

**Учебное пособие пособие для учителей
химии
и учащихся 10 -11 профильных
классов
по теме:
*«Гидролиз солей»***

Составитель:
учитель химии
МОУ СОШ №6
станции Каневской
Краснодарского края
Калиниченко В.И.

Гидролиз солей.

Общие понятия.

Определение:

Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих частиц.

Гидролиз, дословно, - это разложение водой. Давая такое определение реакции гидролиза солей, мы подчеркиваем, что соли в растворе находятся в виде ионов, и что движущей силой реакции является образование малодиссоциирующих частиц (общее правило для многих реакций в растворах).

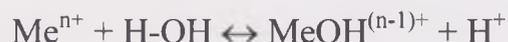
Всегда ли ионы способны образовывать с водой малодиссоциирующие частицы? Разбирая этот вопрос с учениками, отмечаем, что катионы сильного основания и анионы сильной кислоты таких частиц образовать не могут, следовательно, в реакцию гидролиза не вступают.

Какие типы гидролиза возможны? Поскольку соль состоит из катиона и аниона, то возможно три типа гидролиза:

- гидролиз по катиону (в реакцию с водой вступает только катион);
- гидролиз по аниону (в реакцию с водой вступает только анион);
- совместный гидролиз (в реакцию с водой вступает и катион, и анион);

Как катион может взаимодействовать с водой? Учитель сам должен решить, рассматривать ли ему этот вопрос в общем виде, или, в менее сильном классе, на конкретном примере. Отмечаем, что катион это положительная частица, а молекула воды полярна, условно можно представить ее состоящей из положительно поляризованного атома водорода и отрицательно поляризованной гидроксильной группы.

Какую же часть молекулы воды оторвет и присоединит к себе катион? Ученики с удовольствием отвечают: “гидроксильную группу!” Ответ подтверждаем записью уравнения, отмечая обратимость реакции:



Написав формулу образовавшейся частицы, тут же обсуждаем, что это за частица, будет ли она иметь заряд и какой, приходим к выводу, что, как правило, это гидроксокацион. А что останется от молекулы воды? Какую реакцию водного раствора обуславливает избыток этих частиц? Какова будет реакция индикатора? А теперь проверим нашу гипотезу (следует демонстрация опыта).

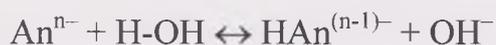
Теперь школьники могут самостоятельно сделать вывод:

Гидролиз по катиону приводит к образованию гидроксокационов и ионов водорода (среда раствора кислая).

Отмечаем, что только иногда, при $n=1$, вместо гидроксокационов получаем молекулы слабого основания.

А может ли гидроксокацион вступить в реакцию со следующей молекулой воды? Сообщаем, что это будет вторая ступень гидролиза, и что каждая следующая ступень протекает в тысячи раз слабее, чем предыдущая, что даже первая ступень протекает обычно на доли процента. Поэтому, как правило, рассматривается только первая ступень гидролиза.

Гидролиз по аниону разбираем аналогично, записываем уравнение:



Подводим учеников к выводу:

Гидролиз по аниону приводит к образованию гидроанионов и гидроксид-ионов (среда раствора щелочная).

Совместный гидролиз. Из самого названия следует, что в этом случае в растворе протекают две выше рассмотренные реакции. Предлагаем школьникам проанализировать их и сделать вывод о реакции среды. Опровергаем (можно экспериментом) представление о том, что среда будет нейтральной. Одинаковое число ионов водорода и гидроксид-ионов только на бумаге. На самом деле здесь протекают две независимые обратимые реакции, и каких ионов в растворе окажется больше, зависит от степени протекания каждой реакции. А это, в свою очередь, зависит от того, что слабее, кислота или основание. Если слабее основание, то в большей степени будет протекать гидролиз по катиону и среда раствора будет кислой. Если слабее основание – наоборот. Как исключение, возможен случай, когда среда будет почти нейтральной, но это только исключение.

Одновременно обращаем внимание учащихся на то, что связывание гидроксид-ионов и ионов водорода в воду приводит к уменьшению их концентрации в растворе. Предлагаем вспомнить принцип Ле Шателье и

подумать, как это повлияет на равновесие. Подводим их к выводу, что при совместном гидролизе степень его протекания будет значительно выше, и, в отдельных случаях, это может привести к полному гидролизу.

Полный гидролиз. Для полного протекания гидролиза нужно, чтобы соль была образована очень слабой кислотой и очень слабым основанием. Кроме того, желательна, чтобы один из продуктов гидролиза, уходил из сферы реакции в виде газа. (Малорастворимые вещества, остающиеся в контакте с раствором, вообще говоря, не уходят из сферы реакции, поскольку все равно, сколько то растворимы.) Поэтому полному гидролизу подвергаются обычно соли газообразных или неустойчивых кислот: сероводородной, угольной, отчасти сернистой. К ним примыкают вещества, которые в обычном понимании уже не являются солями: нитриды, фосфиды, карбиды, ацетилениды, бориды. Полностью гидролизуются также алкоголяты.

Если вернуться к обычным солям, то полностью гидролизующиеся соли (карбонаты, сульфиды алюминия, хрома(III), железа(III)) нельзя получить реакциями обмена в водных растворах. Вместо ожидаемых продуктов в результате реакции мы получим продукты гидролиза. Гидролиз осложняет протекание многих других реакций обмена. Так, при взаимодействии карбоната натрия с сульфатом меди в осадок обычно выпадает основной карбонат меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

В таблице растворимости для полностью гидролизующихся солей стоит прочерк. Однако прочерк может стоять по другим причинам: вещество не изучено, разлагается в ходе окислительно-восстановительной реакции, и т.п. Некоторые прочерки в таблице растворимости вызывают удивление. Так, сульфид бария хорошо известен и растворим (как и сульфиды других щелочноземельных металлов). Гидролиз этих солей протекает только по аниону.

Алгоритм написания уравнений гидролиза.

Когда школьники поняли суть реакции гидролиза, даем (а лучше составляем вместе с ними) алгоритм написания уравнений гидролиза. Рассмотрим его на конкретных примерах.

1. Определяем тип гидролиза. На этом этапе школьники могут написать уравнение диссоциации соли. Можно дать им “правило цепочки”: цепочка рвется по слабому звену, гидролиз идет по иону слабого электролита.

Пример 1. Гидролиз сульфата меди(II): $\text{CuSO}_4 = \underline{\text{Cu}^{2+}} + \text{SO}_4^{2-}$

Соль образована катионом слабого основания (подчеркиваем) и анионом сильной кислоты. Гидролиз по катиону.

2. Пишем ионное уравнение гидролиза, определяем среду



образуется катион гидроксомеди(II) и ион водорода, среда кислая

3. Составляем молекулярное уравнение. Надо учитывать, что составление такого уравнения есть некоторая формальная задача. Из положительных и отрицательных частиц находящихся в растворе, мы составляем нейтральные частицы, существующие только на бумаге. В данном случае мы можем составить формулу $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, но для этого наше ионное уравнение мы должны мысленно умножить на два. Получаем:



Обращаем внимание, что продукт реакции относится к группе основных солей. Названия основных солей, как и названия средних, следует составлять из названия аниона и названия катиона, в данном случае соль назовем сульфат гидроксомеди(II). (Приставка “ди” не нужна, не говорим же мы “сульфат динатрия”). Называть эту соль “гидрокосульфат меди”, на наш взгляд, значит нарушать всю логику номенклатуры солей. Разве есть в растворе, или в узлах кристаллической решетки частица “гидрокосульфат”? Нет! А катион гидроксомеди есть. В дальнейшем этот подход распространяется на номенклатуру комплексных солей.

Пример 2. Гидролиз ортофосфата рубидия.

1. Определяем тип гидролиза.



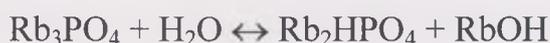
Рубидий – щелочной металл, его гидроксид сильное основание, фосфорная кислота, особенно по своей третьей стадии диссоциации, отвечающей образованию фосфатов – слабая кислота. Гидролиз по аниону.

2. Пишем ионное уравнение гидролиза, определяем среду



Продукты: гидрофосфат-ион и гидроксид-ион среда щелочная.

3. Составляем молекулярное уравнение.



Получили кислую соль – гидрофосфат рубидия.

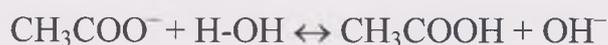
Пример 3. Ацетат алюминия

1. Определяем тип гидролиза.



Соль слабого основания и слабой кислоты – совместный гидролиз.

2. Ионные уравнения гидролиза, среда.



Учитывая, что гидроксид алюминия очень слабое основание, предположим, что гидролиз по катиону будет протекать в большей степени, чем по аниону, следовательно, в растворе будет избыток ионов водорода и среда будет кислая.

Не стоит пытаться составлять здесь “суммарное” уравнение реакции. Обе реакции обратимы, никак друг с другом не связаны, и такое суммирование бессмысленно.

3. Составляем молекулярное уравнение.



Тоже как формальное упражнение, для тренировки в составлении формул солей и их номенклатуре. Полученную соль назовем ацетат гидроксиалюминия.

Факторы, влияющие на степень гидролиза.

Поскольку гидролиз обратимая реакция, то на состояние равновесия гидролиза влияют температура, концентрации участников реакции, добавки посторонних веществ. Если в реакции не участвуют газообразные вещества, практически не влияет давление. Исключается из рассмотрения вода, так как ее концентрация в водных растворах практически постоянна (~55 моль/л). Так для наших примеров 1 и 2 выражения констант равновесия (констант гидролиза) имеют вид:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{CuOH}^+][\text{H}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]} \quad \text{и} \quad K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{OH}^-]}{[\text{PO}_4^{3-}]}$$

Температура. Поскольку реакция гидролиза эндотермическая, то

повышение температуры смещает равновесие в системе вправо, степень гидролиза возрастает.

Концентрация продуктов гидролиза. В соответствии с принципом Ле Шателье, повышение концентрации ионов водорода (для примера 1) приведет к смещению равновесия влево. Степень гидролиза будет уменьшаться. Также будет влиять увеличение концентрации гидроксид-ионов для реакции рассмотренной в примере 2.

Концентрация соли. Рассмотрение этого фактора приводит к парадоксальному выводу: равновесие в системе смещается вправо, в соответствии с принципом Ле Шателье, но степень гидролиза уменьшается. Понять это помогает константа равновесия. Да, при добавлении соли, то есть фосфат-ионов (пример 2), равновесие будет смещаться вправо, концентрация гидрофосфат и гидроксид-ионов будет возрастать. Но из рассмотрения константы равновесия этой реакции ясно, что для того, чтобы увеличить концентрацию гидроксид-ионов вдвое, нам надо концентрацию фосфат-ионов увеличить в 4 раза! Ведь значение константы должно быть неизменным. А это значит, что степень гидролиза, под которой можно понимать отношение $[\text{OH}^-] / [\text{PO}_4^{3-}]$, уменьшится вдвое.

Разбавление. Этот фактор означает одновременное уменьшение концентрации всех частиц в растворе (не считая воды). В соответствии с принципом Ле Шателье, такое воздействие приводит к смещению равновесия в сторону реакции, идущей с увеличением числа частиц. Реакция гидролиза протекает (без учета воды!) с увеличением числа частиц. Следовательно при разбавлении равновесие смещается в сторону протекания этой реакции, вправо, степень гидролиза возрастает. К этому же выводу придем из рассмотрения константы гидролиза.

Добавки посторонних веществ могут влиять на положение равновесия в том случае, когда эти вещества реагируют с одним из участников реакции. Так, при добавлении к раствору сульфата меди (пример 1) раствора гидроксида натрия, содержащиеся в нем гидроксид-ионы будут взаимодействовать с ионами водорода. В результате их концентрация уменьшится, и, по принципу Ле Шателье, равновесие в системе сместится вправо, степень гидролиза возрастет. А если к тому же раствору добавить раствор сульфида натрия, то равновесие сместится не вправо, как можно было бы ожидать (взаимное усиление гидролиза) а наоборот, влево, из-за связывания ионов меди в практически нерастворимый сульфид меди.

Практическое применение.

На практике с гидролизом учителю приходится сталкиваться, например при приготовлении растворов гидролизующихся солей (ацетат свинца,

например). Обычная “методика”: в колбу наливается вода, засыпается соль, взбалтывается. Остается белый осадок. Добавляем еще воды, взбалтываем, осадок не исчезает. Добавляем из чайника горячей воды – осадка кажется еще больше... А причина в том, что одновременно с растворением идет гидролиз соли, и белый осадок, который мы видим это уже продукты гидролиза – малорастворимые основные соли. Все наши дальнейшие действия, разбавление, нагревание, только усиливают степень гидролиза. Как же подавить гидролиз? Не нагревать, не готовить слишком разбавленных растворов, и поскольку главным образом мешает гидролиз по катиону – добавить кислоты. Лучше соответствующей, то есть уксусной.

В других случаях степень гидролиза желательно увеличить, и чтобы сделать щелочной моющей раствор бельевой соды более активным, мы его нагреваем – степень гидролиза карбоната натрия при этом возрастает.

Важную роль играет гидролиз в процессе обезжелезивания воды методом аэрации. При насыщении воды кислородом, содержащийся в ней гидрокарбонат железа(II) окисляется до соли железа(III), значительно сильнее подвергающегося гидролизу. В результате происходит полный гидролиз и железо отделяется в виде осадка гидроксида железа(III).

На этом же основано применение солей алюминия в качестве коагулянтов в процессах очистки воды. Добавляемые в воду соли алюминия в присутствии гидрокарбонат-ионов полностью гидролизуются и объемистый гидроксид алюминия коагулирует, увлекая с собой в осадок различные примеси.

Степень гидролиза

Под *степенью гидролиза* подразумевается отношение части соли, подвергшейся гидролизу, к общей концентрации её ионов в растворе.

Обозначается α (или $h_{\text{гидр}}$);

$$\alpha = (c_{\text{гидр}}/c_{\text{общ}}) \cdot 100\%$$

где $c_{\text{гидр}}$ - число молей гидролизованной соли, $c_{\text{общ}}$ - общее число молей растворённой соли.

Степень гидролиза соли тем выше, чем слабее кислота или основание, её образующие.

Является **количественной характеристикой гидролиза**.

Константа гидролиза

Константа гидролиза — константа равновесия гидролитической реакции.

Выведем уравнение константы гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:



Уравнение константы равновесия для данной реакции будет иметь вид:

$$\frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-][\text{H}_2\text{O}]} = K \quad \text{или} \quad \frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = K[\text{H}_2\text{O}]$$

Так как концентрация молекул воды в растворе постоянна, то произведение двух постоянных $K[\text{H}_2\text{O}]$ можно заменить одной новой — константой гидролиза:

$$\frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = K[\text{H}_2\text{O}] = K_{\Gamma}$$

Численное значение константы гидролиза получим, используя ионное произведение воды $K_{\text{H}_2\text{O}}$ и константу диссоциации азотистой кислоты K_{HNO_2} :

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$[\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}/[\text{H}^+]$$

подставим в уравнение константы гидролиза:

$$\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}[\text{HNO}_2]}{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HNO}_2}} = K_{\Gamma}$$

В общем случае для соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_a}, \text{ где } K_a \text{ — константа диссоциации слабой кислоты, образующейся при гидролизе}$$

для соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_b}, \text{ где } K_b \text{ — константа диссоциации слабого основания, образующегося при гидролизе}$$

для соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием:

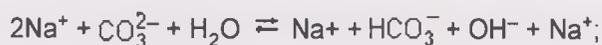
$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_a K_b}$$

▲ Рассмотрим гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 . Для составления уравнений гидролиза Na_2CO_3 по ступеням исходим из следующего положения. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой. Ион CO_3^{2-} слабой кислоты будет связывать ионы водорода воды. Поскольку ион CO_3^{2-} несет два отрицательных заряда, то следует рассматривать две ступени гидролиза. Для каждой ступени надо уметь записывать три вида уравнений: а) в сокращенной ионной форме; б) в ионной форме; в) в молекулярной форме.

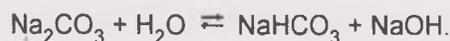
Первая ступень:



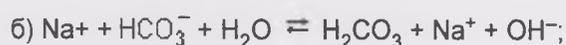
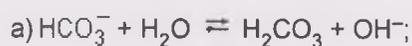
б) к ионам этого уравнения приписываем ионы противоположного знака:



в) записываем ионы предыдущего уравнения в виде химических формул веществ и получаем уравнение гидролиза в молекулярной форме:



Вторая ступень:

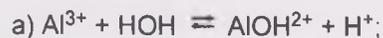


В обычных условиях гидролиз протекает главным образом по первой ступени: ионы CO_3^{2-} связывают ионы водорода H^+ воды, образуя сначала HCO_3^- , и лишь при сильном разбавлении и нагревании следует учитывать гидролиз образовавшейся кислой соли.

Итак, в результате гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, ионы водорода H^+ (от молекул воды H_2O) образуют с ионами CO_3^{2-} устойчивые ионы HCO_3^- . В растворе накапливаются свободные ионы OH^- , поэтому среда становится щелочной, $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

▲ Рассмотрим гидролиз хлорида алюминия AlCl_3 . Соль AlCl_3 образована сильной кислотой HCl и слабым основанием $\text{Al}(\text{OH})_3$. При гидролизе ион Al^{3+} будет отрывать гидроксид-ионы OH^- от молекул H_2O . Освобождающиеся катионы водорода H^+ обуславливают кислую среду раствора.

Первая ступень:



Вторая ступень:





Реакция по третьей ступени практически не протекает. Ввиду накопления ионов водорода процесс смещается в сторону исходных веществ. Однако разбавление раствора и повышение температуры усиливают гидролиз. Поэтому может происходить гидролиз и по третьей ступени (здесь приведена $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ только в молекулярной форме):



Итак, в растворе $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$.

Гидролиз в заданиях ЕГЭ по химии.

Вопрос А26. (2003г) Фенолфталеин можно использовать для обнаружения в водном растворе соли

- 1) ацетата алюминия
- 2) нитрата калия
- 3) сульфата алюминия
- 4) силиката натрия

Фенолфталеин – индикатор на щелочную среду, в которой он принимает малиновую окраску (возможно, для многих камнем преткновения в этом вопросе стало незнание окрасок индикаторов: фенолфталеина, лакмуса, метилоранжа). В растворе соли щелочная среда может возникнуть при гидролизе по аниону.. Анализируем:

- 1) ацетат алюминия, рассмотрено выше, совместный гидролиз, среда слабокислая;
- 2) нитрат калия, кислота и основание сильные, гидролиз не идет, среда нейтральная;
- 3) сульфат алюминия, сильная кислота и слабое основание, гидролиз по катиону, среда кислая;
- 4) силикат натрия, слабая кислота и сильное основание, гидролиз по аниону, среда щелочная:
$$\text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HSiO}_3^- + \text{OH}^- .$$

Правильный ответ: 4.

Вопрос А29 (демонстрационный вариант 2005 г)

Среда раствора карбоната калия

- 1) щелочная
- 2) кислая
- 3) нейтральная
- 4) слабокислая

Рассматриваем аналогично, Правильный ответ: 1.

Вопрос В5. (демонстрационный вариант 2005 г)

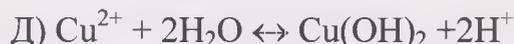
Установите соответствие между формулой соли и ионным уравнением гидролиза этой соли.

ФОРМУЛА
СОЛИ

- 1) CuSO_4
- 2) K_2CO_3
- 3) CH_3COONa

ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ

- А) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
- Б) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
- В) $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$
- Г) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$



Пример не слишком удачного вопроса. С одной стороны, трудно на него не ответить, исходя из простого сопоставления формул в левой и правой колонке. Про гидролиз можно при этом ничего не знать. С другой стороны, оба ионных уравнений для катиона меди можно считать правильными. Второе уравнение мы бы назвали суммарным для двух стадий гидролиза, и отметили бы, что степень протекания реакции по нему чрезвычайно мала. Только на основе этого мы выберем первое уравнение. Окончательный ответ: ВГАБ

Вопрос В3. (2004 г) Установите соответствие между условиями и состоянием химического равновесия процесса гидролиза солей.

УСЛОВИЯ СМЕЩЕНИЯ
РАВНОВЕСИЯ

ХИМИЧЕСКОЕ
РАВНОВЕСИЕ

- | | |
|-----------------------------------|---------------------|
| 1) нагревание раствора | А) смещается влево |
| 2) добавление продуктов гидролиза | Б) смещается вправо |
| 3) охлаждение раствора | В) не смещается |
| 4) разбавление раствора | |

Используя установленные выше закономерности, придем к правильному ответу: БААБ

С1. (2004 г) Как скажется на состоянии химического равновесия в системе



- 1) добавление H_2SO_4
 - 2) добавление KOH
 - 3) нагревание раствора?
- Ответ обоснуйте.

При ответе на этот вопрос надо учитывать, что добавляемые вещества – электролиты. Поставляемые ими ионы могут, как непосредственно влиять на равновесие, так и взаимодействовать с одним из ионов, участвующих в обратимой реакции.



повышение концентрации ионов водорода приводит, по принципу Ле Шателье, к смещению равновесия в системе влево.

2) добавление КОН: $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$; $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$; гидроксид-ионы связывают ионы водорода в малодиссоциирующее вещество, воду. Снижение концентрации ионов водорода приводит, по принципу Ле Шателье, к смещению равновесия в системе вправо.

3) нагревание раствора. По принципу Ле Шателье, повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону протекания эндотермической реакции, т.е. – вправо.

Ответ, включающий все три элемента, оценивался в 3 балла.

Попробуйте самостоятельно ответить на следующие вопросы:

Вопрос А26. (2003 г) Между собой водные растворы сульфата и фосфата натрия можно различить с помощью

- 1) гидроксида натрия
- 2) серной кислоты
- 3) фенолфталеина
- 4) фосфорной кислоты

Вопрос В3. (2003 г). Установите соответствие между названиями солей и средой их растворов.

НАЗВАНИЕ СОЛИ	СРЕДА РАСТВОРА
1) нитрит калия	А) кислая
2) сульфат железа	Б) нейтральная
3) карбонат калия	В) щелочная
4) хлорид алюминия	

Вопрос В3. (2004 г) Установите соответствие между формулой соли и способностью этой соли к гидролизу.

ФОРМУЛА СОЛИ	СПОСОБНОСТЬ К ГИДРОЛИЗУ
1)	А) гидролиз по катиону

Тесты.

1. В 1 л чистой воды при комнатной температуре количество вещества (моль) равно

- а) 1 б) 22,4 в) 27,78 г) 55,56

2—3. С учетом степени диссоциации воды, равной $2 \cdot 10^{-7}$ %, количество (моль)

2. катиона водорода H^+ 3. гидроксид-иона OH^-

в 1 л воды при комнатной температуре равно

- а) $1 \cdot 10^{-7}$ б) $6 \cdot 10^{-7}$ в) $6 \cdot 10^{-6}$ г) $1 \cdot 10^{-5}$

4—5. По данным предыдущего теста (см. 2—3) число

4. катионов водорода 5. гидроксид-ионов

в 1 л воды — это

- а) $7 \cdot 10^{18}$ б) $6 \cdot 10^{20}$ в) $7 \cdot 10^{22}$ г) $6 \cdot 10^{23}$

6. Гидролиз соли — это взаимодействие с водой

а) катионов или анионов любой (по растворимости) соли

б) катионов или анионов некоторых растворимых солей

в) сопровождающееся выпадением осадка

г) сопровождающееся выделением газа

7. Имеет смысл говорить о гидролизе соли, если она

а) нерастворима в воде

б) растворима в воде

в) нерастворима в воде и образована катионом щелочи

г) растворима в воде и образована катионом любого гидроксида металла, кроме щелочей

8. Процесс гидролиза соли изображается уравнениями (более одного правильного ответа)

а) электролитической диссоциации соли в воде

б) образования соли из оксидов в присутствии воды

в) реакции нейтрализации с образованием соли и воды

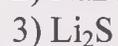
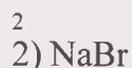
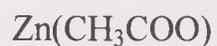
г) взаимодействия аниона или катиона соли с водой

9—11. Гидролизуемые соли — это (более одного правильного ответа)

9.

а) $NaClO_4$ в) BaP_2

б) $Mn(NO_3)_2$ г) Li_2CO_3



Б) гидролиз по аниону

В) гидролиз по катиону и аниону

Г) гидролизу не подвергается

Вопрос С1. (2003 г) Сульфид-ион – типичный протолит. Напишите уравнение протолита (гидролиза) сульфид-иона в водном растворе по первой ступени. Укажите среду этого раствора. Как скажется добавление гидроксида натрия на степень протолита сульфид-ионов? (3 балла)

Подводя итог, отметим, что в рамках школьного курса в реакциях гидролиза солей нет ничего чрезмерно сложного для понимания школьника. Здесь используются общие правила написания ионных уравнений, общие представления о смещении химического равновесия, общий подход к номенклатуре солей, краткий и удобный алгоритм написания уравнений. Хочется надеяться, что изложенный материал поможет вам и вашим ученикам.

ЛИТЕРАТУРА

1. Химия. Учебное пособие для поступающих в ВолгГТУ. Составители С.М.Москвичёв, Н.Н. Литинская и др. Волгоград. ВолгГТУ. 2004.
2. Энциклопедия для детей. Химия. Том 17. Гл. редактор В.А.Володин. М. Аванта +. 2000.
3. Учебно-тренировочные материалы для подготовки к ЕГЭ. Химия. А.А. Каверина, Д. Ю. Добротин, А.С. Корощенко, Ю.Н. Медведев. М. Интеллект – центр. 2004.
4. Пособие по химии для старших классов. 8-11 классы. Н.Е. Кузьменко. В.В. Ерёмин. В.А.Попков. М. Оникс 21 век. 2003.
5. Химия для абитуриентов. От средней школы к ВУЗу. Р.А, Лидин. В.А. Молочко. М. Химия. 1993.
6. Методические рекомендации по использованию учебников Л.С. Гузеев, Р.П. Суровцева, Г.Г. Лысовой «Химия-10», «Химия-11». При изучении химии на базовых и профильных уровнях. М. Дрофа. 2004.
7. Химия-9. Учебник для общеобразовательных учебных заведений. Л.С. Гузей, Р.П. Суровцева, В.В. Сорокин М. Дрофа. 2002.

10.

- а) AlBr_3 в) KClO
б) KClO_3 г) AgBr

11.

- а) NaF в) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
б) NaI г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

12. При гидролизе соли по аниону взаимодействует с водой

- а) анион любой кислоты
б) анион любой слабой кислоты
в) анион любой сильной кислоты
г) не знаю

13—16. В ряду растворимых солей

13. $\text{FeSO}_4(\text{A})$ — $\text{AgNO}_3(\text{B})$ — $\text{CsNO}_2(\text{B})$ — $\text{CsCl}(\text{Г})$ —
— $\text{Rb}_2\text{S}(\text{Д})$

14. $\text{NaCl}(\text{A})$ — $\text{RbF}(\text{Б})$ — $\text{CaBr}_2(\text{B})$ — $\text{CuSO}_4(\text{Г})$ —
— $\text{Cs}_2\text{CO}_3(\text{Д})$

15. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{A})$ — $\text{CsBrO}(\text{Б})$ — $\text{Cs}_2\text{SeO}_3(\text{B})$ — $\text{NiSO}_4(\text{Г})$ —
— $\text{MnI}_2(\text{Д})$

16. $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2(\text{A})$ — $\text{K}_3\text{AsO}_3(\text{Б})$ — $\text{KNO}_3(\text{B})$ —
— $\text{Rb}_3\text{PO}_4(\text{Г})$ — $\text{LiClO}_3(\text{Д})$

подвергаются гидролизу по аниону только вещества

- а) Б, В б) Б, Г в) Б, Д г) В, Г

17—26. В уравнении гидролиза соли по аниону

- | | |
|-------------------------------|-------------------------------|
| 17. NaF | 22. Na_2S |
| 18. Na_2CO_3 | 23. NaClO |
| 19. Na_3PO_4 | 24. NaNO_2 |
| 20. CaS | 25. Na_2SeO_3 |
| 21. Na_2SiO_3 | 26. NaBrO |

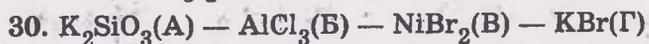
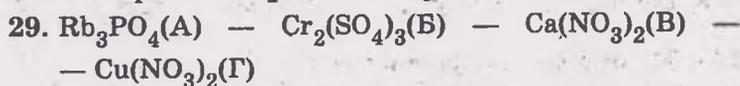
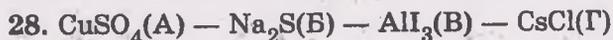
сумма коэффициентов равна

- а) 6 б) 7 в) 8 г) 9

27. При гидролизе соли по катиону взаимодействует с водой

- а) катион щелочи
б) катион гидроксида любого металла
в) катион любого гидроксида металла, кроме щелочей
г) не знаю

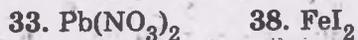
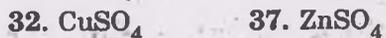
28—30. В ряду растворимых солей



подвергаются гидролизу по катиону только вещества

- а) А, В б) А, В в) В, В г) Б, Г

31—40. Для гидролиза соли по катиону



сумма коэффициентов в уравнении — это

- а) 7 б) 8 в) 9 г) 10

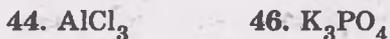
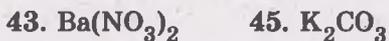
41—42. В растворе соли, гидролизуемой

41. по катиону 42. по аниону

химическая среда

- а) щелочная в) нейтральная
б) кислотная г) может быть любой

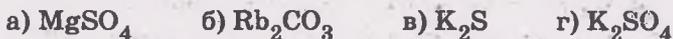
43—46. Бесцветный раствор соли



окрасится лакмусом в ... цвет:

- а) красный в) синий
б) зеленый г) фиолетовый

47. В малиновый цвет окрасятся фенолфталеином, бесцветные растворы солей (более одного правильного ответа)



48—51. Бесцветный раствор соли



окрасится метилоранжем в ... цвет:

- а) оранжевый в) синий
б) желтый г) розовый

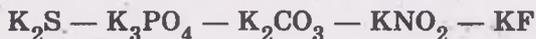
52. Степень гидролиза увеличивается слева направо по ряду солей



с одинаковым содержанием в растворе, следовательно, число катионов водорода по этому ряду

- а) уменьшается слева направо
б) увеличивается слева направо
в) увеличивается справа налево
г) не изменяется

53. Степень гидролиза уменьшается слева направо по ряду солей

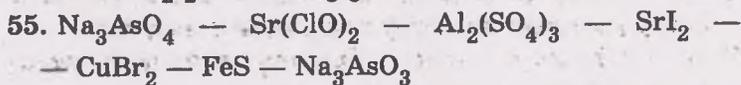
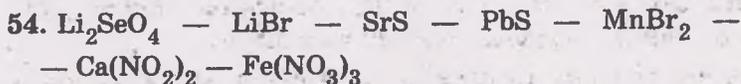


с одинаковым содержанием в растворе, следовательно, число гидроксид-ионов по этому ряду

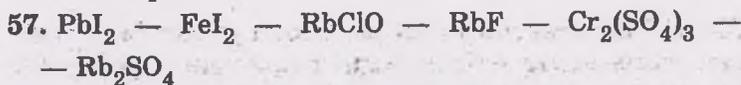
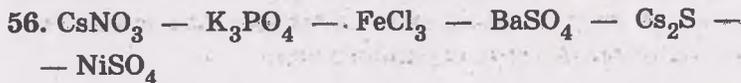
- а) увеличивается слева направо
- б) уменьшается справа налево
- в) увеличивается справа налево
- г) не изменяется

Проверочные задания

54—55. Укажите гидролизуемые и негидролизуемые соли:



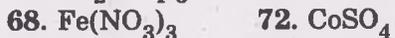
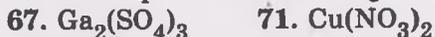
56—57. Распределите соли на негидролизуемые, гидролизуемые по аниону и по катиону:



58—65. Укажите сумму коэффициентов в уравнении гидролиза соли по аниону:



66—73. Определите сумму коэффициентов в уравнении гидролиза соли по катиону:



74—81. Установите тип химической среды (нейтральная, кислотная, щелочная) в растворе соли

74. K_2SeO_3	78. BaS
75. MnI_2	79. CsBr
76. $Sr(NO_3)_2$	80. $Zn(NO_3)_2$
77. $Cr_2(SO_4)_3$	81. Na_2SO_3

82. Степень гидролиза соли, аналогично степени диссоциации, определяется как отношение

- числа гидролизованных катионов или анионов к числу растворенных формульных единиц соли
- суммы числа катионов и анионов к числу растворенных формульных единиц соли
- числа взятых катионов или анионов к числу гидролизованных ионов данного вида
- числа гидролизованных катионов или анионов к числу взятых ионов данного вида

83—86. По степени гидролиза соли (указана в скобках) определите число гидроксид-ионов в растворе, приготовленном из 0,1 моль вещества

83. $Ca(ClO)_2$ [0,133%]	85. K_2CO_3 [4,62%]
84. $Ca(NO_2)_2$ [0,001%]	86. K_2S [58,26%]

87—90. По степени гидролиза соли (указана в скобках) рассчитайте число катионов водорода в растворе, приготовленном из 0,1 моль вещества

87. $La_2(SO_4)_3$ [0,001%]	89. $Cr_2(SO_4)_3$ [2,37%]
88. $Al_2(SO_4)_3$ [0,69%]	90. $Fe_2(SO_4)_3$ [10,36%]

Раздел 18

1. г. 2—3. а. 4—5. в. 6. б. 7. г. 8. а, г. 9. б, г. 10. а, в.
11. а, г. 12. б. 13. г. 14. в. 15. а. 16—17. б. 18. в. 19. г.
20. б. 21—22. в. 23—24. б. 25. в. 26. б. 27. в. 28. б. 29. г.
30—31. в. 32. а. 33. б. 34—35. в. 36. г. 37. а. 38—41. б.
42. а. 43. г. 44. а. 45—46. в. 47. б, в. 48—49. г. 50. а. 51—
52. б. 53. в. 54. Гидролизуемые: SrS , MnBr_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$,
 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. 55. Гидролизуемые: $\text{Sr}(\text{ClO})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CuBr_2 ,
 Na_3AsO_3 . 56. По аниону: K_3PO_4 , Cs_2S ; по катиону: FeCl_3 ,
 NiSO_4 . 57. По аниону: RbClO , RbF ; по катиону: FeI_2 ,
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. 58. 8. 59. 9. 60. 7. 61—62. 8. 63. 7. 64. 8. 65. 10.
66. 7. 67. 10. 68. 9. 69. 8. 70. 9. 71. 8. 72. 7. 73. 8.
74. Щелочная. 75. Кислотная. 76. Нейтральная. 77. Кис-
лотная. 78. Щелочная. 79. Нейтральная. 80. Кислотная.
81. Щелочная. 82. г. 83. $1,6 \cdot 10^{20}$ (OH^-). 84. $1,2 \cdot 10^{18}$ (OH^-).
85. $2,8 \cdot 10^{21}$ (OH^-). 86. $3,5 \cdot 10^{22}$ (OH^-). 87. $1,2 \cdot 10^{18}$ (H^+).
88. $8,3 \cdot 10^{20}$ (H^+). 89. $2,8 \cdot 10^{21}$ (H^+). 90. $1,2 \cdot 10^{22}$ (H^+).