



ОАО "ТВЕРСКАЯ ФАРМАЦЕВТИЧЕСКАЯ"
г. Тверь, Старицкое шоссе, д. 2. Тел. (0822) 22-11-11

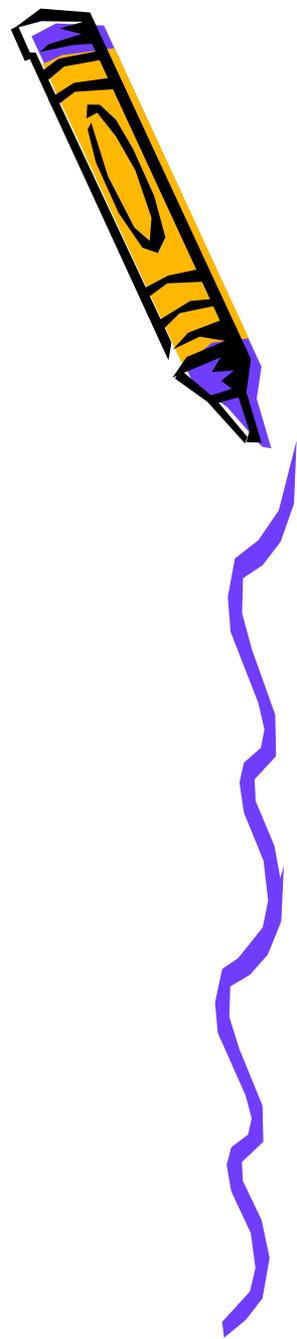
НАТРИЯ ТЕТРАБОРАТ

РАСТВОР ДЛЯ МЕСТНОГО ПРИМЕНЕНИЯ 200 мл

Состав.

Натрия тетраборат.....	20 г	30 г
Глицерин (глицерол).....	80 г	

3 0613



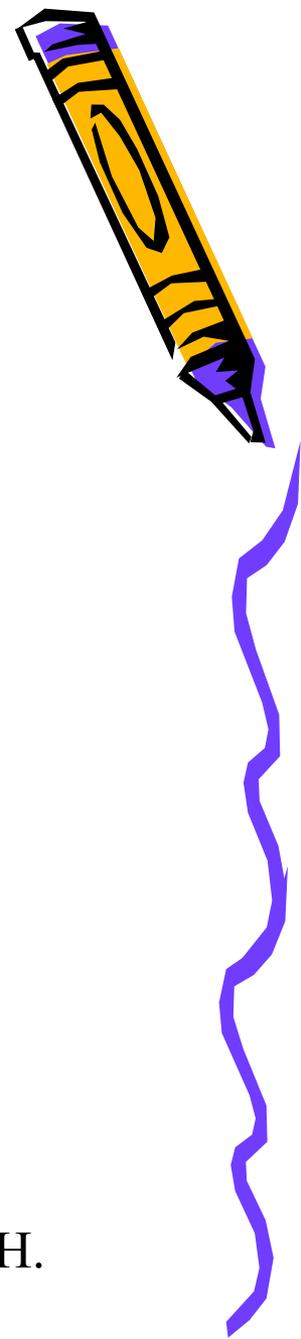
Гидролиз



Фармацевтический филиал

ГБОУ СПО «СОМК»

Преподаватель Ведерникова Т.Н.



План

1. Сущность гидролиза.
2. Возможность протекания гидролиза.
3. Типы гидролиза.
4. Алгоритмы составления уравнений гидролиза.
5. Практическое значение процессов гидролиза.

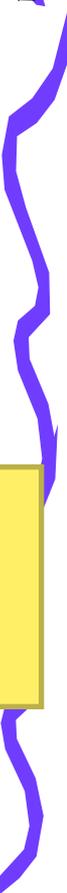
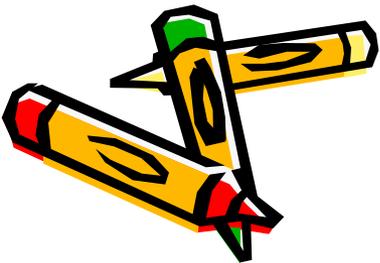


+ знаю

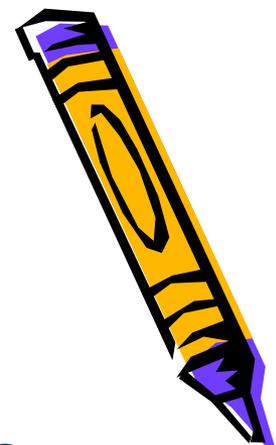
! Новые знания

? затруднение

∞



Гидролиз солей - это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих частиц



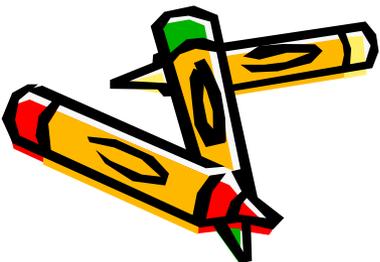
Типы гидролиза

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 анион и катион)

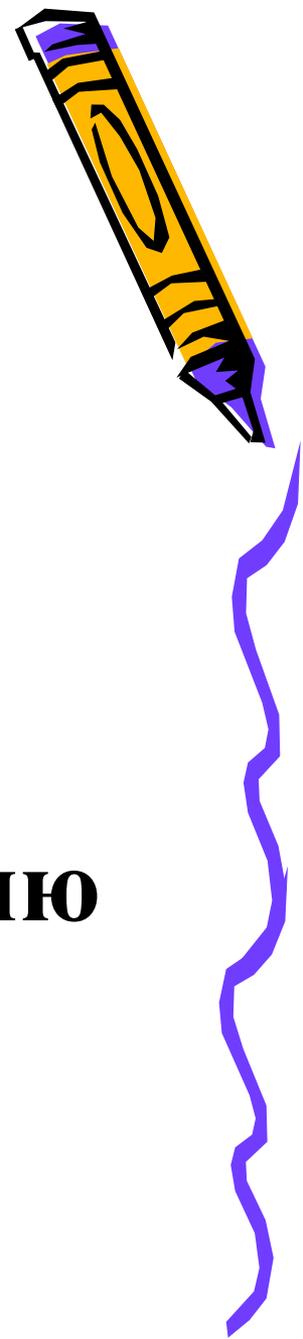
Полный гидролиз (один из продуктов гидролиза - газ)



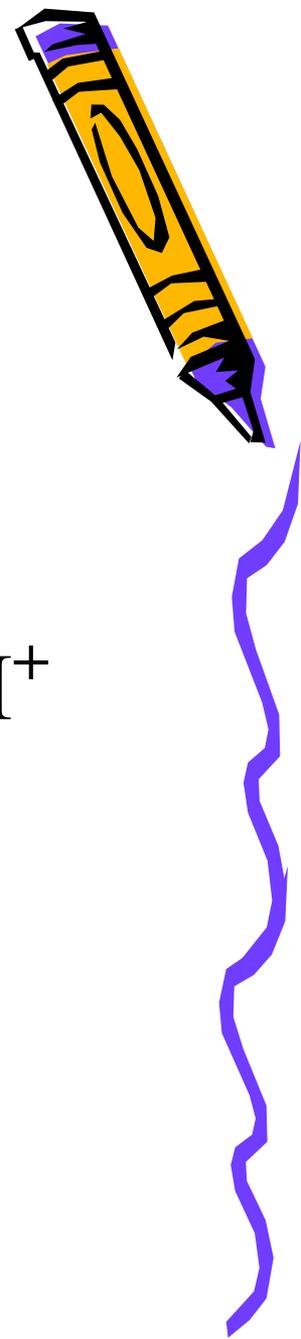
Гидролиз по катиону



Гидролиз по катиону
приводит к образованию
гидроксокатионов и
ионов водорода (среда
кислая)



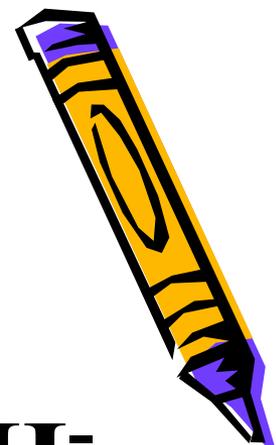
Гидролиз протекает ступенчато.



Гидролиз по аниону

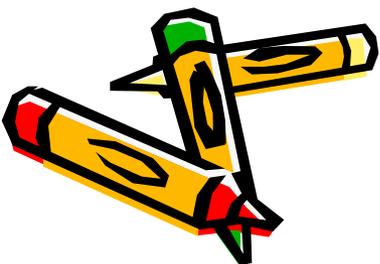
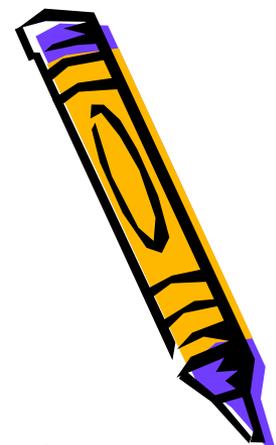


- Гидролиз по аниону приводит к образованию гидроанионов и гидроксид-ионов (среда щелочная)



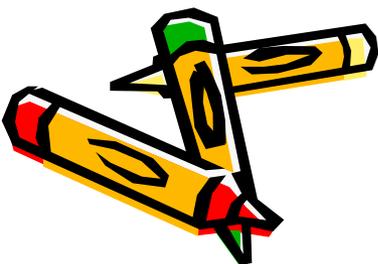
Совместный гидролиз

Характер среды будет определяться константой диссоциации, образующих в результате реакции кислоты и основания.

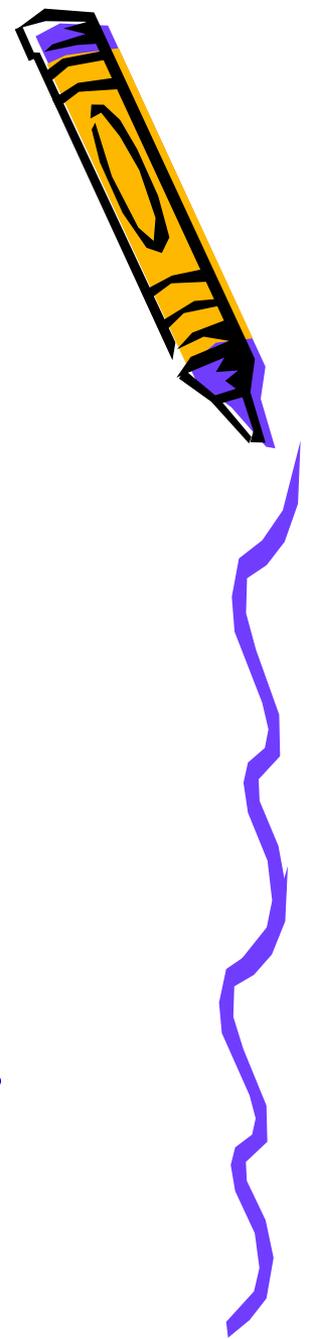


Полный гидролиз

Соль образована очень слабой кислотой и очень слабым основанием. Подвергаются соли газообразных или неустойчивых кислот:
сероводородной, угольной,
отчасти сернистой.



Полный гидролиз

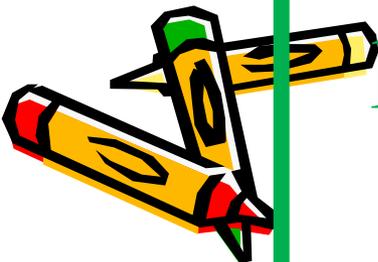


- Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, ионы этой соли одновременно связывают ионы H^+ и OH^- ,
- Процесс такого гидролиза часто необратимый.
- $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$.



**Полностью гидролизуются
нитриды, фосфиды, карбиды,
ацетилениды, бориды.**

Полностью гидролизующиеся
соли карбонаты и сульфиды
алюминия, хрома(III), железа
(III) нельзя получить
реакцией обмена в водных
растворах



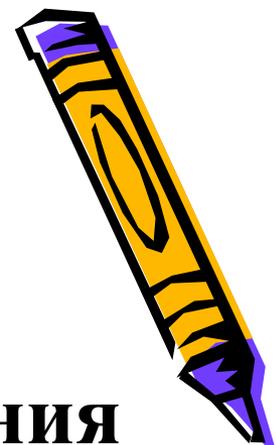
Не подвергаются гидролизу



- 1 Нерастворимые соли.
- 2. Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты.



Алгоритм написания уравнений гидролиза



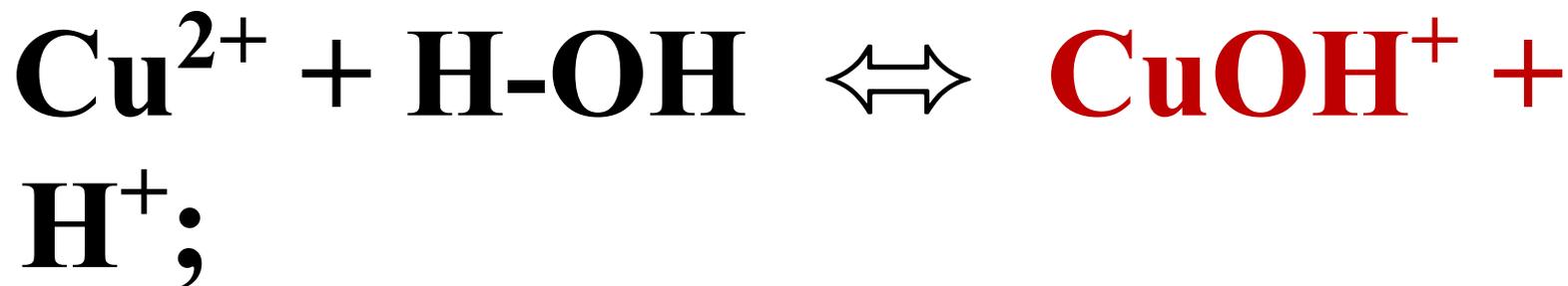
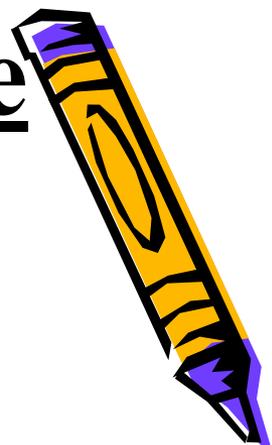
1. Определяем тип написания уравнения гидролиза.



- Соль образована **катионом слабого основания** и **анионом сильной кислоты**. **Гидролиз по катиону.**



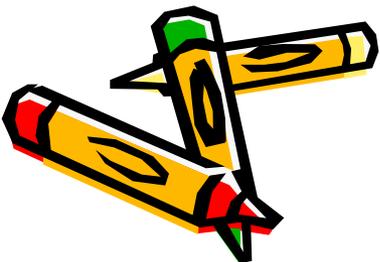
2. Пишем ионное уравнение гидролиза, определяем среду



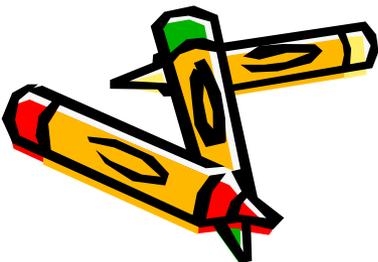
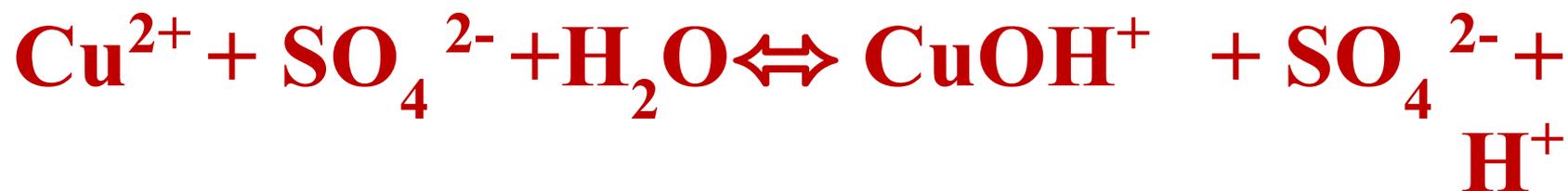
- образуется катион **гидроксомеди(II)** и ион **водорода**,

среда кислая

pH < 7



3. Составляем полное ионное уравнение гидролиза



4. Составляем молекулярное уравнение

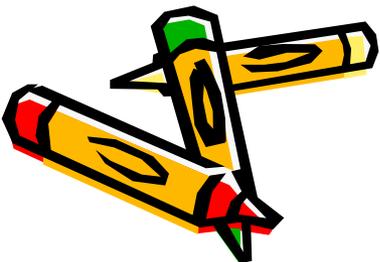


Из положительных и отрицательных частиц находящихся в растворе, составляем нейтральные частицы.



Названия основных солей составляют из названия аниона и названия катиона, соль

сульфат гидроксомеди (II).



Гидролиз может протекать ступенчато, если многозаряден:

анион слабой кислоты

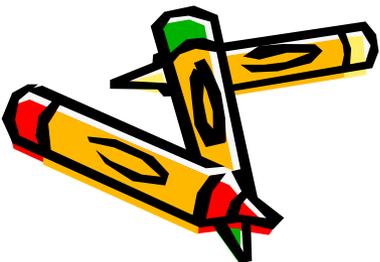


катион слабого основания



Каждая следующая ступень

протекает в тысячи раз слабее,
чем предыдущая.



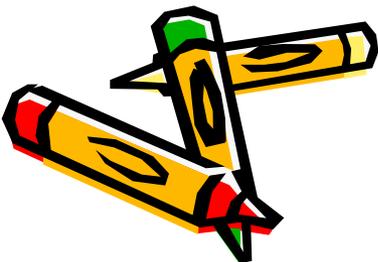
Гидролиз ортофосфата натрия

1. Определяем тип гидролиза.

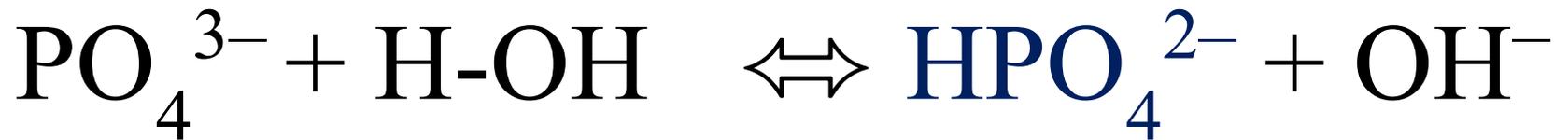


Натрий – щелочной металл, его гидроксид сильное основание, **фосфорная кислота** – слабая кислота.

Гидролиз по аниону.

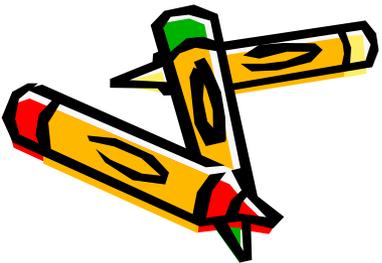


2. Пишем ионное уравнение гидролиза, определяем среду

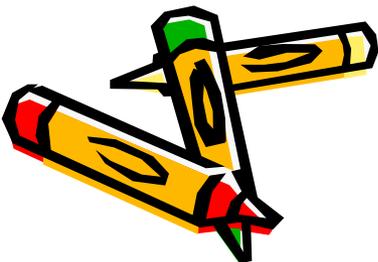


Продукты: гидрофосфат-ион и гидроксид-ион

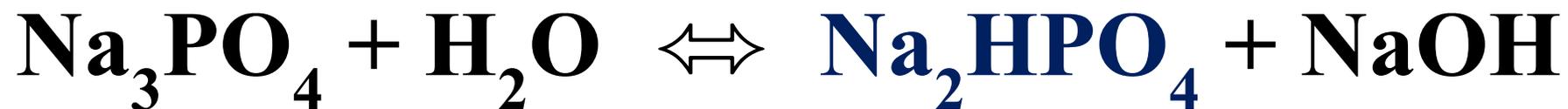
- среда щелочная.
- $\text{pH} > 7$



3. Составляем полное ионное уравнение гидролиза.

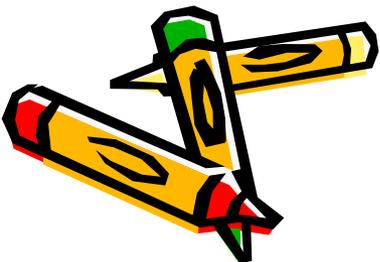


4. Составляем молекулярное уравнение.



Получили кислую соль –

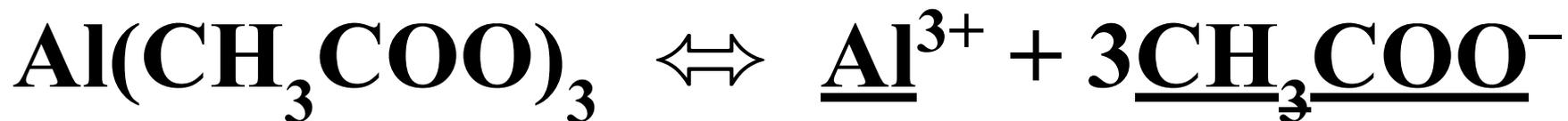
гидрофосфат натрия.



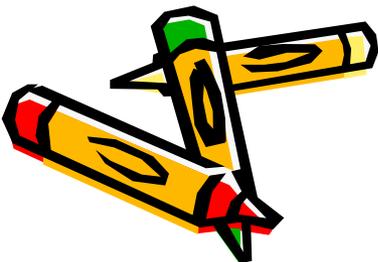
Гидролиз ацетата алюминия



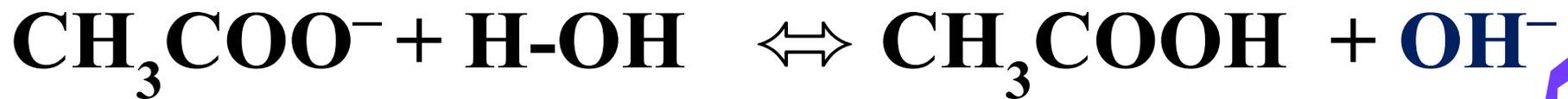
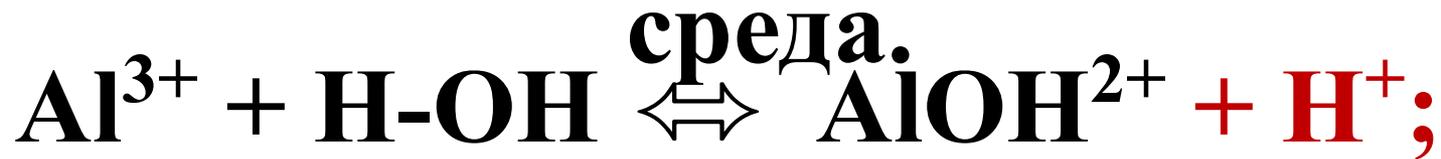
1. Определяем тип гидролиза.



- Соль слабого основания и слабой кислоты – **совместный гидролиз**



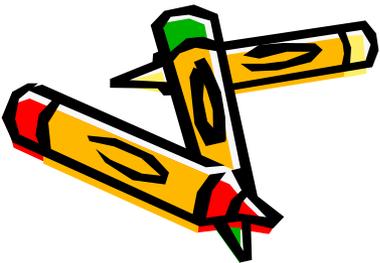
Ионные уравнения гидролиза,



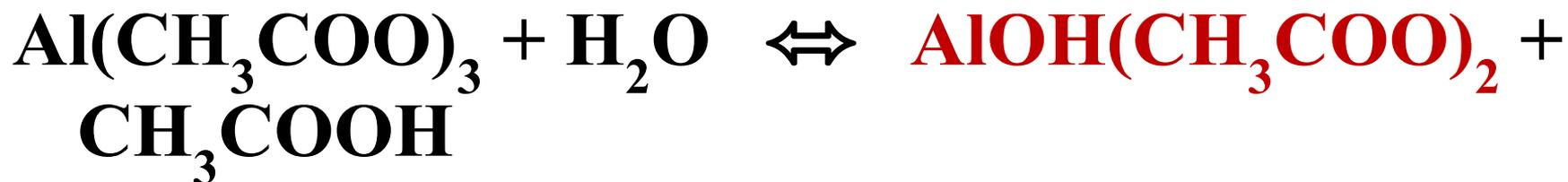
$$K_d \text{ Al(OH)}_3 = 1,4 \times 10^{-9}$$

$$K_d (\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$$

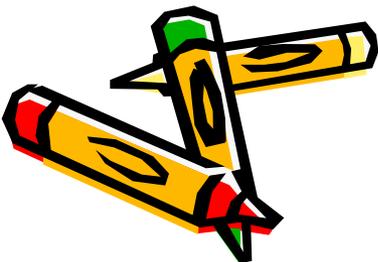
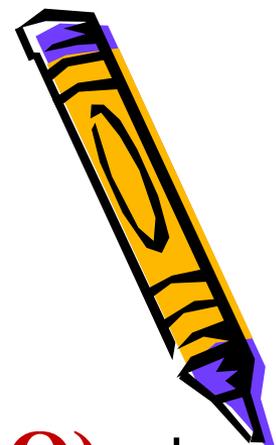
Избыток ионов водорода, среда кислая



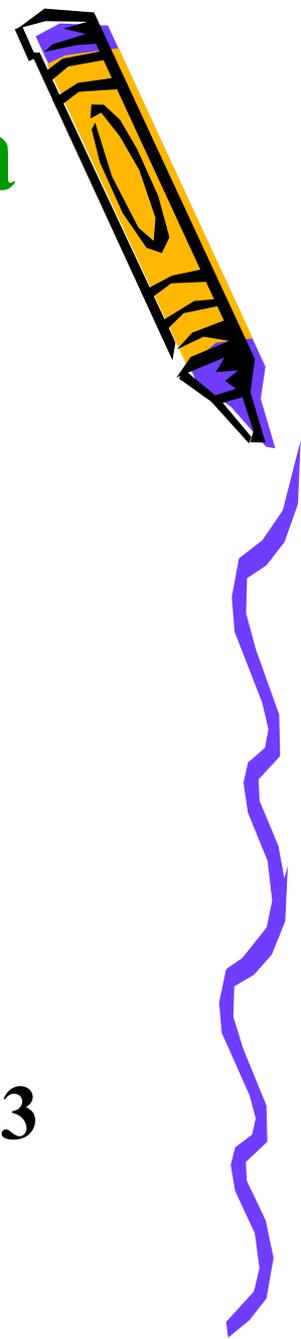
3. Составляем молекулярное уравнение.



Полученную соль назовем **ацетат гидроксиалюминия**.



Установите тип гидролиза соли и pH раствора:



Тип гидролиза



- Совместный
- По аниону, pH>7
- По катиону, pH<7
- По аниону, pH>7

- Не подвергается, pH=7



Тип гидролиза



- Не подвергается.

По катиону, $\text{pH} < 7$

По катиону, $\text{pH} < 7$

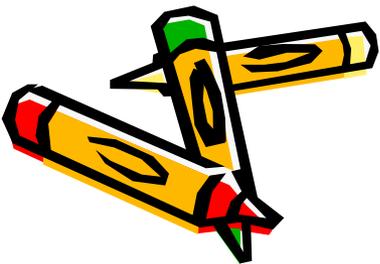
По аниону, $\text{pH} > 7$

По катиону, $\text{pH} < 7$





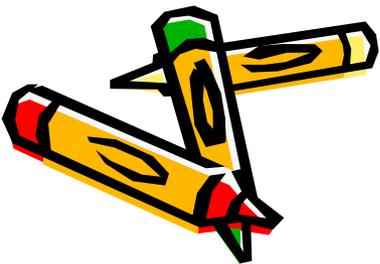
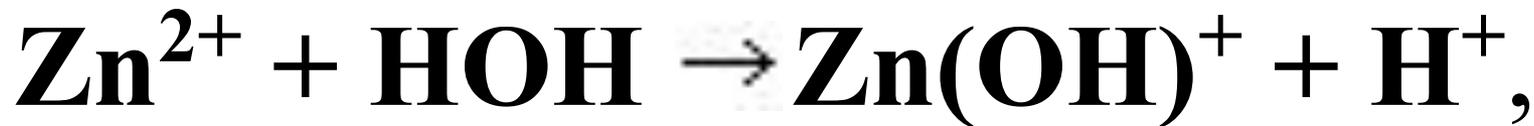
**Пойдет ли реакция между
хлоридом цинка и
металлическим цинком:**



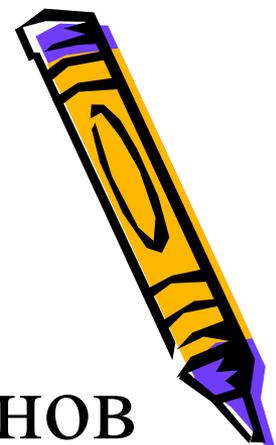


К раствору $ZnCl_2$ добавляем
кусочки Zn и наблюдаем
выделение пузырьков водорода.

Химизм процесса:



Практическое применение.

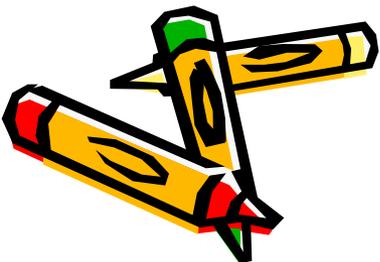


1. Для обнаружения некоторых ионов

2. Для отделения ионов Al^{3+} Cr^{3+}

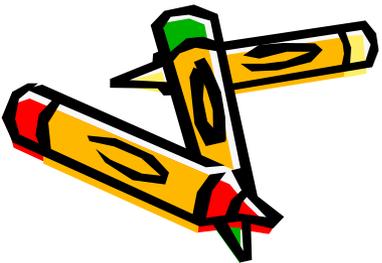
3. Для усиления или ослабления кислотности (щелочности) водного раствора

4. Гидролиз солей Na_2CO_3 Na_3PO_4 – для очистки и уменьшения жесткости воды.



Практическое применение

- 5. Известкование почв
- 6. Гидролиз древесины позволяет получать этанол, глюкозу, фурфурол, метанол, белковые дрожжи.
- 7. В живых организмах протекает гидролиз полисахаридов, белков, жиров и др. органических соединений.

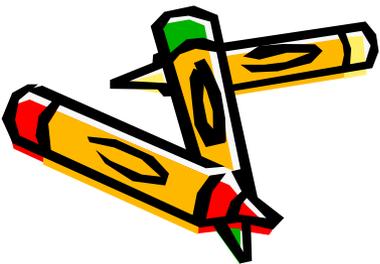


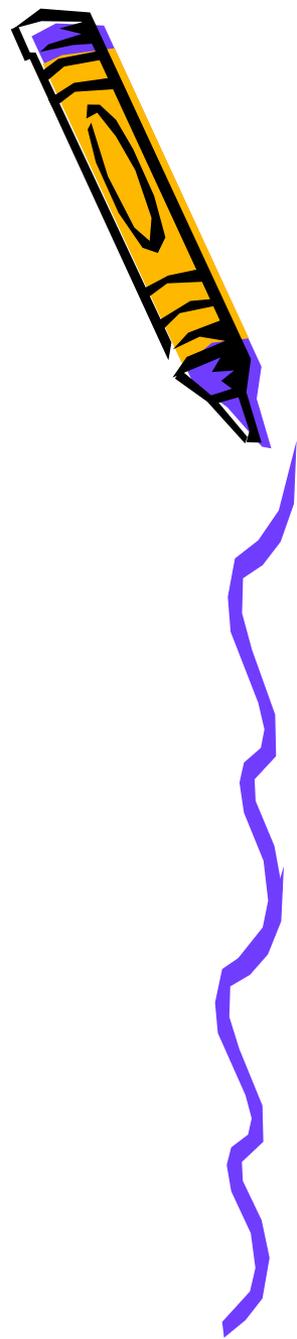
Домашнее задание

- «Гидролиз», Пустовалова Л.М.
Неорганическая Химия. Ростов-на-Дону :
2009 год, с. 175 -182.
- Серебрякова А.И. «ТЭД. Гидролиз» ,
Екатеринбург 2010 год, учебное пособие.

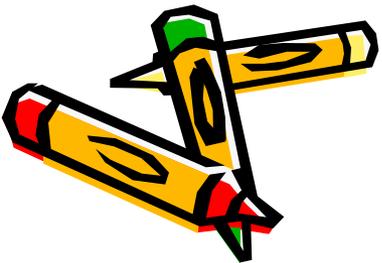
Для самостоятельной работы и повышения рейтинга:
рабочая тетрадь по общей и неорганической
химии (сборник домашних заданий), тема 6.
Гидролиз.

- Конспект лекций.





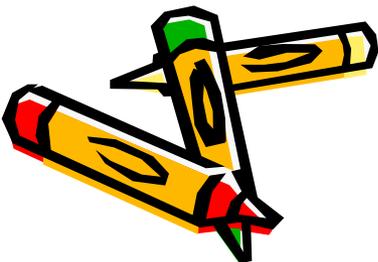
**Степень гидролиза
зависит от химической
природы образующихся
при гидролизе кислоты
(основания) и будет тем
больше, чем слабее кислота
(основание)**



Константа гидролиза. При написании выражения исключается вода, ее концентрация постоянна (55 моль/л)

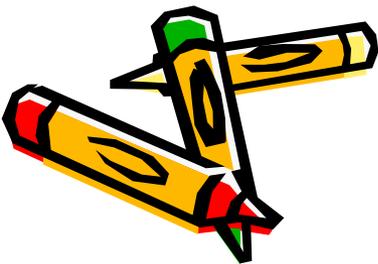
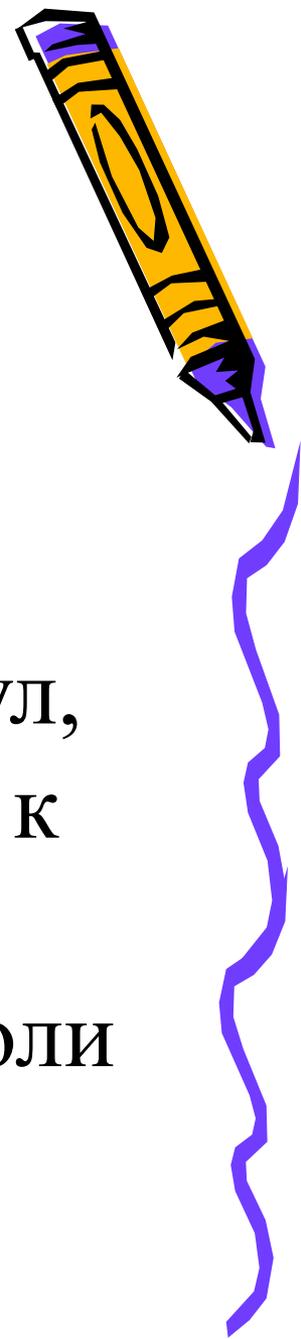
$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{CuOH}^+][\text{H}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{OH}^-]}{[\text{PO}_4^{3-}]}$$



Степень гидролиза (h) -доля
вещества подвергающаяся
гидролизу.

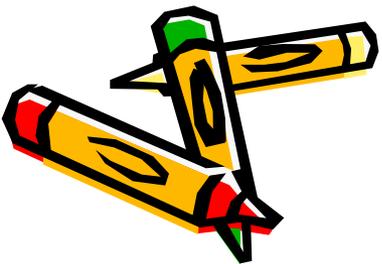
– Отношение числа молекул,
подвергшихся гидролизу к
общему числу
растворенных молекул соли



Факторы, влияющие на степень гидролиза.

Гидролиз обратимая реакция, то на состояние равновесия гидролиза влияют:

температура, концентрации исходных веществ, добавление посторонних веществ.



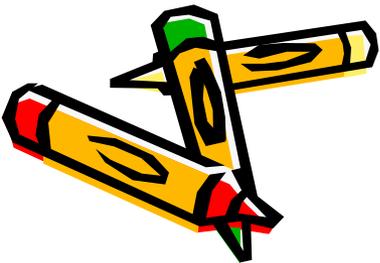
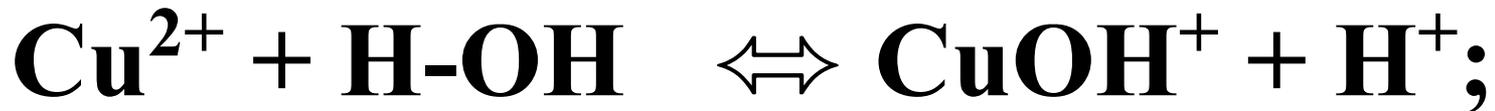
Температура

Реакция гидролиза
эндотермическая, **повышение
температуры** смещает
равновесие в системе вправо,
**увеличивает степень
гидролиза.**



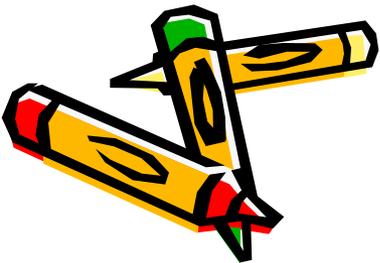
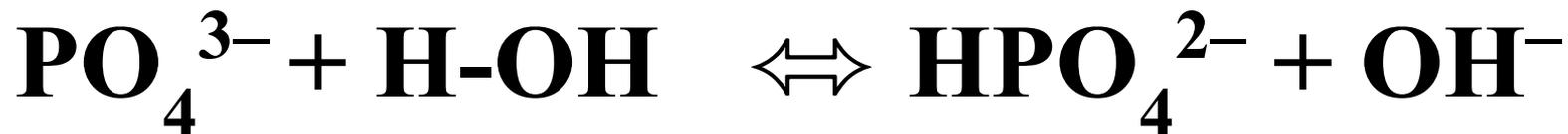
Концентрация продуктов гидролиза

В соответствии с принципом Ле Шателье, повышение концентрации ионов водорода приведет к смещению равновесия влево. **Степень гидролиза будет уменьшаться.**



Концентрация продуктов гидролиза.

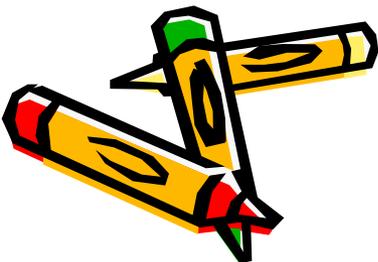
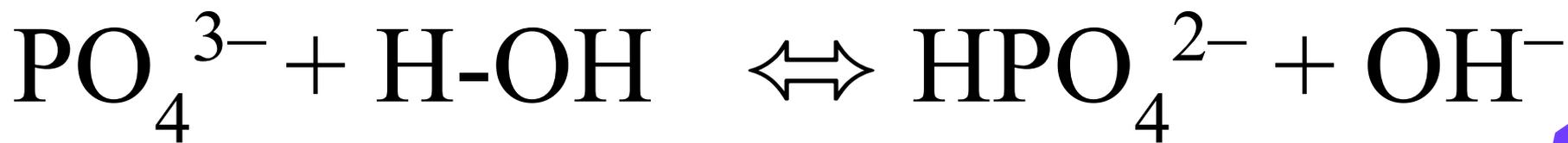
- Степень гидролиза будет уменьшаться при увеличении концентрации гидроксид-ионов для реакции:





Концентрация соли.

- степень гидролиза уменьшается



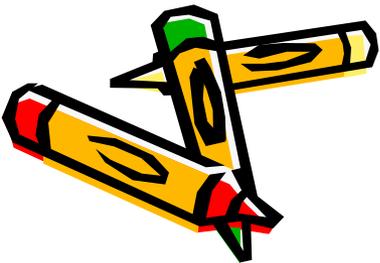
При добавлении соли, фосфат-ионов, равновесие будет смещаться вправо, концентрация гидрофосфат и гидроксид-ионов будет возрастать. Из константы равновесия этой реакции следует, чтобы увеличить концентрацию гидроксид-ионов вдвое, надо концентрацию фосфат-ионов увеличить в 4 раза! Значение константы неизменно. Степень гидролиза, под которой можно понимать отношение $[OH^-]$ / $[PO_4^{3-}]$, уменьшится вдвое.



Разбавление.

- Означает 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, т.е в сторону реакции гидролиза.

- **При разбавлении степень гидролиза возрастает**







Добавление посторонних веществ



- МОГУТ ВЛИЯТЬ НА ПОЛОЖЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ В ТОМ СЛУЧАЕ, КОГДА ЭТИ ВЕЩЕСТВА РЕАГИРУЮТ С ОДНИМ ИЗ УЧАСТНИКОВ РЕАКЦИИ.

