

Западный Административный округ средняя школа № 1008 информационный проект по ХИМИИ

Тема: «Электролитическая
диссоциация. Гидролиз»

Руководитель
учитель химии
Бочарова Ольга
Николаевна

Исполнитель
ученица 9 «а»
класса
Демаш Дарья

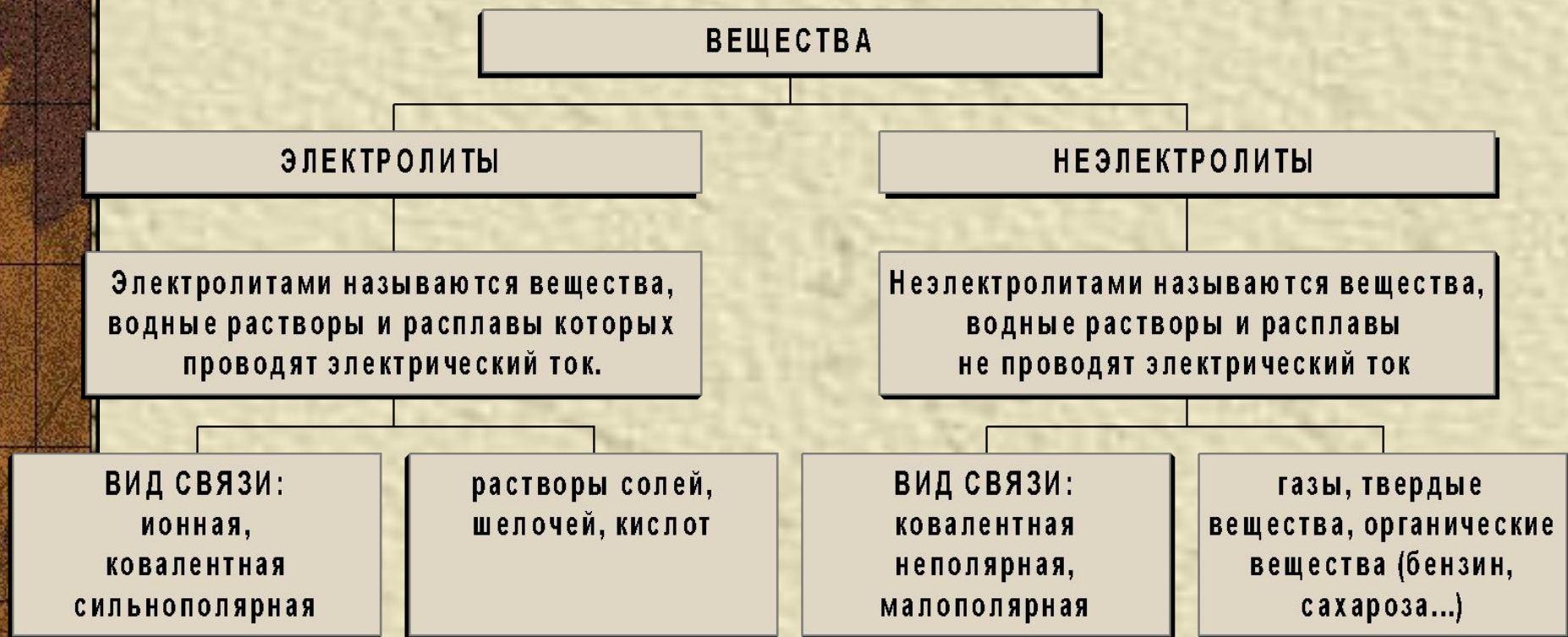
Цели проекта:

- Ознакомить с понятиями: кислоты, соли, основания с точки зрения ТЭД, гидролиз, электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация;
- Научить составлять ионные уравнения реакций, выполнять гидролиз солей;
- Раскрыть тему ТЭД и гидролиза;
- Доходчиво преподнести материал по темам;
- Привести примеры в виде УХР;

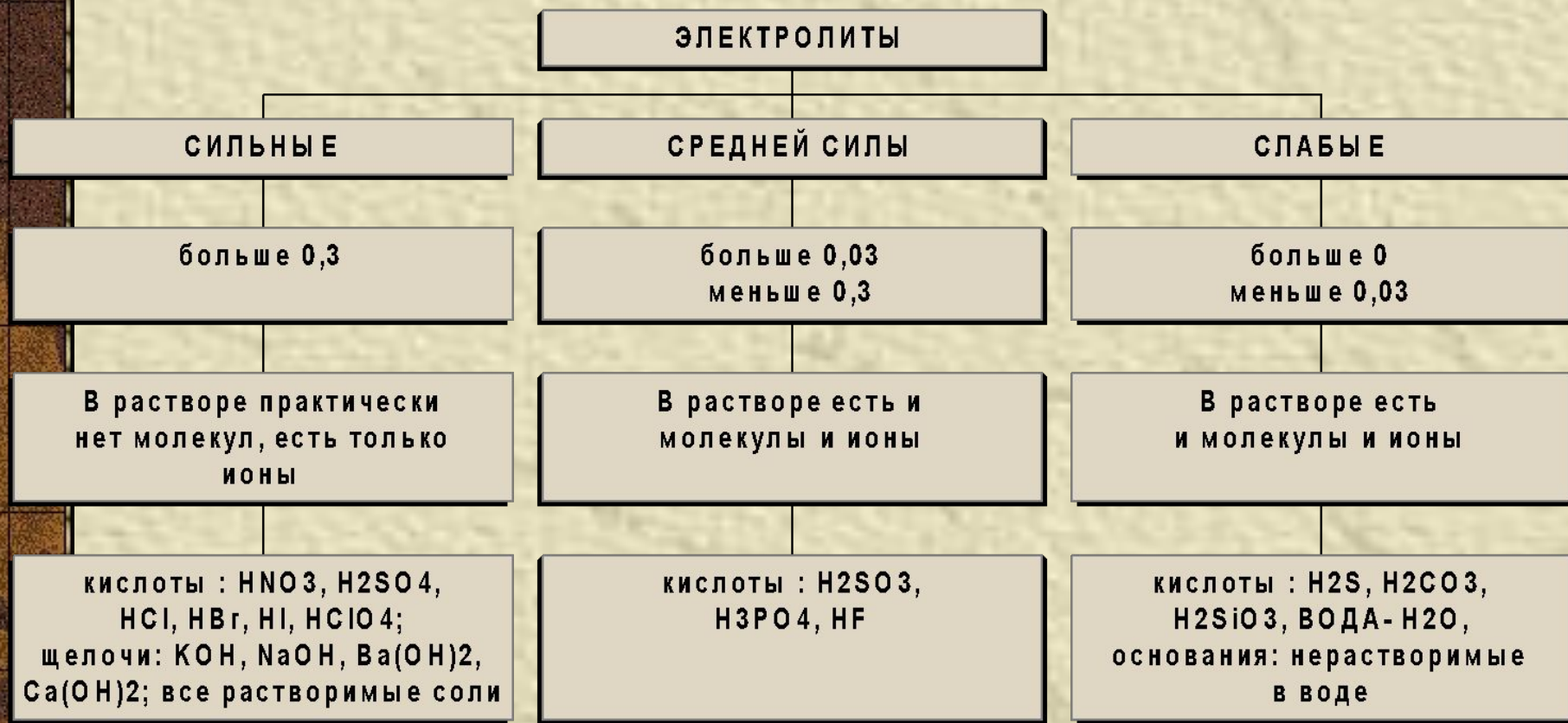
Электролитическая диссоциация. Гидролиз.

1. Электролиты и неэлектролиты;
2. Электролиты;
3. Теория Электролитической Диссоциации. Сванте Аррениус;
4. Теория;
5. Электролитическая диссоциация и моляризация;
6. Степень Степень Степень электролитической диссоциации;
7. Механизм диссоциации веществ с ионным видом связи;
8. Механизм диссоциации веществ с ковалентным полярным видом связи;
9. Электролитическая диссоциация кислот;
10. Электролитическая диссоциация оснований;
11. Электролитическая диссоциация солей;
12. Составление ионных уравнений реакций;
13. Реакции ионного обмена. Условия их протекания;
14. Гидролиз солей;
15. Типы гидролиза;
16. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой;
17. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой;
18. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой;
19. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой.

Электролиты и неэлектролиты



Электролиты



ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Сванте Аррениус 1887 год



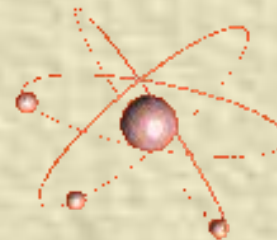
- Сванте Август Аррениус родился 19 февраля 1859 года
- По образованию - физик, он знаменит своими химическими исследованиями и стал одним из основателей новой науки - физической химии
- За разработку теории электролитической диссоциации Аррениусу была присуждена Нобелевская премия 1903 года.



Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией.

Э\д – процесс обратимый. Обратная реакция называется молярризацией.

ТЕОРИЯ



-
1. При растворении в воде электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы.
 2. Под действием электрического напряжения катионы(+) двигаются к катоду(-), а анионы к аноду(+).
 3. Степень э\д зависит от природы электролита и растворителя, температуры, концентрации.

Степень электролитической диссоциации

показывает отношение
числа молекул, распавшихся
на ионы к общему числу
молекул, введенных в раствор



**Степень
электролитической
диссоциации -**
это величина которая

обозначается
@ (альфа)

измеряется в
% (долях)

Механизм диссоциации веществ с ионным видом связи

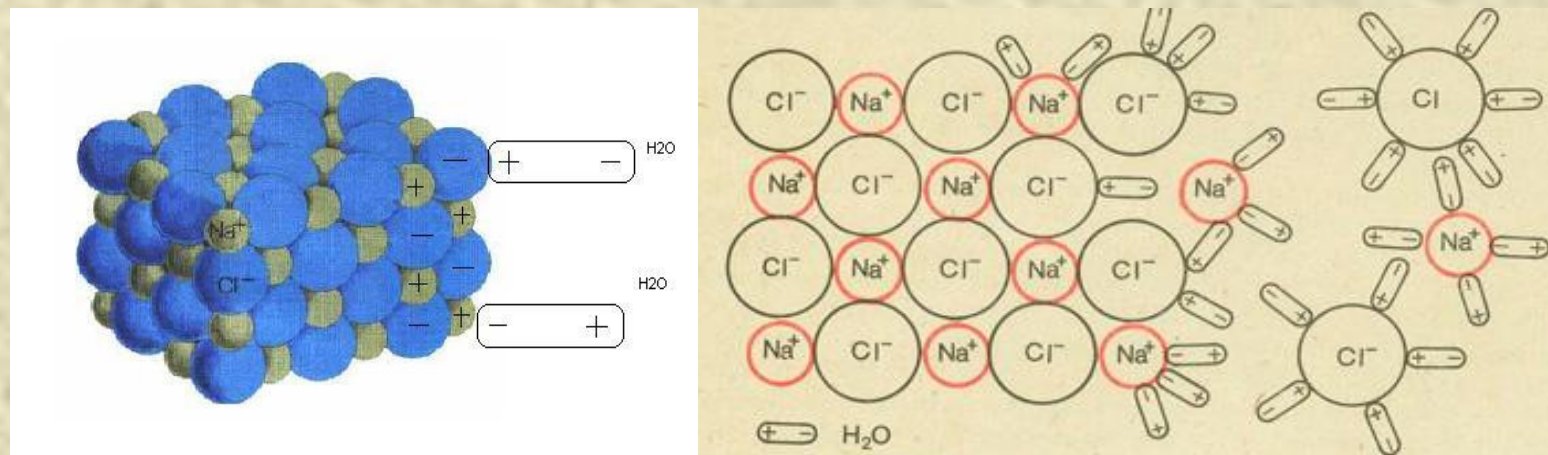
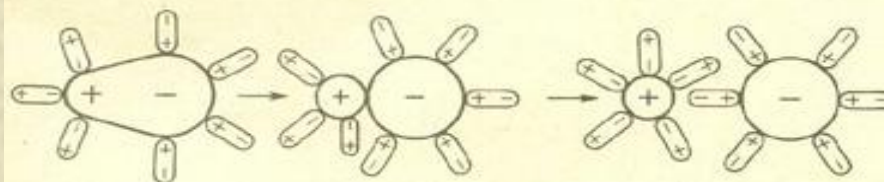


СХЕМА ДИССОЦИАЦИИ КРИСТАЛЛА ХЛОРИДА НАТРИЯ

1. Ориентация полярных молекул вокруг кристалла
2. Диссоциация хлорида натрия: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
3. Гидратация-окружение молекулами воды ионов Na^+ и Cl^- . Образование гидратированных ионов

Механизм диссоциации веществ с ковалентным полярным видом связи

Схема
диссоциации
полярных
молекул соляной
кислоты



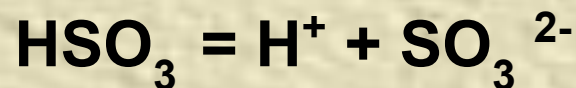
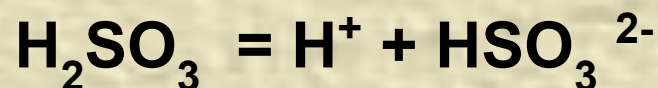
1. Ориентация полярных молекул воды вокруг молекулы соляной кислоты
2. Изменение вида связи с ковалентной полярной на ионную
3. Диссоциация соляной кислоты: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
4. Гидратация-окружение молекулами воды ионов H^+ и Cl^- . Образование гидратированных ионов.

Электролитическая диссоциация кислот

Все растворимые кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы водорода и ионы кислотных остатков

Полная диссоциация: $\text{H}_2\text{SO}_3 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$

Ступенчатая диссоциация:



Кислоты — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются только **катионы водорода (H^+)**

Электролитическая диссоциация оснований

Все растворимые основания в водных растворах диссоциируют на отрицательно заряженные гидроксид-ионы и положительно заряженные ионы металлов

Полная диссоциация: $\text{Ba(OH)}_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Ступенчатая диссоциация:

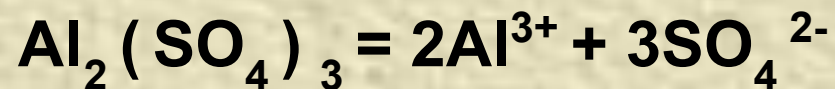


Основания – это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются только одного вида анионы – гидроксид-ионы (OH^-)

Электролитическая диссоциация солей

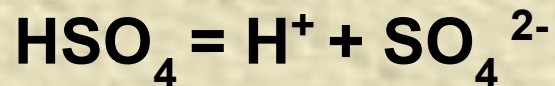
Средние и кислые соли диссоциируют неодинаково

Диссоциация средних солей: $\text{CaCl}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

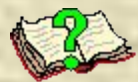


Средние соли — это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют только на катионы металлов и анионы кислотных остатков

Диссоциация кислых солей: $\text{NaHSO}_4 = \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$

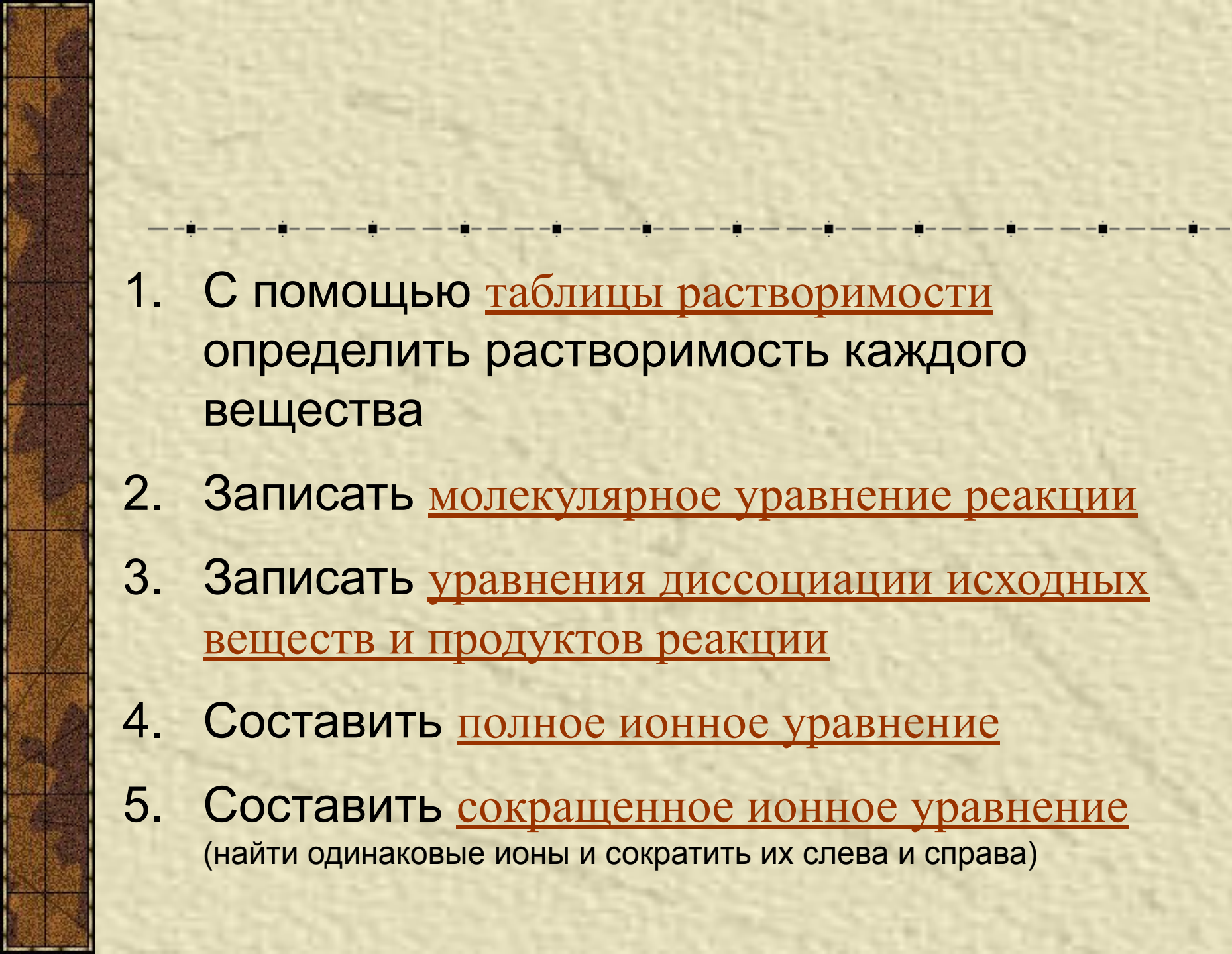


Кислые соли — это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и водорода и анионы кислотных остатков



СОСТАВЛЕНИЕ ИОННЫХ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ

1. Простые вещества, оксиды, а так же нерастворимые кислоты, основания и соли не диссоциируют
2. Для реакции берут растворы веществ, поэтому даже малорастворимые вещества находятся в растворах в виде ионов
3. Если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым
4. Сумма электрических зарядов ионов левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов ионов правой части

- 
1. С помощью таблицы растворимости определить растворимость каждого вещества
 2. Записать молекулярное уравнение реакции
 3. Записать уравнения диссоциации исходных веществ и продуктов реакции
 4. Составить полное ионное уравнение
 5. Составить сокращенное ионное уравнение
(найти одинаковые ионы и сократить их слева и справа)

Интерактивная таблица растворимости

		Катионы																						
		Сильные основания						Слабые основания																
		H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
Анионы	OH ⁻		P	P	P	P	M	P	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	?	?	H	H	H	
	F ⁻	P	M	P	P	M	H	P	H	H	M	P	M	P	P	P	P	P	P	—	H	P	P	
	Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P	
	Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P	
	I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	M	M	?	
	S ²⁻	M	P	P	P	—	—	—	—	P	—	—	H	?	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
	SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	H	?	—	H	?	H	H	H	M	H	?	H	?	?	
	SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	—	H	P	P	
	NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	
	PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	H	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	H	?	H	?	H		
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	H	H	—	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?	

Легенда

Физические свойства

⊙ Растворимость веществ

○ Реакция раствора

M мало растворяется
(от 0,1 г до 1г на 100 г H₂O)

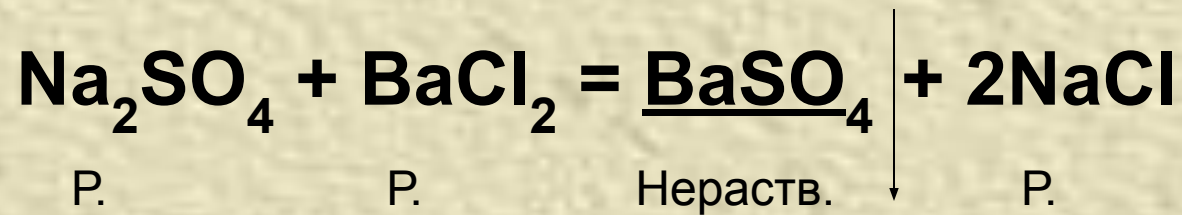
H не растворяется
(< 0,1 г на 100 г H₂O)

P растворяется
(>1 г на 100 г H₂O)

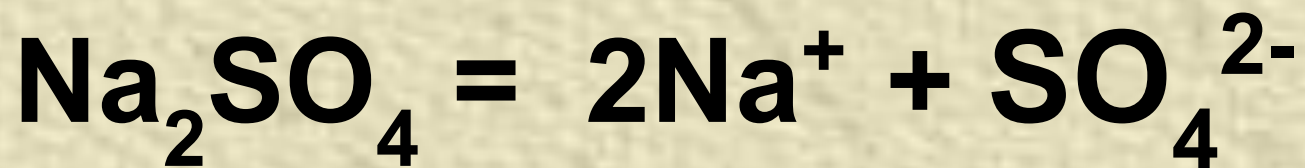
Получение и химические свойства

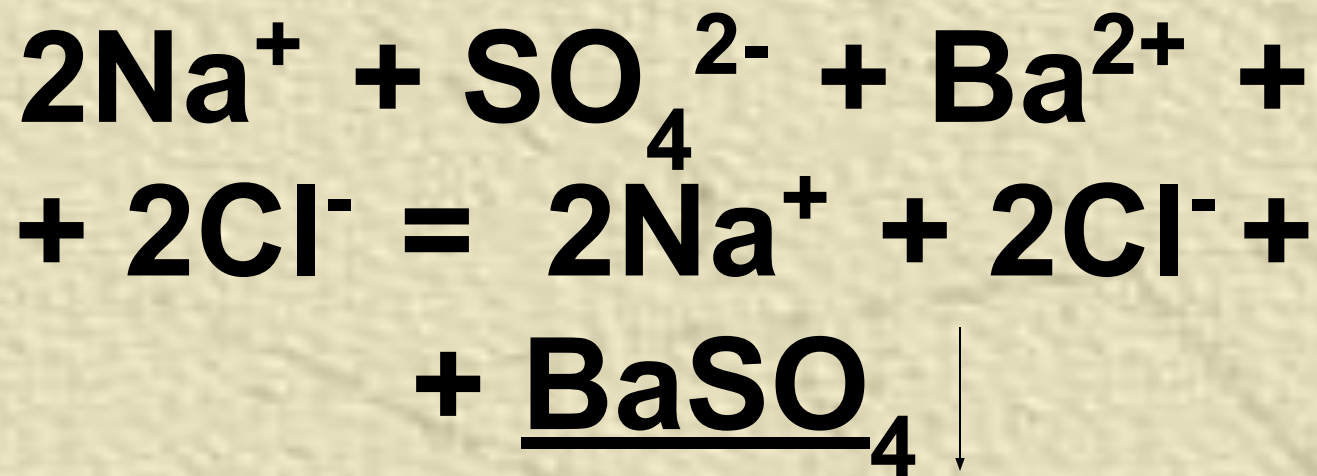
- в водной среде разлагается

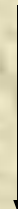
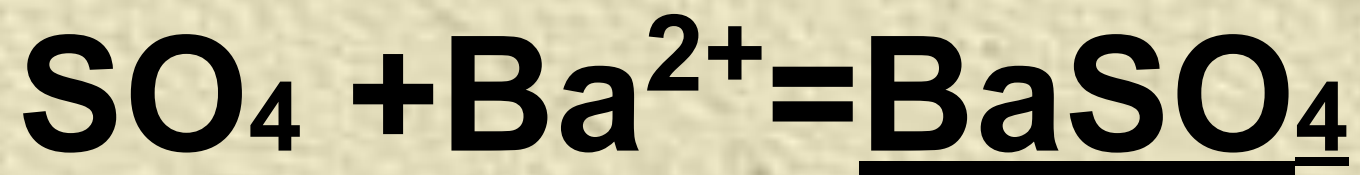
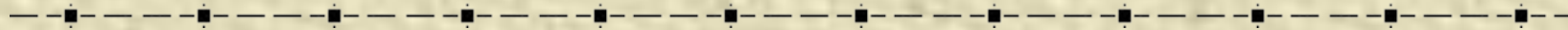
? нет достоверных сведений
о существовании соединения



BaSO₄ - осадок , значит реакция возможна

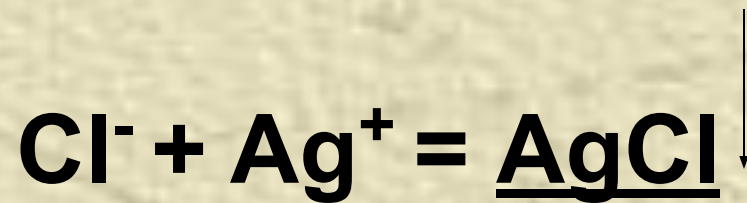
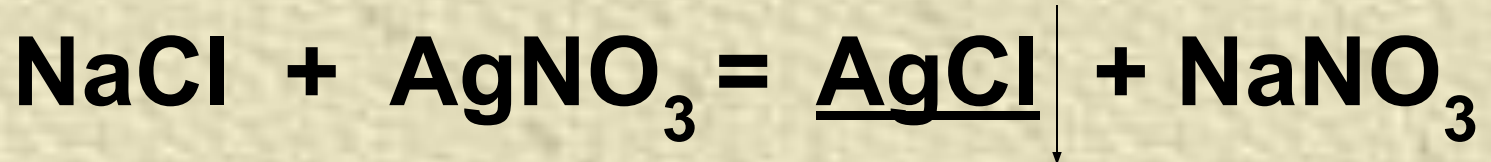


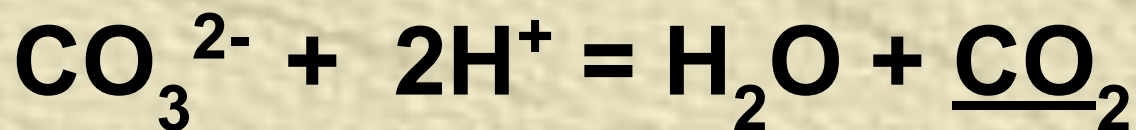
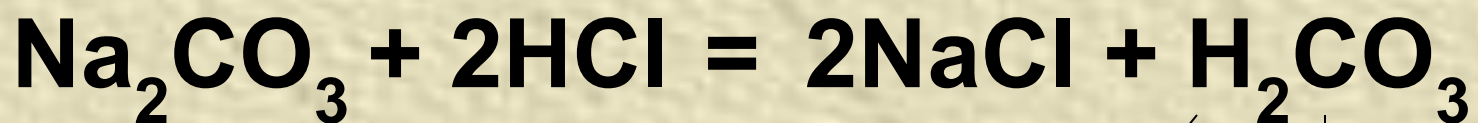


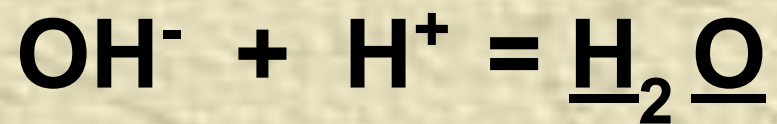
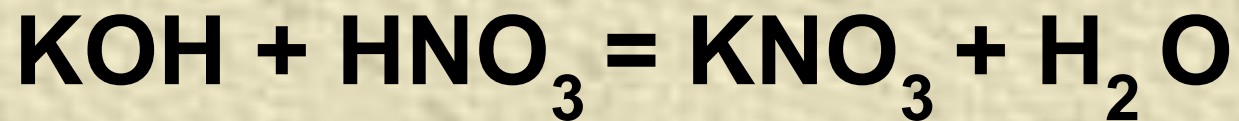


Реакции ионного обмена протекают до конца в следующих случаях:

1. Если образуется осадок ;
2. Если выделяется газ ;
3. Если образуется малодиссоциирующее
вещество - H_2O (вода)







Гидролиз солей



Гидролиз — процесс взаимодействия соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита (от греч. «гидро» - вода, «лизис» - разложение)

Типы гидролиза

Соль образована:

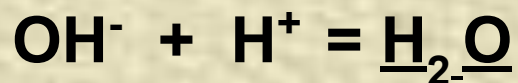
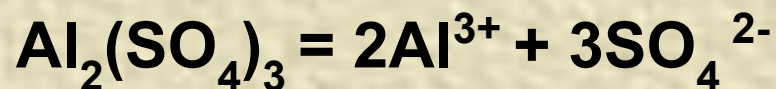
Слабым основанием и сильной кислотой

Слабой кислотой и сильным основанием

Слабым основанием и слабой кислотой

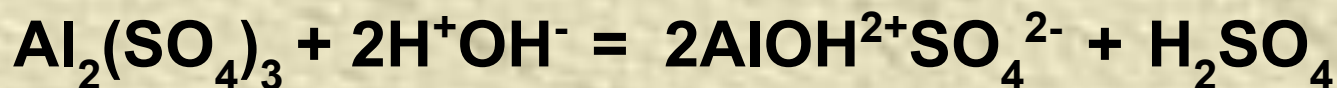
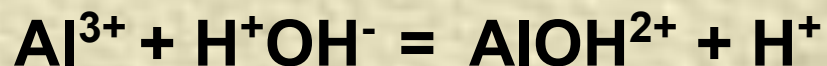
Сильным основанием и слабой кислотой

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой



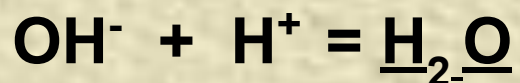
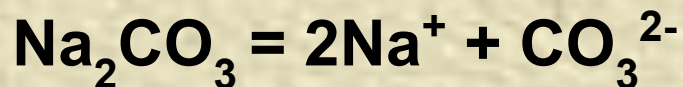
$\text{Al}(\text{OH})_3$ - слабый

H_2SO_4 - сильный



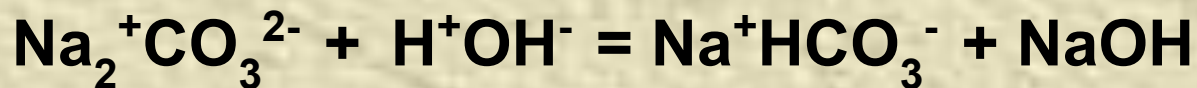
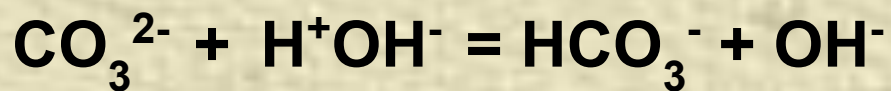
Гидролиз данной соли возможен, обратим, протекает по катиону, среда раствора кислая.

Соль образована сильным основанием и слабой кислотой



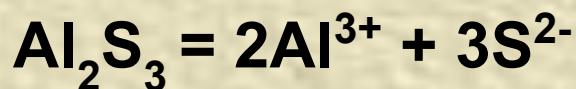
NaOH – сильный

H_2CO_3 – слабый



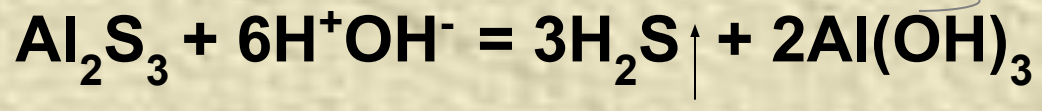
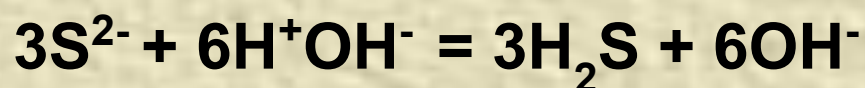
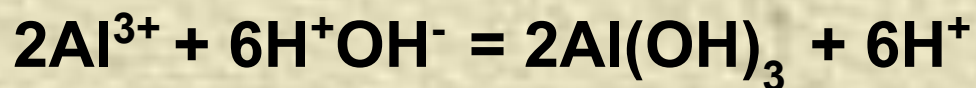
Гидролиз этой соли возможен, обратим,
протекает по аниону, среда раствора
щелочная.

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой



$\text{Al}(\text{OH})_3$ – слабый

H_2S – слабый



6H⁺OH⁻

Полный гидролиз

Соль образована сильным основанием и сильной кислотой



NaOH – сильный

HCl – сильный



Гидролиз не идет

Методические рекомендации:

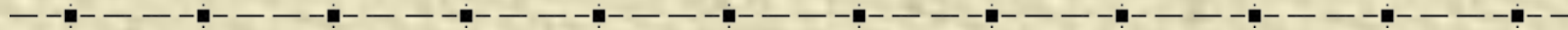
- Рекомендуется использовать на уроках химии в помощь учителю;
- Полное раскрытие темы позволяет улучшить усвоение материала;
- Проект может использоваться на уроках информатики, как пример работы с программой Microsoft PowerPoint.

Источники информации:

- Ковалевская Н.Б. 9 класс «Химия в таблицах и схемах»
- Е.Е. Минченков, А.А. Журин «Химия 9 класс»
- Интернет



КОНЕЦ



Спасибо за просмотр!