

Конспект урока химии по теме « Гидролиз солей» 9 класс с использованием УМК Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г.

Тип урока: урок усвоения новых знаний и закрепления изучаемого материала. Обучение применению изученного материала в упражнениях формата ЕГЭ.

Цели урока:

Образовательные: сформировать понятие о гидролизе солей, научить составлять уравнения реакций гидролиза различных солей; углубить знания учащихся об обратимых химических реакциях; закрепить практические навыки определения среды раствора; совершенствовать умения в работе с тестовыми заданиями разных типов.

Развивающие: развивать у учащихся умения сравнивать и анализировать теоретические сведения, применять их на практике, делать выводы; выделять главное в процессе демонстрации опыта, развивать логическое мышление.

Воспитательные: формировать естественно-научное мировоззрение; информационную культуру.

Методы, используемые на уроке: частично-поисковые.

Оборудование: периодическая таблица химических элементов Д.И.Менделеева; таблица “Кислотность среды”; схема – таблица “Гидролиз солей”; тестовые задания с выбором одного правильного ответа (задания части А ЕГЭ); тестовые задания на соответствие (задания части В ЕГЭ), реактивы растворы солей : хлорида калия, хлорида цинка, карбоната калия.

План урока.

Этапы урока	время	Виды работы
I. Организация начала урока	1 мин	
II. Вводная часть. Постановка темы, целей и задач урока.	3 мин	лабораторный опыт; работа с микролабораториями.
III. Повторение основных важнейших опорных знаний.		фронтальный опрос; работа у доски и в тетрадях.
IV. Актуализация знаний.		беседа.
V. Объяснение нового материала.		рассказ учителя; работа с таблицами; беседа
VI. Обучение употреблению изученного материала в упражнениях формата ЕГЭ.		совместная работа с тестами. самостоятельная работа учащихся с тестовыми заданиями.
VII. Обобщение и закрепление темы.		индивидуальные карточки задания.
VIII. Домашнее задание.		п.10, упр. 1,2 и тест стр.40

План – конспект урока.

Вводная часть. Приветствие учителя.

Учитель: Перед вами находятся растворы солей хлорида калия, хлорида цинка, карбоната калия. Как вы думаете, будут ли растворы индикаторов изменять свою окраску в растворах этих солей.

Ученики делают предположения. Затем проверяют свои предположения

1 и 3 группа раствором индикатора лакмуса;

2 и 4 группы проводят измерения с помощью датчиков лаборатории «Архимед» или другими индикаторами

Делают выводы, что в растворах солей индикатор изменяет свою окраску, а при измерении датчиками рН в растворах разных солей разные показатели рН среды.

Учитель: Отчего же зависит рН среды в растворах солей?

Тема сегодняшнего урока логически продолжает изучение закономерностей протекания химических реакций, смещения равновесия обратимых процессов и является одним из существенных вопросов теории растворов. Понимание процессов, происходящих при гидролизе солей, необходимо для объяснения явлений, происходящих в живых организмах, природных комплексах и системах. Многие вопросы биологии, медицины, гидрологии связаны с явлением гидролиза солей, поскольку он является основой их устойчивости и равновесия.

Повторение основных важнейших опорных знаний.

(фронтальный опрос)

1. Электролиты; сильные и слабые электролиты (определение, представители классов неорганических соединений).
2. Определение солей в свете теории электролитической диссоциации.
3. Классификация солей.
4. Составление уравнений диссоциации солей (хлорида натрия, гидроксохлорида кальция, гидросульфата натрия) на доске.
5. Реакции ионного обмена, условия их протекания.
6. Водородный показатель (рН).

Актуализация знаний. Постановка проблемной задачи.

Вопрос: Какая среда в водных растворах кислот?

Ответ: кислотная, так как присутствуют ионы H^+ .

Вопрос: Какая среда в водных растворах щелочей?

Ответ: щелочная, так как присутствуют гидроксид – ионы OH^- .

Вопрос: Какая среда в воде?

Ответ: нейтральная, так как вода незначительно, но диссоциирует на ионы H^+ и OH^- . Концентрация этих ионов в воде одинакова.

Демонстрационный опыт.

1. К раствору кислоты добавляем несколько капель индикатора лакмуса. Наблюдаем изменение окраски индикатора.
2. К растворам щелочи добавляем несколько капель фенолфталеина, лакмуса. Наблюдаем изменение окраски индикатора.

Вопрос: Какая среда в водных растворах солей? Давайте экспериментально проверим характер среды в растворах выданных вам солей. Результаты опытов запишем в таблицу. Выполнение лабораторного опыта по определению РН среды растворов солей.

Формула и название исследуемой соли	Изменение цвета индикатора		Среда раствора соли
	лакмуса	фенолфталеина	
KCl Хлорид калия	Не изменяется	Не изменяется	Нейтральная
ZnCl ₂ Хлорид цинка	розовый	Не изменяется	кислотная
K ₂ CO ₃ Карбонат калия	синий	малиновый	щелочная

Делаем вывод: в растворах солей нет общих для всех солей ионов (по сравнению с растворами кислот и растворами щелочей). Химические свойства соли определяются свойствами ее катиона и аниона, которые имеются в ее водном растворе.

Объяснение нового материала.

Катионы металлов и анионы кислотных остатков, входящие в состав солей, называют компонентами соли. Катионы – остатки щелочей – и анионы сильных кислот электролитов называют **сильными компонентами соли**. Соответственно катионы и анионы нерастворимых в воде оснований и кислот, а также растворимых, но слабодиссоциирующих электролитов называют **слабыми компонентами соли**. (Работа с таблицей – схемой, раздаточный материал.

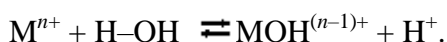
В обменный процесс с водой вступают только те соли, в составе которых есть слабый компонент или оба компонента слабы.

Гидролиз (от греч. *hýdōr* – вода и *lysis* – разложение) – это разложение водой. **Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих частиц.** Давая такое определение реакции гидролиза, мы подчеркиваем, что соли в растворе находятся в виде ионов и движущей силой реакции является образование малодиссоциирующих частиц (общее правило для многих реакций в растворах).

Какие типы гидролиза возможны? Поскольку соль состоит из катиона и аниона, то возможны 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).

Гидролиз по катиону. Как катион может взаимодействовать с водой? Отмечаем, что катион – это положительно заряженная частица, а молекула воды полярна, условно можно представить ее состоящей из положительно заряженного атома водорода и отрицательно заряженной 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:

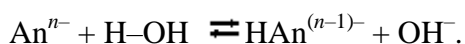


Написав формулу образовавшейся частицы, тут же обсуждаем, что это за частица, будет ли она иметь заряд и какой, приходим к выводу, что, как правило, это гидроксокацион. А что останется от молекулы воды? Какую реакцию водного раствора обуславливает избыток этих частиц? Какова будет реакция индикатора?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

После этого школьники самостоятельно делают вывод: гидролиз по катиону приводит к образованию гидроксокационов и кислой среды раствора.

Отмечаем, что 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, 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, записывая уравнение:



Подводим учеников к выводу: гидролиз по аниону приводит к образованию гидроанионов и щелочной среды раствора.

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 представление о том, что среда будет нейтральной. Одинаковое число ионов водорода и гидроксид-ионов существует 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 кислота – 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, желательно, 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 в какой-то степени 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.

Алгоритм написания уравнений гидролиза: Составляем вместе с ними алгоритм написания уравнений гидролиза. Рассмотрим его на конкретных примерах.

Пример 1. Гидролиз хлорида цинка.

1. Определяем тип гидролиза. На этом этапе школьники могут написать уравнение диссоциации соли: $ZnCl_2 \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2Cl^-$.

Можно дать им “правило цепочки”: цепочка рвется по слабому звену, гидролиз идет по иону слабого электролита. Соль образована катионом слабого основания (подчеркиваем) и анионом сильной кислоты. Идет гидролиз по катиону.

2. Пишем ионное уравнение гидролиза, определяем среду: $Zn^{2+} + H-OH \rightleftharpoons ZnOH^+ + H^+$.

Образуется катион гидроксицинка 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. Получаем: $ZnCl_2 + H_2O \rightleftharpoons (ZnOH)Cl + HCl$.

Обращаем внимание, что продукт реакции относится к группе основных солей.

Пример 2. Гидролиз карбоната калия.

1. Определяем тип гидролиза: $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{2-}$.

Калий – щелочной металл, его гидроксид – сильное основание, угольная кислота, слабая кислота. Идет гидролиз по аниону.

2. Пишем ионное уравнение гидролиза, определяем среду: $CO_3^{2-} + H-OH \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

Продукты – гидрокарбонат– и гидроксид-ионы, среда – щелочная.

3. Составляем молекулярное уравнение: $K_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons KHCO_3 + KOH$.

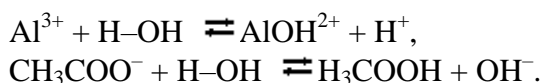
Получили кислую соль – гидрокарбонат калия.

Пример 3. Гидролиз ацетата алюминия.

1. Определяем тип гидролиза: $Al(CH_3COO)_3 = \underline{Al}^{3+} + 3\underline{CH_3COO}^-$.

Соль образована катионом слабого основания и анионами слабой кислоты. Идет совместный гидролиз.

2. Пишем ионные уравнения гидролиза, определяем среду:



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.

4. Составляем молекулярное уравнение:



Обучение применения изученного материала в упражнениях формата ЕГЭ.

Гидролиз в заданиях ЕГЭ по химии.

Задания части А.

1. 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. В растворе соли щелочная среда может возникнуть при гидролизе по аниону.

Анализируем:

1) ацетат алюминия рассмотрен выше, идет совместный гидролиз, среда получается слабокислая;

2) нитрат калия образован сильными кислотой и основанием, гидролиз не идет, среда нейтральная;

3) сульфат алюминия образован сильной кислотой и слабым основанием, гидролиз идет по катиону, среда получается кислая;

4) силикат натрия образован слабой кислотой и сильным основанием, гидролиз идет по аниону, среда получается щелочная: Ответ. 4.

Выполняем задания Части А № 1–5

Задания части В. 1. Установите соответствие между названием соли и отношением ее к гидролизу.

ФОРМУЛА СОЛИ ТИП ГИДРОЛИЗА

- | | |
|---------------------------------|------------------------|
| А) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ | 1) по катиону |
| Б) NH_4Cl | 2) по аниону |
| В) Na_2CO_3 | 3) по катиону и аниону |
| Г) NaNO_2 | |

Используя полученные знания о гидролизе солей, приходим к выводу:

А – 3; Б – 1; В – 2; Г – 2

3. Установите соответствие между формулой соли и окраской индикаторов в ее водном растворе:

- | ФОРМУЛА СОЛИ | ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ |
|------------------------------------|---|
| А) K_2S | 1) лакмус красный, фенолфталеин малиновый |
| Б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | 2) лакмус красный, фенолфталеин бесцветный |
| В) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OK}$ | 3) лакмус синий, фенолфталеин малиновый |
| Г) Na_3PO_4 | 4) лакмус синий, фенолфталеин бесцветный |
| | 5) лакмус фиолетовый, фенолфталеин малиновый |
| | 6) лакмус фиолетовый, фенолфталеин бесцветный |

Определяем по какому типу гидролизуется соль, среду раствора и окраску в ней индикаторов. Получаем: А (гидролиз по аниону, среда раствора щелочная, лакмус – синий, фенолфталеин – малиновый) – 3; аналогично Б – 2; В – 3; Г – 3.

Домашнее задание. § 10, зад. 1, 2 и тест стр. 40

Используемая литература:

1. Учебник “Химия 9 класс.”, Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман Москва 2016, Просвещение.

Выполняем задания. Обобщение и закрепление темы. Заполняем карточку схему по образцу:

Вариант № 1.

<u>Образец:</u>		Гидролиз по <u>аниону.</u>	Среда щелочная	Лакмус – синий
Карбонат калия	КОН – сил.	$\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$		Метилоранж – желтый
K_2CO_3	H_2CO_3 – сл.			Фенолфталеин – малиновый
Сульфат натрия				Лакмус – Метилоранж – Фенолфталеин –
Нитрат цинка				Лакмус – Метилоранж – Фенолфталеин –
Хлорид аммония				Лакмус – Метилоранж – Фенолфталеин –

Вариант № 2.

<u>Образец:</u>		Гидролиз по <u>аниону.</u>	Среда щелочная	Лакмус– синий
Карбонат калия	КОН – сил.	$\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$		Метилоранж – желтый
K_2CO_3	H_2CO_3 – сл.			Фенолфталеин – малиновый
Нитрат аммония				Лакмус – Метилоранж – Фенолфталеин –
Фосфат калия				Лакмус – Метилоранж – Фенолфталеин –
Хлорид натрия				Лакмус – Метилоранж – Фенолфталеин –