

Презентация к уроку химии по теме
**«Гидролиз неорганических веществ
- солей».**

**11 класс. УМК Габриеляна О.С.
Базовый уровень**

Коцкая Елена Ивановна,
учитель химии

Тест по теме: « Теория электролитической диссоциации».


Ответы:

1	2	3	4	5	6	7	8	9
4	1	3	1	1	2	3	3	3

Гидролиз солей

Сущность гидролиза сводится к обменному химическому взаимодействию катионов или анионов соли с молекулами воды. В результате образуется слабый электролит.

Любая соль – это продукт взаимодействия основания с кислотой. В зависимости от силы основания и кислоты выделяют 4 типа солей.



Гидролизу не подвергаются нерастворимые соли и соли, образованные сильным основанием (щёлочи) и сильной кислотой (HCl, HClO₄, HNO₃, H₂SO₄), среда раствора нейтральная, pH=7.

Гидролизу подвергается:

1) соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой (HClO, HNO₂, H₂S, H₂SiO₃, H₂CO₃ включая органические кислоты), гидролиз по аниону, среда щелочная, pH>7.

2) соль, образованная слабым основанием (NH₃·H₂O, органические амины, нерастворимые гидроксиды металлов) и сильной кислотой, гидролиз по катиону, среда раствора кислая, pH<7.

3) соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролиз по катиону и аниону. Реакция среды определяется сравнением K_d слабых электролитов. Среда определяется большим значением K_d, но близка к нейтральной.

Лабораторная работа «Определение реакции среды растворов солей универсальным индикатором».

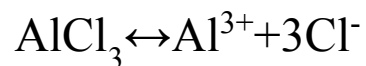
Формула соли	Изменение окраски лакмусовой бумаги (цвет)	Значение pH	Реакция среды
AlCl_3	Розовый цвет	$\text{pH} < 7$.	Среда кислая
Na_2CO_3	Яркий синий цвет	$\text{pH} > 7$	Среда щелочная
NaCl	Лакмусовая бумага не меняет окраску (гидролиза нет)	$\text{pH} = 7$	Среда нейтральная



Алгоритм составления гидролиза солей

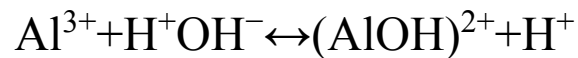
Дана соль AlCl_3 – образована слабым основанием и сильной кислотой.

1. Составить уравнение диссоциации соли, определить ион слабого электролита.



Al^{3+} - катион алюминия, слабое основание, гидролиз по катиону

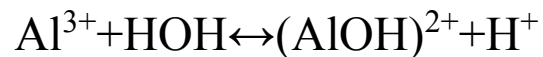
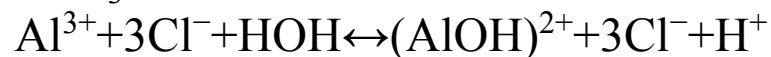
2. Составить уравнение его взаимодействия с водой, определить продукты гидролиза в виде ионов.



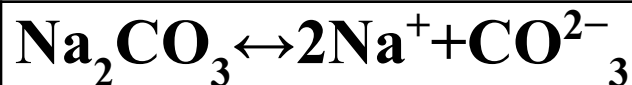
3. Сделать вывод о среде электролита.

среда кислая, т.к. $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

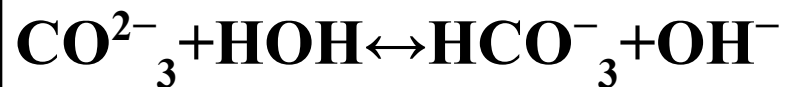
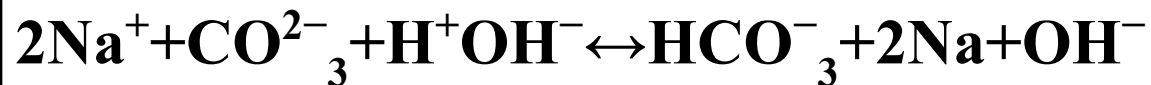
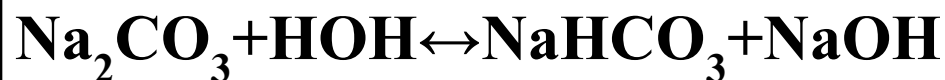
4. Составить уравнение в молекулярном и ионном виде.



Гидролиз соли Na_2CO_3 , образованной сильным основанием и слабой кислотой.

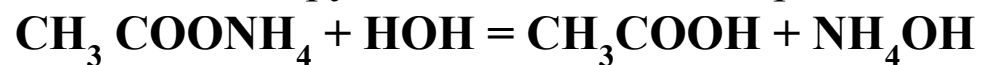


CO_3^{2-} – карбонат - анион, слабая кислота, гидролиз по аниону.



Гидролиз соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, образованной слабым основанием и слабой кислотой

В случае гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, образуются конечные продукты – слабое основание и слабая кислота – малодиссоциирующие вещества. Гидролиз необратимый.



Среда определяется сравнением $K_{\text{д}}$ слабых электролитов, а именно большим значением $K_{\text{д}}$.

$$K_{\text{д}} \text{CH}_3\text{COOH} = 1,75 \cdot 10^{-5} \quad K_{\text{д}} \text{NH}_4\text{OH} = 6,3 \cdot 10^{-5}$$

В данном случае реакция среды будет слабощелочная, т.к. $K_{\text{д}} \text{NH}_4\text{OH}$ несколько больше $K_{\text{д}} \text{CH}_3\text{COOH}$.



Полному и необратимому гидролизу в водном растворе подвергаются некоторые бинарные соединения.

- **Гидролиз неорганических веществ**
 - **Карбидов**
 - **Галогенидов**
 - **Фосфидов**

Гидролиз

Гидролиз галогенидов:



хлорид

кремния (+4)

кремниевая

кислота

Гидролиз фосфидов:



фосфид

кальция

фосфин



Для обратимого гидролиза условия смещения равновесия определяются принципом Ле Шателье.

Условия усиления и ослабления гидролиза:

Усилить гидролиз (равновесие в сторону продуктов - вправо)	Ослабить гидролиз (равновесие в сторону исходных веществ - влево).
Нагреть раствор. Увеличить концентрацию исходных веществ. Добавить посторонние вещества, чтобы связать один из продуктов гидролиза в труднорастворимое соединение или удалить один из продуктов в газовую фазу.	Охладить раствор. Увеличить концентрацию продуктов гидролиза.



Разбор примера (задание частиВ)

Как скажется на состоянии химического равновесия в системе



1) добавление H_2SO_4

2) добавление KOH

3) нагревание раствора

1) добавление H_2SO_4 : $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$;

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

2) добавление KOH : $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$; $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;

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.

Значение гидролиза солей природе, народном хозяйстве, повседневной жизни

(Рассказ учителя с использованием презентации).

- В природе
 - преобразование земной коры;
 - обеспечение слабощелочной среды морской воды.
- В народном хозяйстве
 - выработка из непищевого сырья ценных продуктов (бумага, мыло, спирт, белковые дрожжи)
 - очистка промышленных стоков и питьевой воды.
- В повседневной жизни
 - стирка:
 - мытьё посуды;
 - умывание с мылом:
 - процессы пищеварения.

Ответы к заданиям самостоятельной работы

Правильные ответы :

№1 3122	№2 4124	№3 1232	№4 3512
------------	------------	------------	------------

Рефлексивная таблица

- * 1. Тема нашего сегодняшнего урока ...
- * 2. Передо мной на уроке стояла цель ...
- * 3. Сегодня я узнал ...
- * 4. Было интересно ...
- * 5. Было сложно...
- * 6. Я понял, что ...
- * 7. Теперь я могу ...
- * 8. Я научился ...
- * 9. Я работал на уроке...
- * 10. Выводы урока таковы ...

Успехов в изучении ХИМИИ !

