Процесс диссоциации происходит только в полярных растворителях. В молекулах электролитов должны присутствовать ковалентные полярные или ионные связи. Вещества с неполярными связями на ионы не диссоциируют.

1.2. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты

По способности к диссоциации электролиты условно разделяют на слабые, средние и сильные. Электролиты, которые в растворе существуют только в виде ионов, принято называть **сильными**. Те электролиты, которые в растворенном состоянии находятся частично в виде молекул и частично в виде ионов, называют **слабыми** и **средними**.

Процесс диссоциации количественно характеризуется степенью диссоциации. **Степенью диссоциации (α)** – называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул.

$$\alpha = \frac{C_{\text{дисс}}}{C_{\text{общ}}}$$

Число частиц получающихся при диссоциации вещества в растворе может быть определено измерением понижения давления пара над раствором и других коллигативных свойств. По степени диссоциации выделяют:

Слабые электролиты ($0 < \alpha < 0,03$). К слабым электролитам относятся все нерастворимые основания, NH_4OH , неорганические кислоты (H_2S , H_2CO_3 , HClO), органические кислоты (кроме муравьиной и щавелевой кислот, немногие соли (HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{CNS})_3$)).

Электролиты средней силы ($0,03 < \alpha < 0,3$). К электролитам средней силы относятся: неорганические кислоты (HF , H_2SO_3 , H_3PO_4), органические кислоты (муравьиная, щавелевая), некоторые основания. По своим свойствам электролиты средней силы ближе всего к слабым электролитам.

Сильные электролиты ($\alpha > 0,3$). К сильным электролитам относятся: все соли, все растворимые в воде основания (кроме NH_4OH), неорганические кислоты (HNO_3 , H_2SO_4 , HMnO_4 , H_2CrO_4 , HClO_4 , HBr , HI , HCl).

В табл. 1 приведены значения степени диссоциации для некоторых водных растворов, содержащих 0,1 эквивалентной массы вещества в одном литре.

Таблица 1

Степени диссоциации 0,1н. растворов некоторых электролитов при 18 °С

Кислоты	α , %	Соли	α , %
HCl	92	KCl	86
HBr	92	NH ₄ Cl	85
HI	92	NaCl	84
HNO ₃	92	KNO ₃	83
H ₂ SO ₄	58	AgNO ₃	81
H ₂ SO ₃	34	CH ₃ COONa	79
H ₃ PO ₄	27	Na ₂ SO ₄	69
HF	8,5	ZnSO ₄	40
CH ₃ COOH	1,3	CuSO ₄	40
H ₂ CO ₃	0,17	ZnCl ₂	35

Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, концентрации электролита и температуры.

У сильных электролитов степень диссоциации в разбавленных растворах велика и мало зависит от концентрации раствора. У слабых электролитов, наоборот, степень диссоциации даже в сильно разбавленных растворах очень мала и уменьшается с увеличением концентрации раствора.

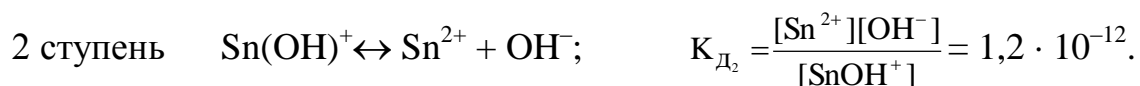
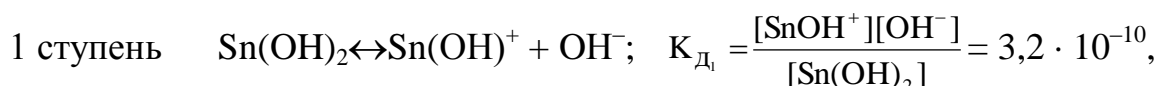
1.3. Закон разбавления Оствальда

В растворе слабого электролита устанавливается равновесие $KA = K^+ + A^-$, характеризуемое константой равновесия – *константой диссоциации $K_{дис}$ электролита*.

$$K_{д} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$$

Диссоциация электролитов может происходить в одну стадию или ступенчато в зависимости от основности кислоты, кислотности гидроксида и типа соли (средняя, кислая, основная). Электролитическая диссоциация указанных электролитов представлена в виде приложения 1.

Для электролитов, диссоциирующих ступенчато, равновесное состояние каждой ступени характеризуется константой диссоциации. Например, Sn(OH)₂ диссоциирует ступенчато:



Суммарной диссоциации: $\text{Sn(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{OH}^-$ отвечает суммарная константа диссоциации:

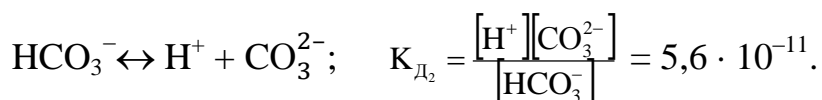
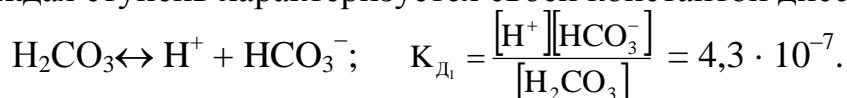
$$K_{\text{д}_{\text{сум}}} = K_{\text{д}_1} \cdot K_{\text{д}_2} = \frac{[\text{Sn}^{2+}][\text{OH}^-]^2}{[\text{Sn}(\text{OH})_2]} = 3,2 \cdot 10^{-10} \cdot 1,2 \cdot 10^{-12} = 3,84 \cdot 10^{-22}.$$

Константа диссоциации не зависит от концентрации, а зависит от природы электролита и температуры. Чем меньше константа диссоциации, тем слабее электролит, т.е. тем меньше его ионов имеется в растворе.

Сравнивая константы диссоциации первой и второй ступеней для гидроксида олова, приходим к выводу, что по первой ступени диссоциация протекает в большей степени, чем по второй.

Пример 1. Напишите выражение $K_{\text{дис}}$ для угольной кислоты (H_2CO_3).

Решение. Угольная кислота – двухосновная. Она диссоциирует ступенчато. Каждая ступень характеризуется своей константой диссоциации:

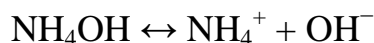


Суммарному уравнению $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ соответствует суммарная константа диссоциации $K_{\text{д}_{\text{сум}}} = K_{\text{д}_1} \cdot K_{\text{д}_2} = 4,3 \cdot 10^{-7} \cdot 5,6 \cdot 10^{-11} = 2,4 \cdot 10^{-17}$.

Так как диссоциация – процесс обратимый, то при изменении условий согласно принципу Ле-Шателье, можно смещать равновесие диссоциации либо в сторону распада молекул электролита на ионы, либо в сторону образования молекул.

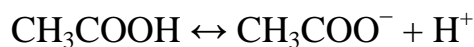
Пример 2. Как изменится степень диссоциации NH_4OH , если к его раствору прибавить: 1) NH_4Cl ; 2) H_2CO_3 ?

Решение. Прибавление NH_4Cl приведет к повышению концентрации ионов NH_4^+ , и равновесие диссоциации



сместиться влево в соответствии с принципом Ле-Шателье, а степень диссоциации уменьшится. С добавлением H_2CO_3 уменьшится концентрация ионов OH^- в результате образования малодиссоциированных молекул воды, равновесие сместиться вправо – степень диссоциации увеличится.

Константа диссоциации связана со степенью диссоциации, но в отличие от неё не зависит от концентрации раствора. Найдем эту взаимосвязь на примере уксусной кислоты. Предположим, что концентрация уксусной кислоты в растворе равна C , а степень диссоциации α . Процесс диссоциации и ассоциации выражаются уравнением



Константа диссоциации будет иметь вид

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Тогда в состоянии равновесия концентрации ионов и молекул в растворе выражаются следующим образом:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \alpha \cdot C; [\text{H}^+] = \alpha \cdot C; [\text{CH}_3\text{COOH}] = C - \alpha \cdot C.$$

Подставляя значения в выражение для константы диссоциации, находим

$$K_d = \frac{\alpha^2 C^2}{(1 - \alpha)C} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}.$$

Для слабых электролитов с низкой степенью диссоциации $\alpha \ll 1$ и $(1 - \alpha) \approx 1$, а

$K_d = \alpha^2 \cdot C$, т.е. $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$. Это соотношение носит название *закона разбавления*

Оствальда. Степень диссоциации в растворах слабых электролитов тем выше, чем более разбавлен раствор.

Пример 3. Вычислить степень диссоциации 0,1 моль/л раствора уксусной кислоты (CH_3COOH) и определить изменение степени диссоциации CH_3COOH при добавлении в раствор 0,1 моль CH_3COONa .

Решение. Рассчитаем степень диссоциации уксусной кислоты в её 0,1 моль/л растворе. Согласно закону разбавления Оствальда

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,7 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,3 \cdot 10^{-2}.$$

Это означает, что в 0,1 моль/л растворе уксусной кислоты

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = \alpha \cdot C = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

Добавление ионов CH_3COO^- в раствор уксусной кислоты приведет согласно принципу Ле-Шателье к смещению равновесия реакции диссоциации кислоты в сторону увеличения концентрации молекул CH_3COOH и уменьшению концентрации ионов H^+ .

Рассмотрим, как изменится концентрация ионов H^+ после прибавления 0,1 моль ацетата натрия. Так как H^+ образуются только за счет диссоциации молекул кислоты, то их концентрацию можно рассчитать из выражения для константы диссоциации уксусной кислоты, считая, что концентрация ионов CH_3COO^- в растворе равна концентрации соли, а концентрация молекул CH_3COOH равна 0,1 моль/л, так как диссоциация затруднена:

$$1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot 0,1}{0,1}; [\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-5}.$$

Зная концентрацию ионов водорода в растворе, нетрудно определить и степень диссоциации уксусной кислоты:

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{1,7 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}} = 1,7 \cdot 10^{-4}.$$

Следовательно, после введения ацетата натрия степень диссоциации CH_3COOH уменьшилась в 76,4 раза ($1,3 \cdot 10^{-2}/1,7 \cdot 10^{-4}$).

1.4. Диссоциация воды

Вода – не только самый распространенный растворитель, она также является слабым электролитом. По упрощенной схеме ее диссоциацию можно выразить следующим уравнением:



Константа диссоциации воды $K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$. Поскольку степень

диссоциации воды очень мала, то концентрацию недиссоциированных молекул можно принять равной молярной концентрации жидкой воды. Поэтому при $T = \text{const}$ $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_d = \text{const}$ и носит название *ионного произведения*.

При 298 К: $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$.

Для указания концентрации ионов водорода в растворе используют так называемый *водородный показатель*:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+],$$

а для обозначения концентрации гидроксид-ионов – *гидроксидный показатель*:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

При температуре 298 К: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Поэтому в нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, следовательно, $\text{pH} = \text{pOH} = 7$;

в кислой среде $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, следовательно, $\text{pH} < 7$, а $\text{pOH} > 7$;

в щелочных растворах $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, поэтому $\text{pH} > 7$, а $\text{pOH} < 7$.

1.5. Произведение растворимости

Произведение растворимости (ПР) представляет собой произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита. Например, $\text{ПР}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$. В общем случае, если малорастворимый электролит диссоциирует по уравнению $\text{AmBn} \leftrightarrow m\text{A}^+ + n\text{B}^-$, то выражение для произведения растворимости будет иметь вид:

$$\text{ПР}_{\text{AmBn}} = [\text{A}^+]^m \cdot [\text{B}^-]^n.$$

Произведение растворимости для каждого малорастворимого электролита при данной температуре есть величина постоянная (табл. 2). Оно характеризует растворимость вещества: чем больше ПР, тем больше растворимость.

Из понятия «произведение растворимости» вытекают условия образования и растворения осадков. Малорастворимый электролит будет выпадать в осадок, если произведение концентраций ионов в растворе больше величины ПР электролита при данной температуре. т.е. $\text{ПР}_{\text{AmBn}} < [\text{A}^+]^m \cdot [\text{B}^-]^n$.

Растворение осадка будет происходить в случае, когда произведение концентраций ионов в растворе меньше величины ПР электролита при данной температуре. т.е. $ПР_{AmBn} > [A^+]^m \cdot [B^-]^n$.

Пример 4. Растворимость карбоната кальция $CaCO_3$ равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости соли.

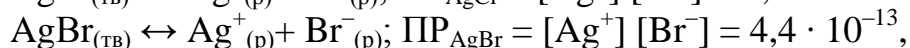
Решение. Произведение растворимости (ПР) – постоянная величина, равная произведению концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе. В насыщенном растворе карбоната кальция $CaCO_3$ устанавливается равновесие:



Концентрация ионов кальция Ca^{2+} и карбонат ионов CO_3^{2-} численно равна концентрации растворенной соли: $[Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Таким образом, получаем: $ПР_{CaCO_3} = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = (6,9 \cdot 10^{-5})^2 = 4,76 \cdot 10^{-9}$

Пример 5. Определение растворимости электролита, если известна величина ПР. Произведение растворимости малорастворимых солей $AgCl$, $AgBr$ и AgI при $25^\circ C$ соответственно равны: $1,56 \cdot 10^{-10}$, $4,4 \cdot 10^{-13}$ и $9,7 \cdot 10^{-17}$. Какая из солей обладает наибольшей растворимостью при данной температуре?

Выражения ПР для указанных малорастворимых солей следующие:



Наибольшей растворимостью обладает хлорид серебра $AgCl$, имеющий наибольшее значение $ПР = 1,56 \cdot 10^{-10}$.

Таблица 2

Произведение растворимости некоторых малорастворимых соединений при $25^\circ C$

Электролит	ПР	Электролит	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-16}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-38}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MgCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	Mg(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-12}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$
Al(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-33}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
AlPO ₄	$5,7 \cdot 10^{-19}$	Mn(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-19}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbBr	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BeCO ₃	$1 \cdot 10^{-3}$	PbCl ₂	$1,56 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$

Электролит	ПР	Электролит	ПР
CaHPO ₄	$2,7 \cdot 10^{-7}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-3}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-8}$	Pb ₃ (PO ₄) ₂	$7,9 \cdot 10^{-43}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	Sb ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CoCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-13}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
Co(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$	SrF ₂	$2 \cdot 10^{-16}$
α-CoS	$4,0 \cdot 10^{-21}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
β-CoS	$2,0 \cdot 10^{-25}$	ZnCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-14}$
CrPO ₄	$1,0 \cdot 10^{-17}$	Zn(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-17}$
CuCO ₃	$1,6 \cdot 10^{-19}$	α-ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Cu(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-19}$	β-ZnS	$2,5 \cdot 10^{-22}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$

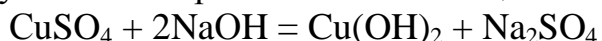
1.6. Ионно-обменные реакции

В водных растворах все реакции обмена между электролитами, протекающими без изменения степени окисления, являются реакциями между ионами.

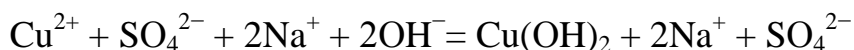
Реакции обмена – это реакции, идущие между ионами, полученные в результате диссоциации молекул электролитов: кислот, оснований, солей.

Реакции обмена в водных растворах электролитов изображают химическими уравнениями, при этом соблюдают следующий порядок их составления.

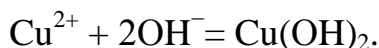
1. Составляют молекулярное уравнение реакции, т.е. записывают исходные вещества и продукты реакции в виде химических формул, затем находят коэффициенты, используя закон сохранения массы вещества.



2. Для данного молекулярного уравнения составляют полное ионно-молекулярное уравнение. В нем записывают в виде молекул (условно): слабые электролиты, малорастворимые электролиты и газы; сильные электролиты записывают в виде ионов:



3. В левой и правой частях полного ионно-молекулярного уравнения исключают одноименные ионы. В результате получают сокращенное ионно-молекулярное уравнение, отражающее сущность происходящего процесса:



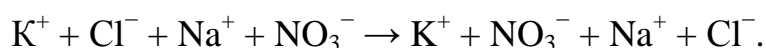
Направление реакций обмена в водных растворах электролитов определяется уменьшением концентрации реагирующих ионов. Последнее приводит к необратимой или к обратимой реакции обмена.

К **необратимым реакциям**, т.е. практически идущим до конца, относятся такие, в которых в результате взаимодействия ионов образуются:

- 1) слабые (слабодиссоциирующие) электролиты ($K_d < 1$);
- 2) малорастворимые электролиты, выпадающие в осадок;
- 3) летучие вещества – газы, выделяющиеся из раствора;
- 4) комплексные ионы.

Основные типы необратимых реакций представлены на схеме 3.

Если исходные вещества и продукты реакции являются сильными электролитами, происходит только смешивание растворов. Химическая реакция не протекает.



Обратимыми – называются реакции, содержащие как в исходных веществах, так и продуктах реакции – слабые электролиты, малорастворимые вещества в виде осадка. Обратимые реакции не доходят до конца и при определенных условиях, в них устанавливается равновесие. Равновесие обратимого процесса смещено в сторону образования наиболее слабого электролита или менее растворимого соединения. Основные типы обратимых реакций в водных растворах электролитов представлены в приложении 1.

1.7. Задания для самостоятельного решения

Вариант 1

1. Пирофосфорная кислота $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ диссоциирует ступенчато. Константа диссоциации для каждой ступени соответственно равна: $K_1 = 1,4 \cdot 10^{-1}$; $K_2 = 1,1 \cdot 10^{-2}$; $K_3 = 2,1 \cdot 10^{-7}$; $K_4 = 4,1 \cdot 10^{-10}$. По какой ступени кислота диссоциирует в наибольшей степени? В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, если в ее раствор добавить соль пирофосфат натрия $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации гидрокарбоната кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

3. Дана реакция: $\text{KOH} + \text{HCN} \leftrightarrow \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабых электролитов, определите в какую сторону смещено равновесие реакции.

4. Слили попарно растворы:

- 1) FeSO_4 и HCl
- 2) CuCl_2 и H_2S
- 3) Na_2SO_4 и H_3PO_4

Укажите, в каком случае произойдет реакция? Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение протекающей реакции.

5. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,02 М растворе составляет 3 %. Чему равна константа диссоциации этой кислоты?

Вариант 2

1. Для борной кислоты H_3BO_3 имеются следующие константы диссоциации: $K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$; $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$; $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$. По какой ступени процесс протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$. В какую сторону сместится равновесие диссоциации гидроксида бария при добавлении в его раствор соли-хлорида бария BaCl_2 ?

3. Дана реакция: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабых электролитов, определите в какую сторону смещено равновесие реакции.

4. К каждому из веществ: 1) NaNO_3 ; 2) FeCl_2 ; 3) K_2SO_4 прибавили избыток раствора гидроксида натрия. В каком случае произошла реакция? Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение протекающей реакции.

5. При $T = 298 \text{ K}$ константа диссоциации муравьиной кислоты равна $2,0 \cdot 10^{-4}$. Чему равна концентрация раствора, при которой степень диссоциации кислоты составит 4 % ?

Вариант 3

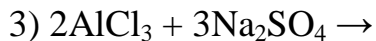
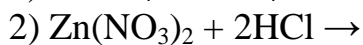
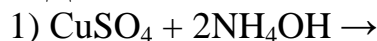
1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот: 1) HCN ; 2) CH_3COOH ; 3) HF ; 4) HCOOH является наиболее слабой?

$K_{\text{HCN}} = 7,2 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,85 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{HF}} = 7,2 \cdot 10^{-4}$; $K_{\text{HCOOH}} = 1,76 \cdot 10^{-4}$.

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для тиосерной кислоты $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при добавлении в ее раствор соли тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$?

3. Дана реакция: $2\text{AlOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих частиц (ионов, молекул), определите, в какую сторону смещено равновесие реакции.

4. Даны исходные вещества возможных реакций:



Определите, какая реакция протекает. Закончите молекулярное уравнение протекающей реакции. Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение для нее.

5. Чему равна концентрация ионов свинца в насыщенном растворе PbS ($\text{IP} = 1,1 \cdot 10^{-29}$)?

Вариант 4

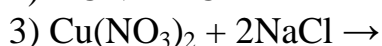
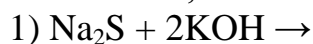
1. Константы диссоциации для гидроксида цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$; $K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$. По какой ступени диссоциация протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации нитрата гидроксида железа (III) $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$.

3. Дана реакция: $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих частиц (ионов, молекул), определите, в какую сторону смещено равновесие реакции.

4. Укажите, какие приведенные ниже исходные вещества реагируют:

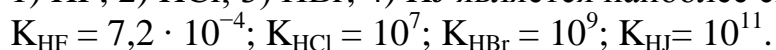


Закончите молекулярное уравнение протекающей реакции. Составьте для нее сокращенное ионно-молекулярное уравнение.

5. Чему равна степень диссоциации в 0,1 М растворе уксусной кислоты ($K_{\text{д}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$)?

Вариант 5

1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот: 1) HF; 2) HCl; 3) HBr; 4) HI является наиболее сильной?

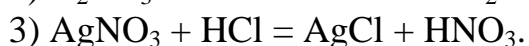
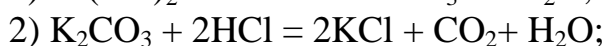


2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для тетраборной кислоты $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$. В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ при добавлении в ее раствор соли тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.

3. Дана реакция $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Даны реакции:



Укажите, какая из приведенных реакций является обратимой. Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение обратимой реакции.

5. Чему равна степень диссоциации в 0,001 М растворе хлорноватистой кислоты ($K_{\text{д}} = 5 \cdot 10^{-8}$)?

Вариант 6

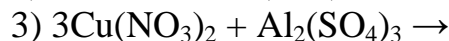
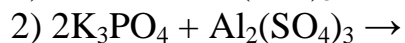
1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот:

1) H_2SO_4 ; 2) H_2SeO_4 ; 3) H_2TeO_4 является наиболее слабой? $K_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10^3$; $K_{\text{H}_2\text{SeO}_4} = 10$; $K_{\text{H}_2\text{TeO}_4} = 2,29 \cdot 10^{-8}$.

2. Напишите уравнения диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH . В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты, если в ее раствор добавить соль ацетат натрия CH_3COONa ?

3. Определите, растворяется ли NiCO_3 в соляной кислоте. Для этого используйте значения произведения растворимости карбоната никеля (II) и суммарную константу диссоциации угольной кислоты ($K = K_1 \cdot K_2$).

4. Даны исходные вещества возможных реакций:



Определите, какая реакция протекает. Закончите молекулярное уравнение протекающей реакции. Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение для нее.

5. Чему равна степень диссоциации в 0,05 М растворе циановодородной кислоты ($K_{\text{д}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$)?

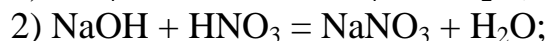
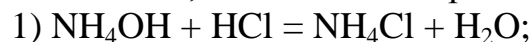
Вариант 7

1. Ортомышьяковая кислота H_3AsO_4 диссоциирует ступенчато. Константа диссоциации для каждой ступени следующая: $K_1 = 5,98 \cdot 10^{-3}$; $K_2 = 6,0 \cdot 10^{-7}$; $K_3 = 3,89 \cdot 10^{-12}$. По какой ступени процесс диссоциации протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для гидроортофосфата железа (III) $\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$.

3. Определите, растворяется ли MnCO_3 в соляной кислоте? Для этого используйте значения произведения растворимости карбоната марганца(II) и суммарную константу диссоциации угольной кислоты ($K = K_1 \cdot K_2$).

4. Укажите, какая из нижеприведенных реакций является необратимой:



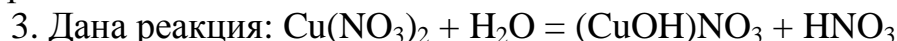
Составьте для нее сокращенное ионно-молекулярное уравнение.

5. Чему равна концентрация ионов серебра в насыщенном растворе AgCl ($\text{ПР} = 1,6 \cdot 10^{-10}$)?

Вариант 8

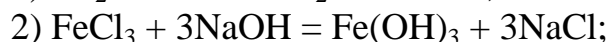
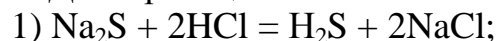
1. Константы диссоциации для серной кислоты H_2SO_4 по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 10^3$; $K_2 = 10^{-2}$. По какой ступени диссоциация протекает практически полностью?

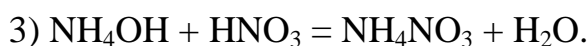
2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для дигидроортофосфата натрия NaH_2PO_4 .



Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Даны реакции:





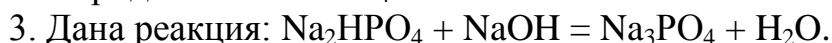
Укажите, какая из приведенных реакций является обратимой. Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение обратимой реакции.

5. Вычислите, чему равна степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени в 0,1 М растворе ($K_d = 1,1 \cdot 10^{-7}$).

Вариант 9

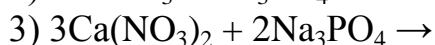
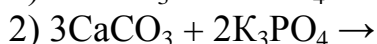
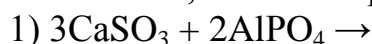
1. Константы диссоциации для селеновой кислоты H_2SeO_4 по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 10$; $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$. По какой ступени диссоциация протекает практически полностью?

2. Напишите уравнения диссоциации гидроксида аммония NH_4OH . В какую сторону сместится равновесие диссоциации NH_4OH при добавлении в его раствор соли хлорида аммония NH_4Cl .



Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих частиц (ионов, молекул), определите, в какую сторону смещено равновесие реакции.

4. Укажите, какие из приведенных ниже исходных веществ:



реагируют в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением: $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Закончите молекулярное уравнение этой реакции.

5. Какова должна быть минимальная концентрация KBr , чтобы прибавление его к раствору равного объема 0,003 н AgNO_3 вызвало появление осадка?

Вариант 10

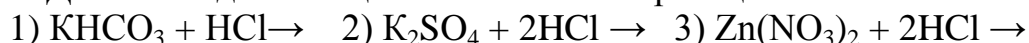
1. Константы диссоциации для гидроксида свинца (II) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$; $K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$. По какой ступени гидроксид свинца (II) диссоциирует в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для метакремниевой кислоты H_2SiO_3 . В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты, при добавлении в ее раствор соли силиката натрия Na_2SiO_3 .



Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Даны исходные вещества возможных реакций:



Определите, какая реакция протекает. Закончите молекулярное уравнение этой реакции. Составьте для нее сокращенное ионно-молекулярное уравнение.

5. Произведение растворимости сульфата свинца при 25 °С равно $1,6 \cdot 10^{-8}$. Чему равна растворимость соли при указанной температуре?

Вариант 11

1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот: 1) HNO_2 ; 2) HBrO ; 3) HIO_3 ; 4) HIO является наиболее сильной? $K_{\text{HNO}_2} = 4 \cdot 10^{-4}$; $K_{\text{HBrO}} = 2 \cdot 10^{-9}$; $K_{\text{HIO}_3} = 1,67 \cdot 10^{-1}$; $K_{\text{HIO}} = 2,3 \cdot 10^{11}$.

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для теллуровой кислоты H_2TeO_4 . В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты, при добавлении в ее раствор соли теллулата натрия Na_2TeO_4 ?

3. Определите, какой из сульфитов: 1) HgSO_3 ; 2) SnSO_3 ; 3) MnSO_3 растворяется в серной кислоте. Для этого используйте величины произведений растворимости указанных сульфитов и суммарную константу диссоциации серной кислоты ($K = K_1 \cdot K_2$).

4. Укажите, какую из нижеприведенных кислот: CH_3COOH , HNO_3 , HCN нужно взять, чтобы осуществить реакцию в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Напишите молекулярное уравнение реакции.

5. Чему равно произведение растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$, если растворимость гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³?

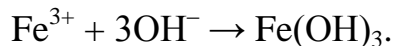
Вариант 12

1. Константы диссоциации для хромовой кислоты H_2CrO_4 по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 1,8 \cdot 10^{-1}$; $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-6}$. По какой ступени диссоциация протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для дигидроортобората магния $\text{Mg}(\text{H}_2\text{BO}_3)_2$.

3. Определите какой из сульфидов: 1) FeS ; 2) Ag_2S ; 3) CdS растворяется в азотной кислоте. Для этого используйте величины произведений растворимости указанных сульфидов и суммарную константу диссоциации сероводородной кислоты ($K = K_1 \cdot K_2$). Напишите молекулярное и сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции.

4. Укажите, какой из гидроксидов 1) NaOH ; 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 3) NH_4OH нужно взять, чтобы осуществить реакцию в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Напишите молекулярное уравнение реакции между хлоридом железа (III) и соответствующим гидроксидом.

5. Произведение растворимости иодида свинца при 20 °С равно $8 \cdot 10^{-9}$. Чему равна растворимость соли при указанной температуре?

Вариант 13

1. Константы диссоциации для угольной кислоты H_2CO_3 по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 4,0 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 5,0 \cdot 10^{-11}$. Найдите суммарную величину константы диссоциации угольной кислоты.

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для гидросульфида магния $\text{Mg}(\text{HS})_2$.

3. Дана реакция: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих частиц (ионов, молекул), определите, в какую сторону смещено равновесие реакции.

4. К каждому из веществ: 1) Na_2SO_4 ; 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ прибавили избыток соляной кислоты. В каком случае произошла реакция? Закончите молекулярное уравнение протекающей реакции. Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение для нее.

5. В 2 л воды при 25°C растворяется $2,2 \cdot 10^{-4}$ г AgBr . Вычислите ПР соли.

Вариант 14

1. Константы диссоциации для сероводородной кислоты H_2S по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$; $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$. По какой ступени кислота диссоциирует в наибольшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сульфата дигидроксоалюминия $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.

3. Дана реакция: $\text{ZnOHCl} + \text{HCl} \leftrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих частиц (ионов, молекул), определите, в какую сторону смещено равновесие реакции.

4. Укажите, какие из приведенных ниже исходных веществ:

1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

2) $\text{MgCO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow$

3) $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

реагируют в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением: $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Закончите молекулярное уравнение этой реакции.

5. Чему равна степень диссоциации фтороводородной кислоты в 0,01 М растворе ($K_{\text{д}} = 6,6 \cdot 10^{-4}$)?

Вариант 15

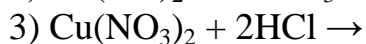
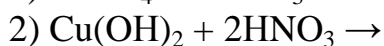
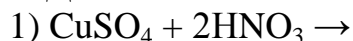
1. Ортофосфорная кислота H_3PO_4 диссоциирует ступенчато. Константа диссоциации для каждой ступени следующая: $K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$; $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$; $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$. По какой ступени процесс диссоциации протекает в наибольшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. В какую сторону сместится равновесие диссоциации основания, если в его раствор добавить соль хлорида железа (III) FeCl_3 ?

3. Дана реакция: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{NaOH}$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Даны исходные вещества возможных реакций:



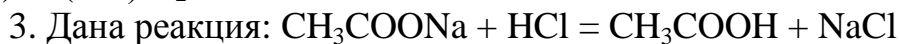
Определите, какая реакция протекает. Закончите молекулярное уравнение протекающей реакции. Составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение для данной реакции.

5. Чему равна концентрация хлорид-анионов в насыщенном растворе AgCl ($\text{ПР} = 1,6 \cdot 10^{-10}$)?

Вариант 16

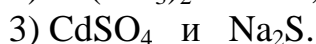
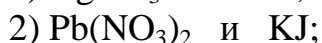
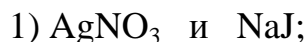
1. Мышьяковая кислота H_3AsO_4 диссоциирует ступенчато. Константа диссоциации для каждой ступени следующая: $K_1 = 5,89 \cdot 10^{-3}$; $K_2 = 1,05 \cdot 10^{-7}$; $K_3 = 3,89 \cdot 10^{-12}$. По какой ступени процесс диссоциации протекает в наибольшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации дихлоридагидроксожелеза (III) $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$.



Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия в растворах между:



5. При 25°C растворимость $\text{Fe}(\text{OH})_3$ составляет $1,9 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Вычислите ПР гидроксида железа (III).

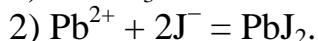
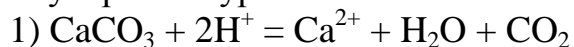
Вариант 17

1. Константы диссоциации для сернистой кислоты H_2SO_3 по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 1,58 \cdot 10^{-2}$; $K_2 = 6,31 \cdot 10^{-8}$. По какой ступени диссоциация протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения диссоциации следующих соединений: CH_3COOH , H_2CrO_4 , Na_2CO_3 .

3. Какая из приведенных солей растворяется в азотной кислоте (используйте значения ПР солей и константы диссоциации соответствующей кислоты): 1) карбонат железа (II), 2) хлорид серебра, 3) сульфид кадмия, 4) иодид меди(I)?

4. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



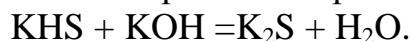
5. Водный раствор HF содержит 2,0 г кислоты в 1 литре раствора. Степень диссоциации кислоты равна 8 %. Чему равна константа диссоциации HF ?

Вариант 18

1. Константы диссоциации для тиосерной кислоты $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 2,2 \cdot 10^{-1}$; $K_2 = 2,8 \cdot 10^{-2}$. По какой ступени диссоциация протекает в наименьшей степени?

2. Написать уравнение ступенчатой диссоциации гидроксида железа(III). Как изменится диссоциация при добавлении гидроксида натрия? Написать выражение констант диссоциации.

3. Используя значения K_d кислот и оснований, составьте молекулярное и ионное уравнения реакции, протекающей в водном растворе между предложенными веществами, и объясните направление протекания реакции:



4. Какое из веществ: NaCl , NiSO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, KHCO_3 будет взаимодействовать с раствором гидроксида натрия. Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

5. Определите pH 0,01 М раствора гидроксида аммония, если $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Вариант 19

1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот:

1) HMnO_4 ; 2) HCNS ; 3) HCN является наиболее сильной? $K_{\text{HMnO}_4} = 2 \cdot 10^2$;

$K_{\text{HCNS}} = 1,4 \cdot 10^{-1}$; $K_{\text{HCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$.

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих соединений:

1) H_3PO_4 ; 2) MgOHCl ; 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 4) NaHCO_3 .

3. Дана реакция: $3\text{BaCrO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{Na}_2\text{CrO}_4$

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения PP малорастворимых электролитов определите направление смещения равновесия реакции.

4. Укажите, какие из приведенных ниже исходных веществ:

1) хлорид кальция и карбонат калия,

2) сульфид кальция и углекислый газ,

3) фосфат кальция и карбонат калия реагируют в соответствии со следующим

сокращенным ионно-молекулярным уравнением: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$. Закончите молекулярное уравнение этой реакции.

5. Определите pH 0,15 М раствора азотистой кислоты HNO_2 , константа диссоциации которой составляет $5,1 \cdot 10^{-4}$.

Вариант 20

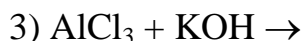
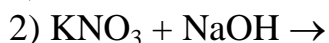
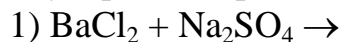
1. Константы диссоциации для гидроксида железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 1,2 \cdot 10^{-2}$; $K_2 = 5,5 \cdot 10^{-8}$. По какой ступени гидроксид железа (II) диссоциирует в наименьшей степени?

2. Написать уравнение диссоциации гидроксида меди (II) и выражение константы диссоциации для суммарного уравнения. Как изменится диссоциация при добавлении нитрата меди?

3. Дана реакция: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{CuS} = \text{PbS} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения ПР малорастворимых электролитов определите направление смещения равновесия реакции.

4. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, ионно-молекулярной и краткой ионной формах.



5. Растворимость иодида серебра AgI при 25°C равна $1,22 \cdot 10^{-8}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости AgI .

Вариант 21

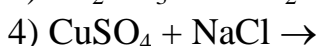
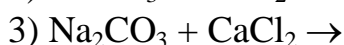
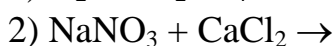
1. Константы диссоциации для тетраборной кислоты $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 10^{-4}$; $K_2 = 10^{-9}$. По какой ступени диссоциация протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения диссоциации следующих солей:



3. Какая из предложенных солей растворяется в соляной кислоте растворяется (используйте значения ПР солей и констант диссоциации сероводородной кислоты): 1) MnS , 2) CdS , 3) SnS , 4) CuS ?

4. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, ионно-молекулярной и краткой ионной формах.

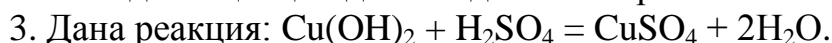


5. Произведение растворимости сульфата бария равно $1 \cdot 10^{-10}$. Вычислить массу сульфата бария в 5 л насыщенного раствора.

Вариант 22

1. Константы диссоциации для ортокремниевой кислоты H_4SiO_4 по каждой из ступеней соответственно равны: $K_1 = 2 \cdot 10^{-10}$; $K_2 = 2 \cdot 10^{-12}$; $K_3 = 1 \cdot 10^{-12}$; $K_4 = 1 \cdot 10^{-12}$. По какой ступени диссоциация протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения диссоциации слабых кислот и выражения константы диссоциации для каждого электролита: HIO и HClO_2



Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Укажите пару веществ, которые могут одновременно находиться в водном растворе, не вступая в реакцию друг с другом. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения.

- 1) $MgCl_2, Na_2CO_3$;
- 2) KH_2PO_4, KOH ;
- 3) $Ba(NO_3)_2, CH_3COOH$;
- 4) $CO_2, Sr(OH)_2$.

5. Произведение растворимости BaF_2 при $18^\circ C$ равно $1,7 \cdot 10^{-6}$. Рассчитайте растворимость соли при данной температуре в г/л.

Вариант 23

1. Константы диссоциации для гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ по первой, второй и третьей ступени соответственно равны: $K_1 = 8,3 \cdot 10^{-9}$; $K_2 = 2,1 \cdot 10^{-9}$, $K_3 = 1 \cdot 10^{-9}$. По какой ступени гидроксида алюминия диссоциирует в наименьшей степени?

2. Написать уравнение диссоциации селеноводорода и выражение константы диссоциации для первой ступени.

3. Дана реакция: $Cu(OH)_{2(т)} + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{дисс}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, ионно-молекулярной и краткой ионной формах.

- 1) $K_2CO_3 + HCl \rightarrow$
- 2) $Ca(NO_3)_2 + KCl \rightarrow$
- 3) $ZnCl_2 + NaOH \rightarrow$
- 4) $Na_2SO_4 + KNO_3 \rightarrow$

5. Смешаны равные объемы 0,02 М растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Образуется ли осадок сульфата кальция? $PP_{(CaSO_4)} = 1,3 \cdot 10^{-4}$.

Вариант 24

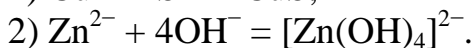
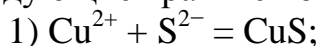
1. Пирофосфорная кислота $H_4P_2O_7$ диссоциирует ступенчато. Константа диссоциации для каждой ступени соответственно равна: $K_1 = 1,4 \cdot 10^{-1}$; $K_2 = 1,1 \cdot 10^{-2}$; $K_3 = 2,1 \cdot 10^{-7}$; $K_4 = 4,1 \cdot 10^{-10}$. По какой ступени кислота диссоциирует в наибольшей степени? В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты $H_4P_2O_7$, если в ее раствор добавить соль пирофосфат натрия $Na_4P_2O_7$?

2. Написать уравнение диссоциации ацетата алюминия и выражение для константы диссоциации.

3. Дана реакция: $FeSO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + Fe(OH)_2$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{дисс}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Каким молекулярным и ионно-молекулярным уравнениям соответствуют следующие краткие ионные уравнения?



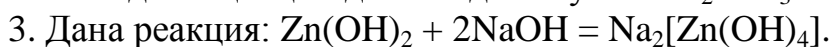
5. Произведение растворимости MgS при 25°C равно $2,0 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок MgS при смешении равных объемов 0,004 н. раствора $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и 0,0006 н. раствора Na_2S ?

Вариант 25

1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот: 1) HCN ; 2) CH_3COOH ; 3) HF ; 4) HCOOH является наиболее слабой?

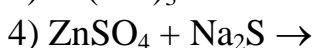
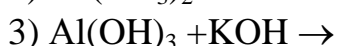
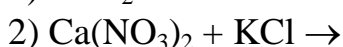
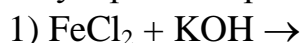
$K_{\text{HCN}} = 7,2 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,85 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{HF}} = 7,2 \cdot 10^{-4}$; $K_{\text{HCOOH}} = 1,76 \cdot 10^{-4}$.

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации слабых кислот и выражение константы диссоциации для каждой ступени H_2TeO_3 и H_3AsO_3 .



Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, ионно-молекулярной и краткой ионной формах.



5. Выпадет ли осадок CaSO_4 , если смешать равные объемы 0,2 н. растворов CaCl_2 и Na_2SO_4 ?

Вариант 26

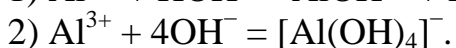
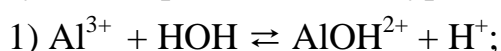
1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот: 1) H_2SO_4 ; 2) H_2SeO_4 ; 3) H_2TeO_4 является наиболее сильной? $K_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10^3$;

$K_{\text{H}_2\text{SeO}_4} = 10$; $K_{\text{H}_2\text{TeO}_4} = 2,29 \cdot 10^{-8}$.

2. Написать уравнения диссоциации гидроксида хрома (II) по первой и второй ступени, а также выражения для констант диссоциации по этим ступеням.

3. Определите, растворяется ли CdCO_3 в соляной кислоте? Для этого используйте значения произведения растворимости карбоната кадмия и суммарную константу диссоциации угольной кислоты ($K = K_1 \cdot K_2$).

4. Каким молекулярным и ионно-молекулярным уравнениям соответствуют следующие краткие ионные уравнения?



5. $\text{PP}_{(\text{PbI}_2)}$ при 15°C равно $8,7 \cdot 10^{-9}$. Вычислите концентрацию ионов Pb^{2+} и I^- в насыщенном растворе соли.

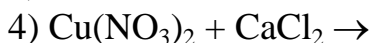
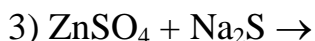
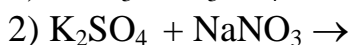
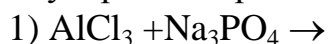
Вариант 27

1. Константы диссоциации для гидроксида цинка $Zn(OH)_2$ по первой и второй ступени соответственно равны: $K_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$; $K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$. По какой ступени диссоциация протекает в наименьшей степени?

2. Какие из следующих электролитов содержат в водном растворе ионы хлора: $HClO_3$, $KClO_4$, $CaCl_2$, $MgOHCl$, $CuCl_2$. Напишите соответствующие уравнения.

3. Какая из предложенных солей растворяется в соляной кислоте (используйте значения ПР солей и констант диссоциации сероводородной кислоты): 1) NiS , 2) FeS , 3) Sb_2S_3 , 4) HgS ?

4. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, ионно-молекулярной и краткой ионной формах.



5. Образуется ли осадок сульфата свинца (II) при сливании равных объемов 0,02 М растворов нитрата свинца (II) и сульфата натрия? Произведение растворимости $PbSO_4$ равно $1,6 \cdot 10^{-8}$.

Вариант 28

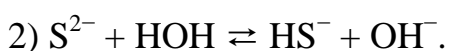
1. На основании значения констант диссоциации определите, какая из кислот: 1) HF ; 2) HCl ; 3) HBr ; 4) HJ является наиболее сильной? $K_{HF} = 7,2 \cdot 10^{-4}$; $K_{HCl} = 10^7$; $K_{HBr} = 10^9$; $K_{HJ} = 10^{11}$.

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации слабых оснований и выражение константы диссоциации для каждой ступени $Mn(OH)_2$ и $Co(OH)_2$.

3. Какая из приведенных солей растворяется в азотной кислоте (используйте значения ПР солей и константы диссоциации соответствующей кислоты):

1) $Ca_3(PO_4)_2$, 2) $Zn_3(PO_4)_2$, 3) $FePO_4$?

4. Каким молекулярным и ионно-молекулярным уравнениям соответствуют следующие краткие ионные уравнения?



5. Произведение растворимости карбоната кальция равно $5 \cdot 10^{-9}$. Определите массу $CaCO_3$, содержащуюся в 5 л его насыщенного раствора.

Вариант 29

1. Ортомышьяковая кислота H_3AsO_4 диссоциирует ступенчато. Константа диссоциации для каждой ступени следующая: $K_1 = 5,98 \cdot 10^{-3}$; $K_2 = 6,0 \cdot 10^{-7}$; $K_3 = 3,89 \cdot 10^{-12}$. По какой ступени процесс диссоциации протекает в наименьшей степени?

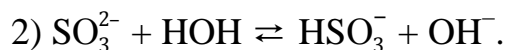
2. На какие ионы диссоциируют в растворе следующие соли:

1) NH_4Br , 2) $Fe_2(SO_4)_3$, 3) Na_2HAsO_4 , 4) $Fe(OH)_2Cl$

Составьте соответствующие уравнения.

3. Дана реакция: $\text{NaCN} + \text{HCl} = \text{HCN} + \text{NaCl}$. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Каким молекулярным и ионно-молекулярным уравнениям соответствуют следующие краткие ионные уравнения?



5. Растворимость сульфата бария в воде при 25 °С составляет $2,45 \cdot 10^{-3}$ г/л. Вычислите $\text{PP}_{(\text{BaSO}_4)}$.

Вариант 30

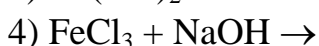
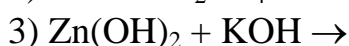
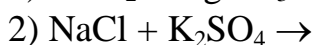
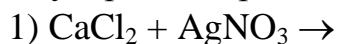
1. Для борной кислоты H_3BO_3 имеются следующие константы диссоциации: $K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$; $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$; $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$. По какой ступени процесс протекает в наименьшей степени?

2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации хлорида дигидроксожелеза (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

3. Дана реакция: $\text{HNO}_2 + \text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение данной реакции. Используя значения $K_{\text{дисс}}$ слабодиссоциирующих электролитов, определите направление смещения равновесия реакции.

4. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, ионно-молекулярной и краткой ионной формах.



5. Выпадет ли осадок, если смешать 20 мл 0,01 н. раствора KCl с 20 мл 0,001 н. раствора AgNO_3 ?

2. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

2.1. Гидролиз солей, pH раствора соли

Гидролиз представляет собой реакцию обменного разложения между различными веществами и водой. Гидролизу подвергаются как неорганические так и органические соединения: соли, карбиды, галогениды металлов, сложные эфиры, жиры, углеводы, белки и т.д. Он играет важную роль в природных явления, протекает в живых организмах и широко применяется в химической промышленности.

Гидролиз солей-это взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к изменению концентрации последних, в результате чего изменяется характер сре-

ды (рН). Причиной гидролиза является наличие в составе соли ионов слабого электролита, а результатом гидролиза – образование слабого электролита.

Гидролиз протекает лишь в тех случаях, когда ионы образующиеся в результате электролитической диссоциации соли (катион или анион или оба вместе), химически реагируют с водой, связывая либо катион H^+ , либо анион OH^- , и образуют малодиссоциированные молекулы кислоты или основания, либо того и другого одновременно.

Соли можно рассматривать как продукт взаимодействия кислот с основаниями, диссоциирующих в водном растворе на катионы основных и анионы кислотных остатков.

В зависимости от силы кислот и оснований различают четыре типа средних солей (табл. 3)

Таблица 3

Тип соли	Сила электролита, образующего соль		Соли
	Кислота	Основание	
I	Сильная	Сильное	$NaNO_3, KCl, NaI, KNO_3, Na_2SO_4$
II	Сильная	Слабое	$NH_4Cl, CuSO_4, Al_2(SO_4)_3, Zn(NO_3)_2$
III	Слабая	Сильное	$NaCN, CH_3COOH, Na_2S, K_2CO_3$
IV	Слабая	Слабое	$NH_4CN, (NH_4)_2S, ZnCO_3, Al_2S_3$

Так как причиной гидролиза является наличие в молекуле иона слабого электролита, в результате гидролиза образуется слабый электролит. Следовательно, гидролизу подвергаются только соли II, III, IV типа, содержащие ионы слабого электролита.

2.2. Константа и степень гидролиза солей

Количественной характеристикой обратимого процесса гидролиза соли является константа гидролиза K_r и степень гидролиза h . Степень гидролиза – это отношение числа гидролизованных молекул к общему числу растворённых молекул.

$$h = \frac{n_{\text{гидр}}}{n_{\text{общ}}} \quad \text{или} \quad h = \frac{c_{\text{гидр}}}{c_{\text{общ}}}$$

Степень гидролиза соли зависит от химической природы ионов составляющих данную соль, ее концентрации и температуры. Чем меньше концентрация раствора соли, тем больше величина степени гидролиза, то есть в большей степени гидролизована соль.

Химическая природа соли проявляется в величине константы гидролиза. Константы гидролиза можно рассчитать по данным о ионном произведении воды и константам диссоциации образующего в результате гидролиза слабого основания, слабой кислоты или того и другого одновременно для трех типов солей.

Для солей, образованных одновалентными катионами и анионами, константу гидролиза определяют по формулам:

Соли II типа – гидролиз по катиону,

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д кислоты}}}, \text{ где } K_{\text{д кислоты}} - \text{константа диссоциации кислоты.}$$

Соли III типа – гидролиз по аниону,

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д основания}}}, \text{ где } K_{\text{д основания}} - \text{константа диссоциации основания.}$$

Соли IV типа – гидролиз по катиону и аниону

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д кислоты}} \cdot K_{\text{д основания}}}.$$

Примеры вычисления константы гидролиза при многоступенчатом гидролизе приведены в примерах.

Константа гидролиза соли K_{Γ} не зависит от концентрации раствора соли, а зависит от природы соли и температуры ее раствора.

Чем больше величина K_{Γ} , тем в большей степени протекает гидролиз (при постоянстве T и концентрации соли), тем сильнее гидролизуется соль.

Степень и константа гидролиза связаны между собой соотношениями:

а) для случая гидролиза соли по катиону (тип II) и аниону (тип III)

$$K_{\Gamma} = \frac{c \cdot h^2}{1-h} \text{ или } h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{c}} = \sqrt{\frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д э-та}} \cdot c}},$$

где c – концентрация соли, моль/л;

б) для случая, когда оба иона соли подвергаются гидролизу

$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{K_{\Gamma}} \text{ или } \frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д кислоты}} \cdot K_{\text{д основания}}}}.$$

Из уравнений для случаев гидролиза солей типа II и III следует, что степень их гидролиза возрастает с уменьшением концентрации солей, т.е. с разбавлением раствора. В тоже время степень гидролиза соли типа IV не зависит от ее концентрации в растворе.

2.3. Порядок составления уравнений гидролиза солей

При составлении ионно-молекулярных и молекулярных уравнений гидролиза солей необходимо знать следующее:

1. Соли только II, III, IV типов подвергаются гидролизу.
2. По формуле соли определить ее тип, т.е. установить, какими по силе электролитами она образована, используя при этом величину константы диссоциации кислоты и основания (табл. П. 1).
3. Установив, что данная соль может гидролизываться, необходимо сделать следующее:
 - а) написать уравнение диссоциации данной соли;
 - б) для данной соли определить катион слабого основания или анион слабой кислоты, по которому гидролизуется соль;
 - в) написать ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли по выбранному иону; если ион однозарядный, то гидролиз протекает в одну стадию, если ион

многозарядный, то гидролиз протекает в несколько стадий в зависимости от условий;

г) определить характер среды – pH раствора (приложение 3);

д) написать молекулярное уравнение гидролиза соли в соответствии с ее ионно-молекулярным уравнением.

Рассмотрим конкретные случаи гидролиза солей.

Пример I. Возможен ли гидролиз соли NaCl?

Решение: Соль NaCl можно рассматривать как продукт взаимодействия гидроксида натрия (NaOH) $K_{д(NaOH)} = 5,9 > 1$ с соляной кислотой (HCl) $K_{д(HCl)} = 1,0 \cdot 10^7 > 1$. Данная соль относится к первому типу солей, так как образована сильной кислотой и сильным основанием, и следовательно, гидролизу не подвергается.

Действительно, соль NaCl в водном растворе диссоциирует на ионы



вода по уравнению $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$.

Ионы Na^+ и Cl^- с ионами OH^- и H^+ не образуют молекулы NaOH и HCl в силу того, что последние являются сильными электролитами и существуют в растворе в виде ионов. Водородный показатель (pH) водного раствора равен 7, среда нейтральная. Соль I типа гидролизу не подвергается.

Пример II. Дана соль бромид аммония NH_4Br . По какому иону (катиону или аниону) гидролизуется данная соль? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли.

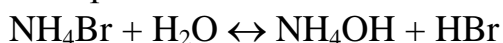
Решение: Соль NH_4Br образована слабым основанием NH_4OH , $K_{д(NH_4OH)} = 1,8 \cdot 10^{-5} < 1$ и сильной кислотой HBr , $K_{д(HBr)} = 7,2 \cdot 10^{10} > 1$, относится ко второму типу солей и подвергается гидролизу по катиону. Так, в водном растворе NH_4Br диссоциирует по уравнению



Гидролиз пойдет за счет взаимодействия ионов NH_4^+ с ионами OH^- из воды, с образованием слабого основания NH_4OH .



Молекулярное уравнение гидролиза соли:



Среда кислая, $pH < 7$.

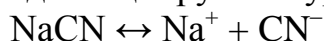
$$K_r = \frac{K_B}{K_{д(NH_4OH)}} = \frac{10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-9}$$

Пример III. Дана соль цианид натрия NaCN. По какому иону (катиону или аниону) гидролизуется данная соль? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли.

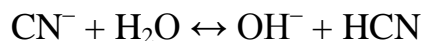
Соль NaCN образована сильным основанием NaOH, $K_{д(NaOH)} = 5,9 > 1$ и слабой кислотой HCN, $K_{д(HCN)} = 7,2 \cdot 10^{-10} < 1$. Данная соль образованная слабой кис-

лотой и сильным основанием и относится к III типу солей. Соль такого типа гидролизуеться по аниону.

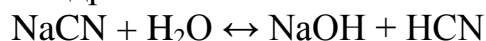
В водном растворе соль NaCN диссоциирует по уравнению:



Гидролиз идет за счет взаимодействия ионов CN^- с ионами H^+ из воды с образованием слабого электролита HCN.



Молекулярное уравнение гидролиза соли:



Реакция обратимая: вправо она протекает за счет образования HCN; влево – за счет образования молекул воды H_2O . В растворе присутствует четыре вещества, но легче всего обнаружить NaOH с помощью индикатора. В результате гидролиза соли NaCN изменяется характер среды: среда щелочная, $\text{pH} > 7$.

$$K_r = \frac{K_b}{K_{d(\text{HCN})}} = \frac{10^{-14}}{7,2 \cdot 10^{-10}} = 1,4 \cdot 10^{-5}.$$

Пример IV. Дана соль цианид аммония NH_4CN . Каким образом гидролизуеться данная соль? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли.

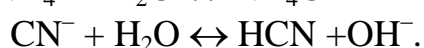
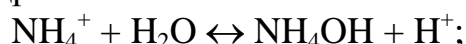
Соль NH_4CN образована слабым основанием NH_4OH , $K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,8 \cdot 10^{-5} < 1$ и слабой кислотой HCN, $K_{d(\text{HCN})} = 7,2 \cdot 10^{-10} < 1$. Поэтому относится к четвертому типу солей. Соли такого типа гидролизуються по катиону и аниону даже при обычных условиях до конца.

В водном растворе соль NH_4CN диссоциирует по уравнению:



Оба иона являются ионами слабых электролитов: основания NH_4OH и кислоты HCN.

Рассмотрим отдельно гидролиз катиона и аниона:



При гидролизе катиона NH_4^+ образуються водород-ионы H^+ , а при гидролизе аниона CN^- – ионы OH^- . Ионы H^+ и OH^- при значительных концентрациях не могут сосуществовать. Они соединяються, образуя слабый электролит H_2O ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-16}$). Образование молекул воды смещает равновесие вправо, что увеличивает гидролиз соли. Таким образом, гидролиз катиона и аниона усиливают друг друга.

Молекулярное уравнение гидролиза соли:



Реакция раствора данного типа солей зависит от соотношения констант диссоциации кислоты и основания, образующих соль. В данном растворе $K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,8 \cdot 10^{-5} < K_{d(\text{HCN})} = 7,2 \cdot 10^{-10}$, поэтому раствор имеет слабощелочную среду. При гидролизе солей данного типа среда будет близкой к нейтральной ($\text{pH} \approx 7$).

Константа гидролиза для данной соли может быть найдена по формуле:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{дкислоты}} \cdot K_{\text{доснования}}} = \frac{10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 7,2 \cdot 10^{-10}} = 7,75 \cdot 10^{-2}.$$

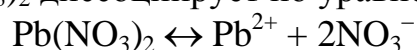
2.4. Гидролиз многозарядных ионов

Гидролиз многозарядных ионов протекает ступенчато, так же как и диссоциация.

Пример 1. Рассмотрим гидролиз соли $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Соль $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образована слабым основанием $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $K_{\text{дI}}(\text{Pb}(\text{OH})_2) = 9,6 \cdot 10^{-4}$, $K_{\text{дII}}(\text{Pb}(\text{OH})_2) = 3,0 \cdot 10^{-8}$ и сильной кислотой HNO_3 , $K_{\text{д}}(\text{HNO}_3) = 3,7$, следовательно данная соль гидролизуеться по катиону Pb^{2+} .

В водном растворе $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ диссоциирует по уравнению:

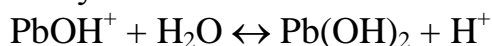


Катион Pb^{2+} , по которому гидролизуеться соль, двухзарядный. Поэтому гидролиз протекает по двум ступеням:

I ступень:



II ступень:



Количественной характеристикой обратимого процесса гидролиза соли является константа гидролиза K_{Γ} , показывающая, какая часть растворенных молекул подверглась гидролизу. Величина константы гидролиза соли K_{Γ} тем больше, чем меньше величина константы диссоциации $K_{\text{д}}$ слабого основания. Поскольку первая константа диссоциации $K_{\text{дI}}$ основания всегда больше второй, то константа гидролиза по первой ступени $K_{\Gamma1}$ больше $K_{\Gamma2}$ по второй ступени.

Для первой ступени

$$K_{\Gamma1} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д2осн.}}} = \frac{10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3 \cdot 10^{-7}.$$

Для второй ступени

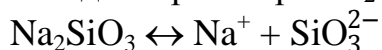
$$K_{\Gamma2} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д1осн.}}} = \frac{10^{-14}}{9,6 \cdot 10^{-4}} = 1 \cdot 10^{-11}$$

Гидролиз по первой ступени протекает в большей степени, чем по второй $K_{\Gamma1} > K_{\Gamma2}$. Накопление большего числа ионов H^+ при обычных условиях, смещает равновесие в сторону образования ионов PbOH^+ , что практически подавляет гидролиз по второй ступени. По этой причине при обычных условиях гидролиз протекает в основном только по первой ступени. Разбавление раствора, повышение температуры или связывание водород-ионов приводит к полному гидролизу

соли. Напротив, чтобы ослабить гидролиз, необходимо понизить температуру, увеличить концентрацию соли или подкислить раствор.

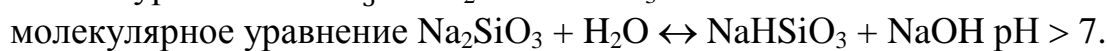
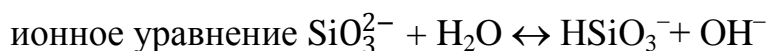
Пример 2. Дана соль Na_2SiO_3 . По какому иону гидролизуется данная соль. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соли. Соль Na_2SiO_3 образована сильным основанием NaOH , $K_{\text{д}}(\text{NaOH}) = 5,9 > 1$ и слабой кислотой H_2SiO_3 . $K_{\text{дI}}(\text{H}_2\text{SiO}_3) = 2,2 \cdot 10^{-10}$, $K_{\text{дII}}(\text{H}_2\text{SiO}_3) = 1,6 \cdot 10^{-12}$. Следовательно, данная соль гидролизуется по аниону SiO_3^{2-} .

В водном растворе Na_2SiO_3 диссоциирует по уравнению:



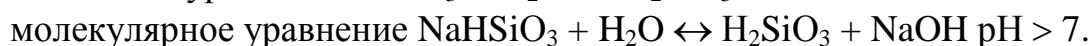
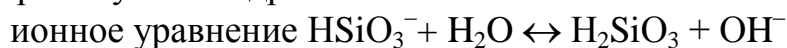
Анион SiO_3^{2-} по которому гидролизуется соль, двухзарядный. Поэтому гидролиз протекает по двум ступеням:

Гидролиз по первой ступени идет с образованием кислой соли и выражается уравнениями:



$$K_{\text{Г1}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д2кис-ты}}} = \frac{10^{-14}}{1,6 \cdot 10^{-12}} = 6,2 \cdot 10^{-3}$$

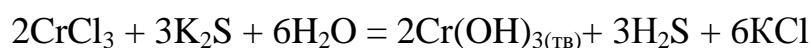
Вторая ступень гидролиза соли:



$$K_{\text{Г2}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д1кис-ты}}} = \frac{10^{-14}}{2,2 \cdot 10^{-10}} = 4,5 \cdot 10^{-5}$$

Гидролиз по первой ступени идет в большей степени, чем по второй, так как $K_{\text{Г1}} > K_{\text{Г2}}$.

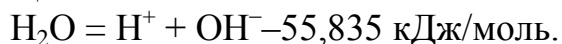
Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой (IV) сильно гидролизуются, некоторые из них не могут существовать в водных растворах. Например, при взаимодействии солей содержащих катионы металлов Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} с растворимыми сульфидами и карбонатами в осадок выпадают не сульфиды и карбонаты этих катионов, а соответствующие им гидроксиды, то есть протекает полный гидролиз по уравнению



Некоторые соли (IV) типа подвергаются гидролизу с образованием не растворимых в воде основных солей.

2.5. Влияние температуры на гидролиз

Диссоциация воды есть процесс эндотермический, то есть сопровождается поглощением тепла:



Следовательно по принципу Ле-Шателье, повышение температуры благоприятствует процессу диссоциации воды, то есть с повышением температуры кон-

центрация ионов H^+ и OH^- возрастает, а следовательно, возрастает величина ионного произведения воды.

Зависимость величины ионного произведения воды от температуры приведена в таб.3, приложения 3.

Влияние температуры на величину константы диссоциации слабых электролитов очень мало и она остается почти постоянной величиной в интервале температур от 25 до 100 °С. (см. табл. П. 2).

Пример 1. Вычислить константу гидролиза соли цианида калия KCN при температуре 25 и 100 °С. Как влияет температура на гидролиз соли KCN?

Константа гидролиза при температуре $t = 25$ °С для данной соли:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{B}}}{K_{\text{д(НСN)}}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,2 \cdot 10^{-10}} = 1,0 \cdot 10^{-5}$$

Значение K_{B} взято при температуре 25 °С (см. табл. П. 2), $K_{\text{НСN}}$ (см. табл. П. 1).

Находим K_{Γ} при температуре $t = 100$ °С для этой же соли:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{B}}}{K_{\text{д(НСN)}}} = \frac{7,4 \cdot 10^{-13}}{7,2 \cdot 10^{-10}} = 1,0 \cdot 10^{-3}$$

Значение K_{B} взято при температуре 100 °С (см. табл. П. 2).

Величина $K_{\text{НСN}}$ та же, что и при $t = 25$ °С, так как она практически остается постоянной в интервале температур от 25 до 100 °С.

Согласно полученным данным, повышение температуры с 25 до 100 °С сопровождается увеличением гидролиза соли в 100 раз.

2.6. Влияние концентрации на гидролиз

Степень гидролиза соли увеличивается с уменьшением концентрации ее раствора.

Пример 2. Вычислить степень гидролиза водного раствора соли цианида калия KCN при концентрации ее равной 0,1 и 0,001 моль/л, $t = 25$ °С

Константа гидролиза для данной соли:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{B}}}{K_{\text{д(НСN)}}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,2 \cdot 10^{-10}} = 1,0 \cdot 10^{-5}$$

Степень гидролиза при $C_1 = 0,1$ моль/л находим по формуле:

$$h_1 = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_1}} = \sqrt{\frac{1,0 \cdot 10^{-5}}{0,1}} \approx 0,01 \text{ или } 1 \%$$

Изменение величины K_{B} в зависимости от температуры дано в табл. П. 2.

Степень гидролиза при $C_2 = 0,001$ моль/л

$$h_2 = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_2}} = \sqrt{\frac{1,0 \cdot 10^{-5}}{0,001}} \approx 0,1 \text{ или } 10 \%$$

Таким образом, при стократном разбавлении раствора степень гидролиза KCN соли увеличилась в 10 раз.

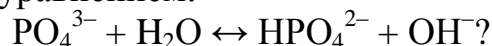
2.7. Задания для самостоятельного решения

Вариант 1

1. Даны соли: 1) Na_2S ; 2) FeCl_3 ; 3) K_2SO_4 ; 4) K_3PO_4 ; 5) CuSO_4 ; 6) NaCl . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза выбранных вами солей по первой ступени.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) NaH_2PO_4 ; 2) Na_3PO_4 ; 3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$; 4) Na_2HPO_4 ; 5) K_3PO_4 .

4. Определите, какая из приведенных ниже солей подвергается полному гидролизу по катиону и аниону: 1) K_2S ; 2) MnSO_4 ; 3) Cr_2S_3 ; 4) NaCl ; 5) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Напишите молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

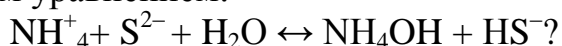
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза соли NH_4CN ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 2

1. Даны соли: 1) FeCl_3 ; 2) Na_2CO_3 ; 3) NaNO_3 ; 4) KCl ; 5) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Определите растворы, каких солей $\text{pH} < 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) NH_4NO_3 ; 2) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; 3) NH_4Cl ; 4) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 5) NH_4HS .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли SbCl_3 по первой ступени.

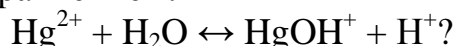
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза соли NH_4HS ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 3

1. Даны соли: 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 2) Na_3PO_4 ; 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 4) K_3PO_4 ; 5) NaNO_3 . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) HgS ; 2) HgCO_3 ; 3) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; 4) $\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$; 5) HgCl_2 .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли $Zn(NO_3)_2$ по первой ступени.

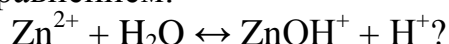
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора $FeCl_3$ по первой ступени ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$).

Вариант 4

1. Даны соли: 1) Na_3PO_4 ; 2) $NiSO_4$; 3) K_2S ; 4) $Cr_2(SO_4)_3$; 5) $Al(NO_3)_3$. Определите растворы, каких солей $pH < 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $Zn_3(PO_4)_2$; 2) $ZnCl_2$; 3) $ZnCO_3$; 4) $Zn(NO_3)_2$; 5) $ZnSO_4$.

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли $Fe_2(SO_4)_3$ по первой ступени.

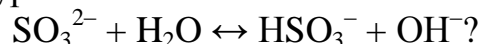
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,1 М раствора CH_3COOK ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$).

Вариант 5

1. Даны соли: 1) Na_2S ; 2) $Cr_2(SO_4)_3$; 3) $Al(NO_3)_3$; 4) KNO_3 ; 5) Na_2CO_3 . Определите растворы, каких солей имеют $pH > 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) Ag_2SO_3 ; 2) Na_2SO_3 ; 3) $ZnSO_3$; 4) $CuSO_3$; 5) K_2SO_3 .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли K_3PO_4 ; по первой ступени.

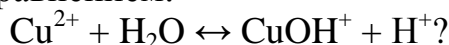
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза соли NH_4NO_2 ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$).

Вариант 6

1. Даны соли: 1) $CrCl_3$; 2) Na_2S ; 3) $MnCl_2$; 4) K_2CO_3 ; 5) Na_3PO_4 . Определите растворы, каких солей имеют $pH < 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) CuCl_2 ; 2) CuS ; 3) CuSO_3 ; 4) CuCO_3 ; 5) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

4. Найдите, какая из приведенных ниже солей подвергается полному гидролизу по катиону и аниону: 1) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$; 2) KI ; 3) NaCl ; 4) ZnCl_2 ; 5) MnSO_4 . Напишите молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора CuCl_2 по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 7

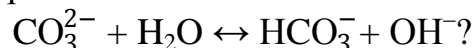
1. Даны соли: 1) SnCl_2 ; 2) NiSO_4 ; 3) NaCl ; 4) KBr ; 5) Na_3BO_3 .

Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} < 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. Константы гидролиза 0,1 М растворов солей: 1) NaNO_2 ; 2) AlCl_3 ; 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; 4) CH_3COOK ; 5) KCN ; 6) MgSO_4 при ($t = 25^\circ\text{C}$) соответственно равны: $0,31 \cdot 10^{-10}$; $0,15 \cdot 10^{-4}$; $0,85 \cdot 10^{-5}$; $0,68 \cdot 10^{-9}$; $0,176 \cdot 10^{-4}$; $0,5 \cdot 10^{-11}$.

Определите, какая из солей гидролизована в большей степени.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) ZnCO_3 ; 2) Na_2CO_3 ; 3) NaHCO_3 ; 4) CaCO_3 ; 5) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$.

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли CuSO_4 по первой ступени.

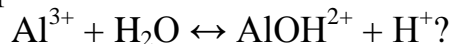
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора Na_2SO_3 по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 8

1. Даны соли: 1) SnSO_3 ; 2) Na_2S ; 3) K_2CO_3 ; 4) CoCl_2 ; 5) K_2SO_4 ; 6) K_2SO_3 . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$; 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_2$; 4) AlCl_3 ; 5) AlPO_4 .

4. Определите, какая из приведенных ниже солей подвергается полному гидролизу по катиону и аниону: 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 2) KJ ; 3) Al_2S_3 ; 4) NaCl ; 5) NH_4Cl . Напишите молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

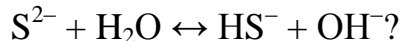
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,1 М раствора AlCl_3 по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 9

1. Даны соли: 1) NiCl_2 ; 2) SnSO_4 ; 3) Na_2SO_4 ; 4) Na_2SO_3 ; 5) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} < 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. Константы гидролиза 0,01 М растворов солей: 1) KCN; 2) CuCl₂; 3) MgSO₄; 4) CH₃COOK; 5) Na₂CO₃; 6) Zn(NO₃)₂ (t = 25 °C) соответственно равны: 0,176 · 10⁻⁴; 0,13 · 10⁻⁷; 0,5 · 10⁻¹¹; 0,68 · 10⁻⁹; 0,23 · 10⁻³; 0,85 · 10⁻⁵. Определите, какая соль гидролизована в большей степени.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) PbS; 2) Cr₂S₃; 3) Ba(HS)₂; 4) K₂S; 5) Na₂S.

4. Напишите молекулярное уравнение гидролиза соли (NH₄)₂S по первой ступени.

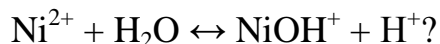
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора KCN (t = 25 °C).

Вариант 10

1. Даны соли: 1) NiSO₄; 2) NaCl; 3) CH₃COOK; 4) Na₂S; 5) FeCl₃; 6) BaCl₂. Определите растворы, каких солей имеют pH > 7. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) NiS; 2) NiOHCl; 3) Ni(NO₃)₂; 4) NiCl₂; 5) NiCO₃.

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли K₂S по первой ступени.

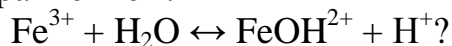
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза соли NH₄HCO₃ по первой ступени (t = 25 °C).

Вариант 11

1. Даны соли: 1) Ca(NO₃)₂; 2) NH₄CN; 3) KBr; 4) KCN; 5) K₃PO₄. Определите растворы, каких солей имеют pH > 7. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. Константы гидролиза 0,1 М растворов солей: 1) CH₃COOK; 2) Na₂CO₃; 3) Zn(NO₃)₂; 4) CuCl₂; 5) MgSO₄; 6) AlCl₃ соответственно равны: 0,68 · 10⁻⁹; 0,23 · 10⁻³; 0,85 · 10⁻⁵; 0,13 · 10⁻⁷; 0,5 · 10⁻¹¹; 0,15 · 10⁻⁴. Определите, какая соль гидролизована в большей степени.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) Fe₂S₃; 2) FeCl₃; 3) FeBr₃; 4) Fe₂(SiO₃)₃; 5) FeOHHSO₄.

4. Напишите молекулярное уравнение гидролиза соли CuSO₄ по первой ступени.

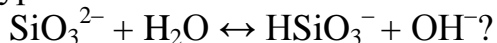
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора MgSO₄ по первой ступени (t = 25 °C).

Вариант 12

1. Даны соли: 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 2) Na_2S ; 3) ZnCl_2 ; 4) K_3PO_4 ; 5) KNO_3 . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} < 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) Ag_2SiO_3 ; 2) Na_2SiO_3 ; 3) PbSiO_3 ; 4) BaSiO_3 ; 5) K_2SiO_3 .

4. Напишите молекулярное уравнение гидролиза соли $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ по первой ступени.

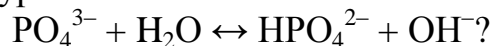
5. Вычислите константу гидролиза, и степень гидролиза соли NH_4HCO_3 ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 13

1. Даны соли: 1) K_2S ; 2) NaNO_2 ; 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; 4) CoCl_2 ; 5) NaCl . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$; 2) Na_3PO_4 ; 3) K_3PO_4 ; 4) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_3$; 5) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

4. Напишите молекулярное уравнение гидролиза соли $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ по первой ступени.

5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,1 М раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

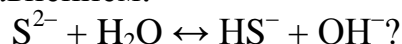
Вариант 14

1. Даны соли: 1) NaCl ; 2) MnCl_2 ; 3) K_2S ; 4) Na_2SO_3 ; 5) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;

6) KNO_3 . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей?

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) K_2S ; 2) NH_4HS ; 3) Al_2S_3 ; 4) CuS ; 5) Na_2S .

4. Напишите молекулярное уравнение гидролиза соли Na_3PO_4 по первой ступени.

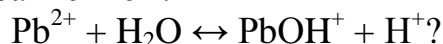
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 1 М раствора NaNO_2 ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 15

1. Даны соли: 1) CrCl_3 ; 2) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; 3) Na_3PO_4 ; 4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; 5) K_2CO_3 . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. Константа гидролиза 0,1 М 1) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; 2) MgSO_4 ; 3) Na_2CO_3 ; 4) AlCl_3 ; 5) KCN ; 6) CH_3COOK при $t = 25^\circ\text{C}$ соответственно равны: $0,85 \cdot 10^{-5}$; $0,5 \cdot 10^{-11}$; $0,23 \cdot 10^{-3}$; $0,15 \cdot 10^{-4}$; $0,176 \cdot 10^{-4}$; $0,68 \cdot 10^{-9}$. Определите, какая соль гидролизована в большей степени.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) PbS ; 2) PbCl_2 ; 3) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 4) $(\text{PbOH})_2\text{CO}_3$; 5) PbOHNO_2 .

4. Напишите молекулярное уравнение гидролиза соли CuCl_2 по первой ступени.

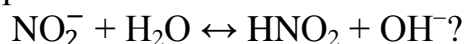
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,001 М раствора NH_4Cl ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 16

1. Выбрать из предлагаемых ниже солей те, которые гидролизуются по аниону: 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 2) Na_2CO_3 ; 3) ZnCl_2 ; 4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; 5) K_2S . Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) NaNO_2 ; 2) $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$; 3) $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$; 4) KNO_2 ; 5) $\text{Mn}(\text{NO}_2)_2$.

4. Определите, какая из приведенных ниже солей подвергается полному гидролизу по катиону и аниону:

1) Na_2S ; 2) ZnCl_2 ; 3) $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; 4) KCl ; 5) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Напишите молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

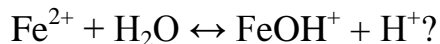
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для раствора соли $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 17

1. Выбрать из предлагаемых ниже солей те, которые гидролизуются по катиону: 1) CrCl_3 ; 2) Na_3PO_4 ; 3) KCl ; 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; 5) KCN ; 6) Na_2SO_4 . Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; 2) FeS ; 3) FeHSO_3 ; 4) FeCl_2 ; 5) $\text{Fe}(\text{CN})_2$.

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли K_2CO_3 .

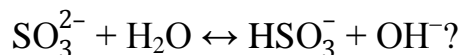
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза соли NaNO_2 ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 18

1. Даны соли: 1) FeBr_3 ; 2) Na_2CO_3 ; 3) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; 4) K_2S ; 5) $\text{Cu}_2(\text{PO}_4)_3$. Укажите, какие из приведенных солей гидролизуются по аниону. Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. Какая соль сильнее подвергается гидролизу: FeCl_2 или FeCl_3 . Ответ поясните.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) PbSO_3 ; 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) Na_2SO_3 ; 4) CuSO_3 ; 5) K_2SO_3 .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ по первой ступени.

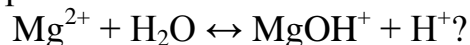
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора соли K_2SO_3 по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 19

1. Выбрать из предлагаемых ниже солей те, которые подвергаются полному гидролизу: 1) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; 2) Na_2SO_4 ; 3) K_2SO_3 ; 4) NH_4NO_2 ; 5) PbCO_3 . Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. Константы гидролиза 0,01 М растворов солей: 1) KCN ; 2) Mg_2SO_4 ; 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; 4) Na_2CO_3 ; ($t = 25^\circ\text{C}$) соответственно равны: 1) $0,176 \cdot 10^{-4}$; 2) $0,68 \cdot 10^{-19}$; 3) $0,85 \cdot 10^{-5}$; 4) $0,23 \cdot 10^{-3}$. Определите, какая соль гидролизована в большей степени.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) MgCl_2 ; 2) MgS ; 3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; 4) $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$; 5) MgCO_3 .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли Na_2S по первой ступени.

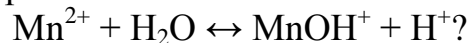
5. Вычислите константу гидролиза, и степень гидролиза для 0,1 М раствора соли по первой ступени KCN ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 20

1. Даны соли: 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 2) NaBr ; 3) NH_4CN ; 4) Na_2S ; 5) K_2SO_3 . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) MnSO_3 ; 2) MnSO_4 ; 3) MnCO_3 ; 4) MnCl_2 ; 5) MnS .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли SnBr_2 .

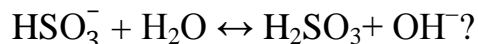
5. Вычислите константу гидролиза, и степень гидролиза для 0,1 М раствора соли по первой ступени Na_2CO_3 ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 21

1. Даны соли: 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_2$; 2) NaNO_2 ; 3) NH_4Cl ; 4) K_3PO_4 ; 5) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. Укажите, какие из приведенных солей гидролизуются по аниону. Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



1) Na_2SO_3 ; 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$; 3) NaHSO_3 ; 4) MgSO_3 ; 5) KHSO_3 .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли KCN .

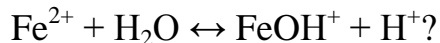
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза соли NH_4HS ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 22

1. Даны соли: 1) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; 2) Na_3PO_4 ; 3) CrCl_3 ; 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; 5) KCN . Определите растворы, каких солей имеют $\text{pH} < 7$. Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; 2) FeS ; 3) FeHSO_3 ; 4) FeCl_2 ; 5) $\text{Fe}(\text{CN})_2$.

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли MnSO_4 .

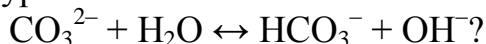
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза соли $Al(NO_3)_3$ по первой ступени ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$).

Вариант 23

1. Даны соли: 1) $CoCl_2$; 2) Na_2SO_4 ; 3) $Cr(CN)_3$; 4) KNO_3 ; 5) BeS . Определите растворы, каких солей имеют $pH < 7$. Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $NiCO_3$; 2) $NaHCO_3$; 3) Na_2CO_3 ; 4) $ZnCO_3$; 5) K_2CO_3 .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли $MgCl_2$.

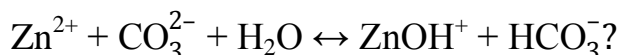
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора соли $NaCN$.

Вариант 24

1. Выбрать из предложенных ниже солей те, которые гидролизуются по катиону: 1) $Cu(NO_3)_2$; 2) Na_2SiO_3 ; 3) KCl ; 4) $SnCl_2$; 5) K_2CO_3 . Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. Константы гидролиза 0,01 М растворов солей: 1) CH_3COOK ; 2) $Zn(NO)_2$; 3) Na_2CO_3 ; 4) $CuCl_2$ ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$) соответственно равны: 1) $0,68 \cdot 10^{-9}$; 2) $0,85 \cdot 10^{-5}$; 3) $0,23 \cdot 10^{-3}$; 4) $0,13 \cdot 10^{-7}$. Определите, какая соль гидролизована в меньшей степени.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $Zn(HCO_3)_2$; 2) $(ZnOH)_2CO_3$; 3) $Zn(NO_3)_2$; 4) $ZnSO_3$; 5) $ZnCO_3$.

4. Определите, какая из приведенных ниже солей подвергается полному гидролизу по катиону и аниону: 1) $NaBr$; 2) $Mg(NO_2)_2$; 3) $FeCl_2$; 4) KI ; 5) $Cu(NO_3)_2$. Напишите молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

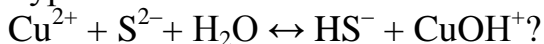
5. Вычислите константу гидролиза, и степень гидролиза для раствора соли $FeCl_2$ ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$) по первой ступени.

Вариант 25

1. Выбрать из предложенных ниже солей те, которые гидролизуются по катиону: 1) $Pb(NO_3)_2$; 2) $MnSO_3$; 3) $ZnCl_2$; 4) KNO_3 ; 5) SnS . Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. В какой цвет окрасится лакмус в растворе $Cu(NO_3)_2$: 1) красный, 2) фиолетовый; 3) синий. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $\text{Cu}(\text{HS})_2$; 2) $(\text{CuOH})_2\text{S}$; 3) CoS ; 4) CuS ; 5) Na_2S .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли AlCl_3 .

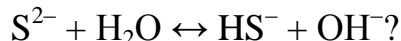
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для раствора соли CuSO_4 по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 26

1. Выбрать из предложенных ниже солей те, которые подвергаются полному гидролизу: 1) $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_3$; 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) NH_4NO_2 ; 4) NaI ; 5) NiS . Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) CuS ; 2) Na_2S ; 3) MgS ; 4) CaS ; 5) KHS ; 6) K_2S .

4. Напишите сокращенно ионно-молекулярное уравнение гидролиза этой соли ZnCl_2 по первой ступени.

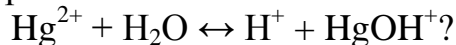
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора соли $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 27

1. Даны соли: 1) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) Na_2SO_3 ; 4) Na_3PO_4 ; 5) AgNO_3 . Определите, растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. Какую реакцию среды имеет раствор ортофосфата калия? Напишите уравнение гидролиза по первой ступени. Ответ обоснуйте.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; 2) HgS ; 3) HgCO_3 ; 4) HgCl_2 ; 5) HgSiO_3 ; 6) HgSO_4 .

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли NiSO_4 по первой ступени.

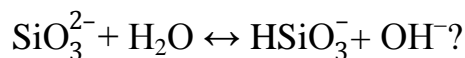
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для раствора соли NH_4CN с концентрацией 0,01 М ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 28

1. Даны соли: 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 2) ZnCl_2 ; 3) NaBr ; 4) NaNO_2 ; 5) K_2CO_3 . Определите, растворы, каких солей имеют $\text{pH} < 7$. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование кислых солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



1) CaSiO_3 ; 2) CuSiO_3 ; 3) Na_2SiO_3 ; 4) PbSiO_3 ; 5) K_2SiO_3 ; 6) FeSiO_3 .

4. Определите, какая из приведенных ниже солей подвергается полному гидролизу по катиону и аниону: 1) Na_2S ; 2) PbCl_2 ; 3) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$; 4) KCl ; 5) MgSO_4 . Напишите ионно-молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

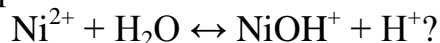
5. Вычислите константу гидролиза и степень гидролиза для 0,01 М раствора соли ZnCl_2 по первой ступени ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 29

1. Выбрать из предложенных ниже солей те, которые подвергаются полному гидролизу: 1) KCl ; 2) AgNO_3 ; 3) $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$; 4) Na_2CO_3 ; 5) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$. Напишите уравнения гидролиза по 1 ступени для выбранных вами солей.

2. Какая соль сильнее подвергается гидролизу 1) K_2CO_3 или K_2SO_3 в растворе одинаковой концентрации. Ответ обосновать.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) NiCO_3 ; 2) NiS ; 3) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; 4) NiCl_2 ; 5) NiSO_3 ; 6) NiSO_4 .

4. Напишите сокращенно ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли Na_2SO_3 по первой ступени.

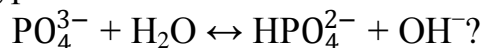
5. Вычислите константу и степень гидролиза для соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ($t = 25^\circ\text{C}$).

Вариант 30

1. Выбрать из ниже приведенных солей те, которые гидролизуются по аниону: 1) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) Na_2SO_3 ; 4) Na_3PO_4 ; 5) AgNO_3 . Напишите уравнения гидролиза по первой ступени для выбранных вами солей.

2. При гидролизе, каких солей (см. вопрос 1) возможно образование основных солей. Приведите уравнение данного процесса.

3. Гидролиз, каких солей протекает в соответствии со следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



Ответы: 1) Na_3PO_4 ; 2) $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3$; 3) AlPO_4 ; 4) FePO_4 ; 5) K_3PO_4 ; 6) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

4. Напишите сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли CoCl_2 по первой ступени.

5. Вычислите константу и степень гидролиза соли NH_4HCO_3 ($t = 25^\circ\text{C}$).

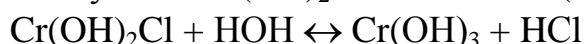
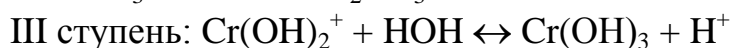
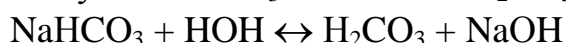
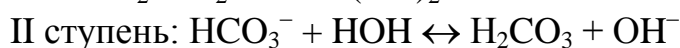
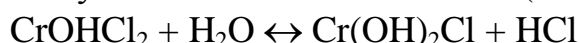
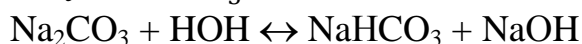
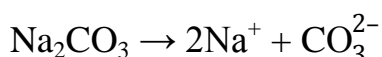
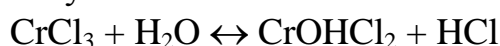
3. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ, ВЗАИМНО УСИЛИВАЮЩИХ ГИДРОЛИЗ ДРУГ ДРУГА

При смешивании раствора соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, с раствором соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием, гидролиз каждой из них усиливается, если образуется молекулы более слабого электролита, выделяется газ, выпадает осадок или образуется газ и осадок одновременно, т.е. гидролиз происходит необратимо, до конца.

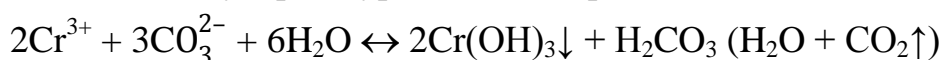
Например, в растворах солей CrCl_3 и Na_2CO_3 гидролиз обуславливают соответственно катион Cr^{3+} и анион CO_3^{2-} . Гидролиз ионов, взятых порознь, обычно ограничивается первой ступенью. В растворе CrCl_3 $\text{pH} < 7$, а в растворе Na_2CO_3 $\text{pH} > 7$.

При смешивании растворов солей происходит связывание H^+ из первого раствора и с ионами OH^- из второго, в результате чего образуются молекулы малодиссоциирующей воды, что смещает равновесие обеих реакций вправо, активизирует последующие ступени гидролиза с образованием продуктов полного разложения солей:

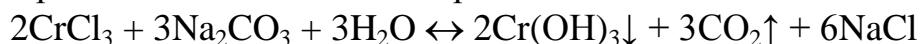
Совместный гидролиз солей CrCl_3 и Na_2CO_3



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



Уравнение совместного гидролиза

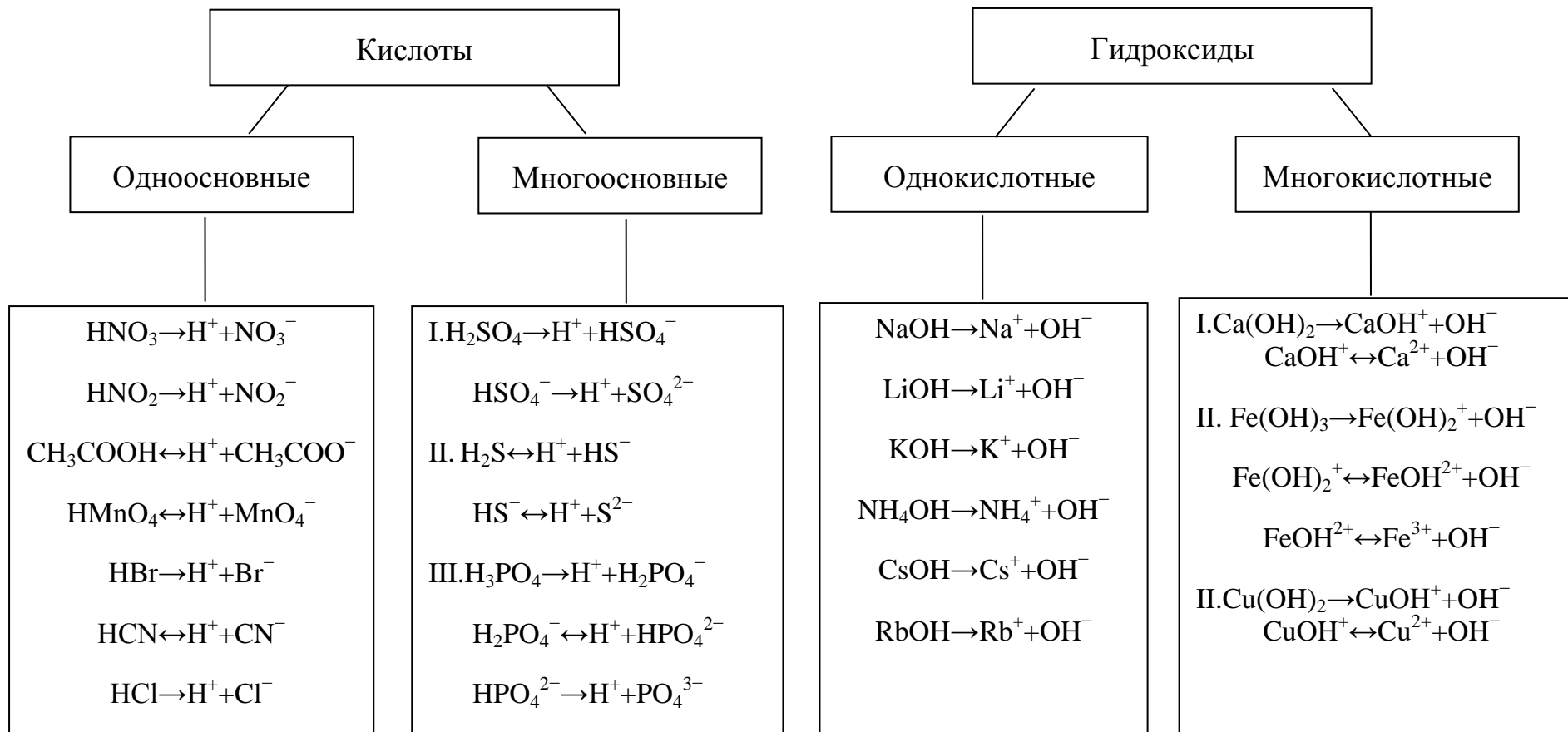


По схеме взаимного усиления гидролиза, приводящего к образованию кислоты и основания, взаимодействуют соли Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} с растворами сульфидов и карбонатов щелочных металлов. В осадок выпадают не сульфиды и карбонаты, а их гидроксиды.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Электролитическая диссоциация некоторых кислот и гидроксидов

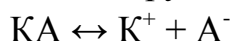


Сильные и слабые электролиты

В водных растворах сила электролитов, то есть способность их диссоциировать на ионы, зависит от строения молекулы, вида химической связи в ней, энергии связи, поляризуемости связи и т.д.

Количественной характеристикой силы электролита может быть константа диссоциации K_d и степень диссоциации α .

В общем виде для электролита, диссоциирующего по уравнению

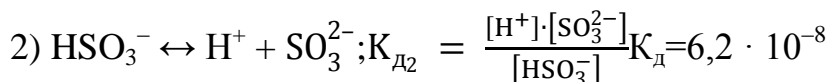
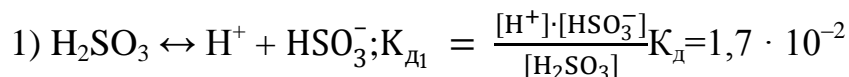


константа диссоциации K_d имеет вид

$$K_d = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$$

По величине K можно определить силу электролита: чем больше величина K_d тем сильнее электролит.

Если электролит диссоциирует ступенчато, то каждая ступень характеризуется своей константой диссоциации. Например, диссоциация H_2SO_3 происходит в две степени:



По величине K_{d1} и K_{d2} можно сделать вывод, что первый ион водорода отрывается от молекулы кислоты легче, чем второй ($K_{d1} > K_{d2}$) как с отрывом первого иона водорода возрастает отрицательный заряд кислотного остатка, который прочнее связывает второй ион водорода (приложение 1).

Суммарному уравнению $1) H_2SO_3 \leftrightarrow 2H^+ + SO_3^{2-}$ соответствует суммарная константа диссоциации $K_{d(сумм)} = K_{d1} \cdot K_{d2}$?

Константа диссоциации K_d в водных растворах зависит от природы электролита (табл. П. 1), температуры (табл. П. 2) и не зависит от его концентрации в растворе. По величине K_d (см. табл. П. 1) все электролиты в водных растворах условно можно разделить на 2 группы: Первая группа – слабые, электролиты ($K_d < 1$). Сюда относятся: H_2S , HF , H_2CO_3 , HNO_2 , H_2SO_3 , CH_3COOH , HCN , мало растворимые в воде гидроксиды металлов, H_2O , NH_4OH и др.

Вторая группа сильные электролиты ($K_d > 1$). К ним относятся: HNO_3 , H_2SO_4 , HBr , HI , KOH , $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ большинство солей.

В водных растворах молекулы сильных электролитов, как правило, все ионизированы, недиссоциированных молекул почти нет. Сильные электролиты-это молекулы, имеющие ионную или полярную легко поляризуемую связь.

Молекулы слабых электролитов имеют полярную мало-поляризуемую связь. В водных растворах таких электролитов только часть молекул распадается на ионы, а большая их часть остается недиссоциированными.

Количественная характеристика силы электролита – константа диссоциации K_d связана с изменением изобарного потенциала ΔG уравнением $\Delta G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln K_d$, или $\Delta G = -2,303R \cdot T \cdot \lg K_d$. Из уравнения следует, что при $\Delta G < 0$, $K_d > 1$, то есть в равновесной смеси преобладают продукты диссоциации (ионы) и их тем больше, чем меньше ΔG° или больше K_d . Такое состояние характерно для сильных электролитов. Если $\Delta G^\circ > 0$, то $K_d < 1$. Это значит, что в равновесной смеси преимущественно находятся исходные продукты (недиссоциированные молекулы электролита) и их тем больше, чем больше ΔG° или меньше величина K_d . Это состояние характерно для слабых электролитов. Таким образом, для сильных электролитов величина $K_d > 1$, для слабых электролитов величина $K_d < 1$ (табл. П. 1).

Кроме константы диссоциации, количественной характеристикой равновесного состояния диссоциации электролита может быть его степень диссоциации α , которая показывает, какая часть молекул электролита распалась на ионы:

$$\alpha = \frac{a}{n} \text{ или } \alpha = \frac{a}{n} \cdot 100 \%$$

где a – число молей электролита, распавшихся в растворе на ионы;

n – общее число растворенных молей электролита.

Степень электролитической диссоциации зависит от строения молекул электролита, от связей в этих молекулах, от температуры, концентрации, природы растворителя и его диэлектрической постоянной.

Таблица П. 1

Константы диссоциации некоторых электролитов при 25 °С

Электролит	Степень	Кд	Электролит	Степень	Кд
H ₂ O		1,8 · 10 ⁻¹⁶			
Кислоты			Основания		
H ₂ CO ₃	I	4,3 · 10 ⁻⁷	NaOH		5,9
	II	5,6 · 10 ⁻¹¹	Ni(OH) ₂	I	
H ₂ SO ₃	I	1,7 · 10 ⁻²		II	2,5 · 10 ⁻⁵
	II	6,2 · 10 ⁻⁸	Co(OH) ₂	I	
H ₂ S	I	5,7 · 10 ⁻⁸		II	4,0 · 10 ⁻⁵
	II	1,2 · 10 ⁻¹⁵	Fe(OH) ₃	I	4,8 · 10 ⁻¹⁰
H ₃ PO ₄	I	7,5 · 10 ⁻³		III	3,0 · 10 ⁻¹²
	II	6,2 · 10 ⁻⁸	Fe(OH) ₂	I	
	III	2,2 · 10 ⁻¹³		II	1,3 · 10 ⁻⁴
H ₂ SiO ₃	I	2,2 · 10 ⁻¹⁰	Zn(OH) ₂	I	4,4 · 10 ⁻⁵
	II	1,6 · 10 ⁻¹²		II	1,5 · 10 ⁻⁹
CH ₃ COOH		1,85 · 10 ⁻⁵	NH ₄ OH		1,79 · 10 ⁻⁵
HNO ₂		4,6 · 10 ⁻⁴	Cd(OH) ₂	I	3,0 · 10 ⁻⁵
				II	4,0 · 10 ⁻⁷
HCN		7,2 · 10 ⁻¹⁰	KOH		2,9
HCl		1,0 · 10 ⁷	Cu(OH) ₂	II	4,3 · 10 ⁻²
HBr		1,0 · 10 ⁹		II	3,4 · 10 ⁻⁸
			III	1,0 · 10 ⁻¹⁰	
HNO ₃		3,7	Ca(OH) ₂	II	4,3 · 10 ⁻²
H ₂ SO ₄	I	1,0 · 10 ³	Al(OH) ₃	II	2 · 10 ⁻⁸
	II	1,2 · 10 ⁻²		III	8,0 · 10 ⁻¹⁰
HClO		5,01 · 10 ⁻⁸	Ba(OH) ₂	II	0,23
HF		6,61 · 10 ⁻⁴	Mn(OH) ₂	II	5,0 · 10 ⁻⁴
HI		1,0 · 10 ¹⁰	Be(OH) ₂	II	5,0 · 10 ⁻¹¹
H ₄ SiO ₄	I	1,6 · 10 ⁻¹⁰	Pb(OH) ₂	I	9,6 · 10 ⁻⁴
	II	1,9 · 10 ⁻¹²		II	3,0 · 10 ⁻⁸
HCOOH		1,77 · 10 ⁻⁴	Sn(OH) ₂	I	3,2 · 10 ⁻¹⁰
HClO ₄		1,0 · 10 ¹⁰		II	1,0 · 10 ⁻¹²
HClO ₃		1,0 · 10 ¹	Mg(OH) ₂	II	2,5 · 10 ⁻³

Ионное произведение воды, водородный показатель pH

Вода, являясь слабым электролитом $K_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-16}$, диссоциирует на ионы:



Произведение концентраций ионов H^+ и OH^- при данной температуре есть величина постоянная и называется ионным произведением воды H_2O . Ионное произведение воды K_B при 25 °С

$$K_B = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Изменение величины K_B в зависимости от температуры дано в табл. П. 2.

Таблица П. 2

Ионное произведение воды	Температура, °С			
	10	25	70	100
K_B	$0,36 \cdot 10^{-14}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	$21 \cdot 10^{-14}$	$74 \cdot 10^{-14}$

В водных растворах реакция среды зависит от соотношения концентрации ионов H^+ и OH^- .

В нейтральной среде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ г-ион/л.

В кислой среде $[H^+] > [OH^-]$ или $[H^+] > 10^{-7}$ г-ион/л.

В щелочной среде $[H^+] < [OH^-]$ или $[H^+] < 10^{-7}$ г-ион/л.

Вместо концентрации ионов водорода пользуются водородным показателем $pH = -\lg[H^+]$.

Тогда в нейтральной среде $pH = 7$,

в кислой среде $pH < 7$,

в щелочной среде $pH > 7$.

Для определения pH раствора используют различные индикаторы: универсальный, метиловый оранжевый, лакмус, фенолфталеин т.д.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для химико-технологических специальностей вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2006. – 742 с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2006. – 727 с.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: «ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС», 2008. – 240 с.
4. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 2000. – 588 с.
5. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2009. – 559 с.
6. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник по направлению и специальности «Химия» / Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2000. – 526 с.
7. Хомченко, Г.П. Пособие для поступающих в вузы / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – М.: Издательство «Дрофа», 2000. – 462 с.

О Г Л А В Л Е Н И Е

1. Растворы электролитов.....	3
1.1. Основные положения теории электролитической диссоциации.....	3
1.2. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.....	4
1.3. Закон разбавления Оствальда.....	5
1.4. Диссоциация воды.....	8
1.5. Произведение растворимости.....	8
1.6. Ионно-обменные реакции.....	10
1.7. Задания для самостоятельного решения.....	11
2. Гидролиз солей	
2.1. Гидролиз солей, рН раствора соли.....	24
2.2. Константа и степень гидролиза соли.....	25
2.3. Порядок составления уравнений гидролиза солей.....	26
2.4. Гидролиз многозарядных ионов.....	29
2.5. Влияние температуры на гидролиз.....	30
2.6. Влияние концентрации на гидролиз.....	31
2.7. Задания для самостоятельного решения.....	32
3. Взаимодействие растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга.....	43
Приложения	
Приложение 1. Электролитическая диссоциация некоторых кислот и гидроксидов.....	44
Приложение 2. Сильные и слабые электролиты.....	45
Приложение 3. Ионное произведение воды, водородный показатель рН...	48
Библиографический список.....	49