

**«Новороссийский колледж строительства и экономики»
(ГАПОУ КК «НКСЭ»)**

**Очистка и контроль качества
природных и сточных вод**

Вода и ее свойства
Практические работы, часть 2



**Материал подготовлен кандидатом технических наук
Кузьминой Ириной Викторовной**





Я, Кузьмина Ирина
Викторовна, кандидат
технических наук с большим
опытом преподавания в
высшей школе, обобщила
полезную для Вас
информацию по дисциплине
**«Очистка и контроль качества
природных и сточных вод».**



Инструкция по использованию интерфейса



Справочная
таблица
Вернемся к ...

Вернуться к содержанию

Переход к тому действию, о котором гласит надпись, выделенная вишневым или желтым цветом



Для выхода из программы нажмите «Esc» на клавиатуре



Кнопки для перемещения вперед и назад по материалу занятий





Содержание

Практическая работа № 5 «Влияние температуры на скорость реакции».

Практическая работа № 6 «Реакции обмена».

Гидролиз. Практическая работа № 7 «Гидролиз солей».

Практическая работа № 8 «Химическое равновесие в гомогенных системах».

Практическая работа № 9 «Химическое равновесие в гетерогенных системах».

Использованные источники.





Практическая работа № 5 «Влияние температуры на скорость реакции»



Цель – Познакомиться с влиянием температуры на скорость реакции.

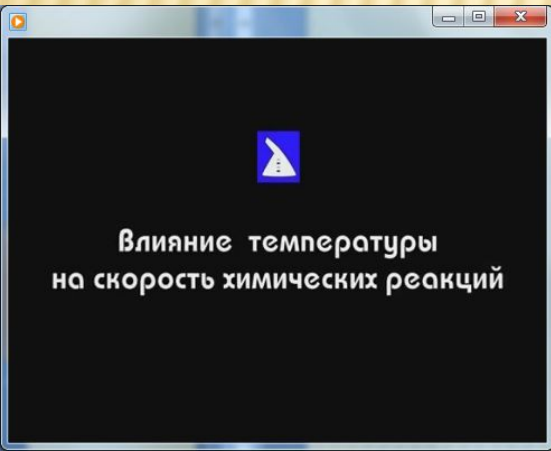
Приборы и реактивы: химическая посуда, H_2SO_4 , Zn, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2O .



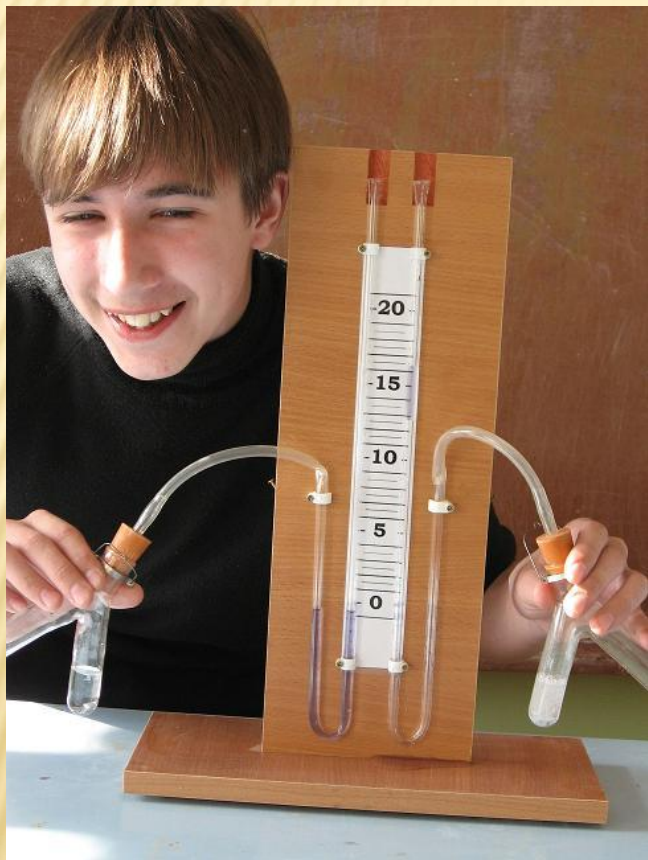
Опыт 1. В два сосуда Ландольта опускаем по 3 гранулы цинка и добавляем раствор серной кислоты. Различие состоит в том, что один раствор комнатной температуры, а другой подогрели.



Наблюдаемый эффект: реакция протекает быстрее там, где был подогретый раствор.



Прибор для демонстрации зависимости скорости химических реакций от различных условий

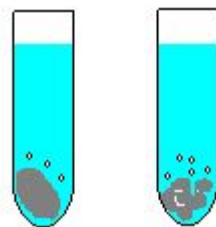


Прибор позволяет выявить влияние на скорость химической реакции следующих факторов:

- природы реагирующих веществ;
- концентрации;
- площади соприкосновения реагирующих веществ;
- температуры;
- катализатора;
- ингибитора.



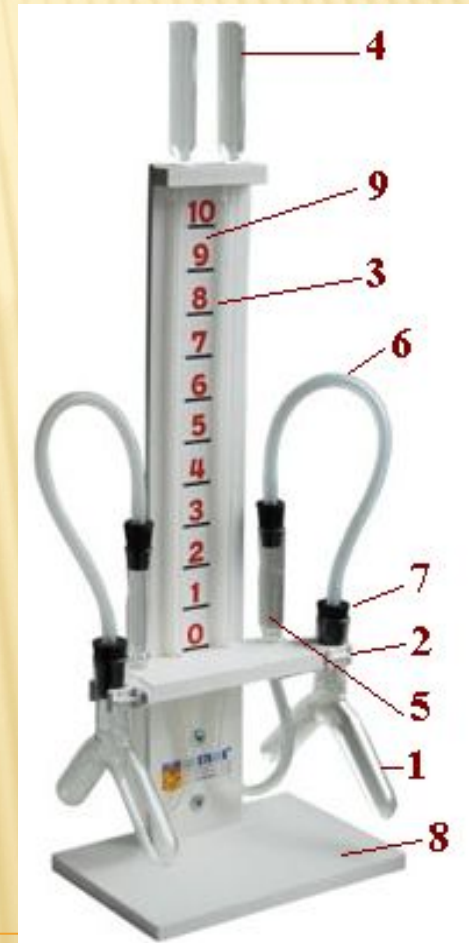
Принцип работы прибора состоит во взаимодействии твердой фазы (гранул цинка) и жидкой (раствора кислоты) в сосудах Ландольта, в результате чего выделяется газ, который по пластиковым трубкам поступает в манометрические трубки, давит на окрашенную жидкость и вызывает ее подъем. О различной скорости химической реакции в двух сосудах Ландольта судят по разности уровней жидкости в манометрических трубках.



Масса цинка в обеих пробирках одинакова



Прибор состоит из двух сосудов Ландольта (1), связанных с поворотным устройством (2), двух силиконовых трубок (3) с двумя стеклянными воронками вверху и двумя внизу. Верхние воронки (4) предотвращают выброс жидкости из трубок в случае очень быстрого ее подъема; нижние (5) служат резервуаром для окрашенной жидкости при заполнении трубок по всей длине шкалы. Манометрические трубки и сосуды Ландольта соединяются силиконовыми трубками (6) с резиновыми пробками на концах (7). Прибор смонтирован на платформе (8) с оцифрованной шкалой (9).

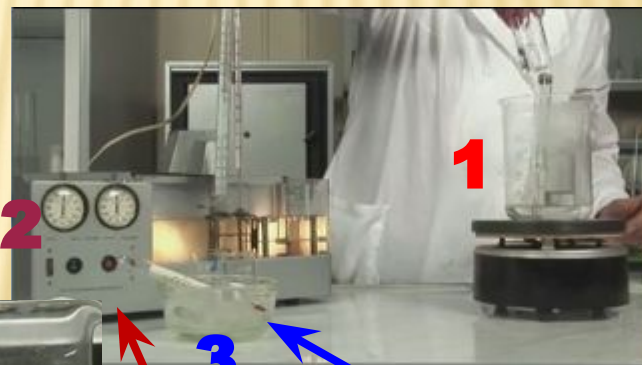


Опыт 2. В три стакана наливаем раствор серной кислоты, в 3 другие – раствор тиосульфата натрия. Объем у всех растворов одинаковый. Одну пару стаканов с H_2SO_4 и $Na_2S_2O_3$ поставим в кристаллизатор, другую пару – в термостат с температурой $35\text{ }^\circ\text{C}$, третью пару в стакан с кипящей водой. Через 10 минут растворы попарно смешаем.



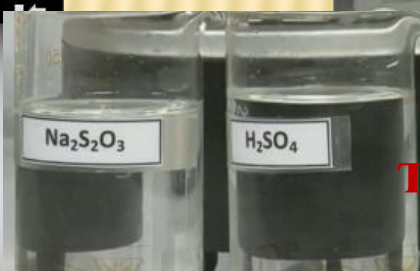
Влияние температуры на скорость реакции

5.2
Влияние температуры
на скорость реакции.



2

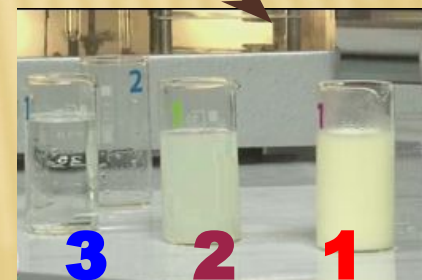
1



3

термостат

кристаллизатор

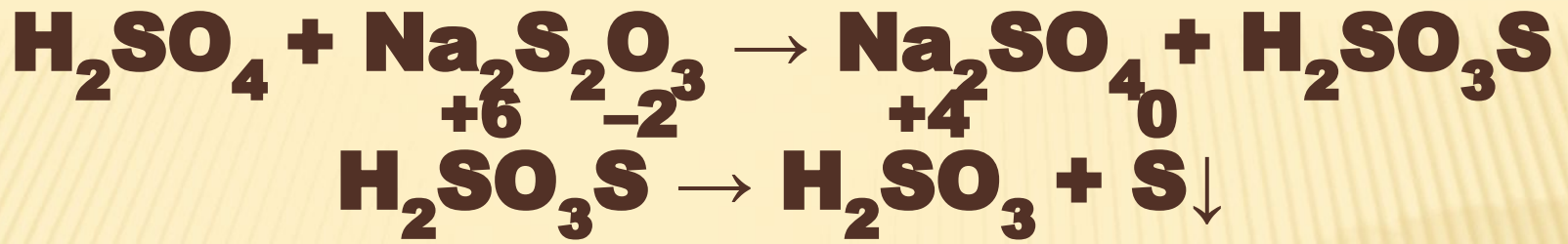


3

2

1





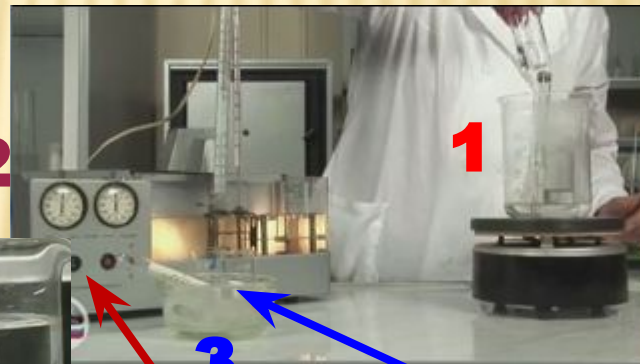
Наблюдаемый эффект: желтый осадок появляется тем быстрее, чем выше температура.

Вывод: реакция протекает тем быстрее, чем выше температура.



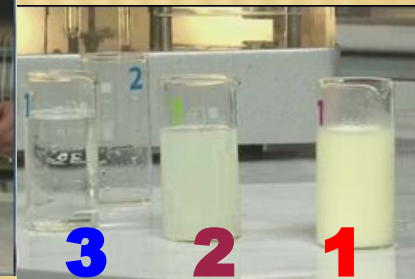
Влияние температуры на скорость реакции

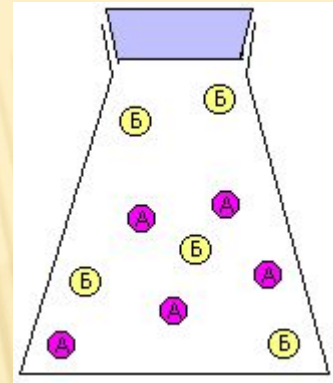
5.2
Влияние температуры
на скорость реакции.



термостат

кристаллизатор





Практическая работа № 6 «Реакции обмена»



Цель – Познакомиться с условиями протекания обменных реакций.

Приборы и реактивы: химическая посуда, NaOH, KOH, H_2SO_4 , HCl, $CuSO_4$, Na_2CO_3 , $BaCl_2$, Na_2SO_4 , $AlCl_3$.

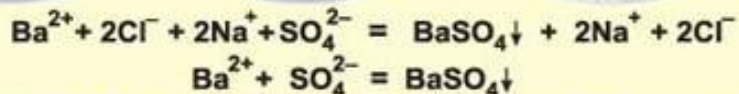
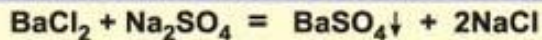


Обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, в направлении образования более слабых электролитов, более устойчивых соединений с меньшим значением константы диссоциации или константы нестойкости.

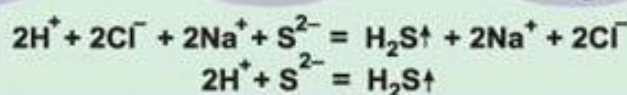
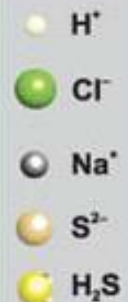
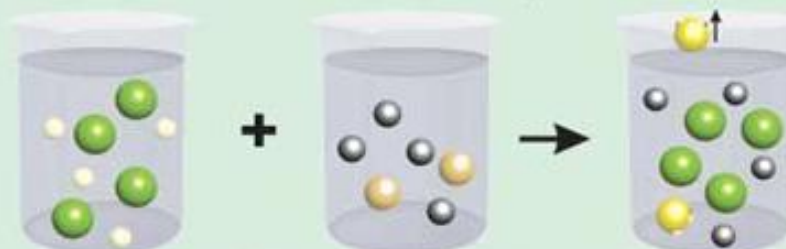
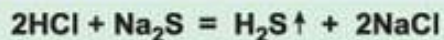
Реакции обмена в растворах электролитов протекают практически до конца, если выпадает осадок, выделяется газ или образуется слабый электролит (например вода или комплексный ион).



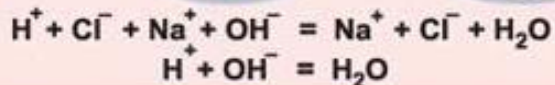
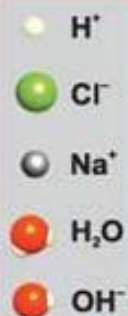
ОБРАЗОВАНИЕ МАЛОРАСТВОРИМОГО ВЕЩЕСТВА



ОБРАЗОВАНИЕ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА

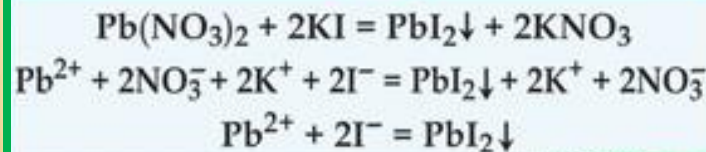
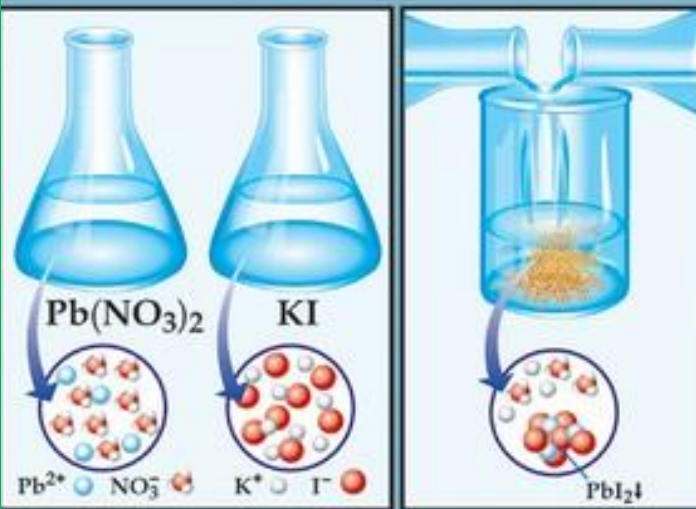


ОБРАЗОВАНИЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА – ВОДЫ

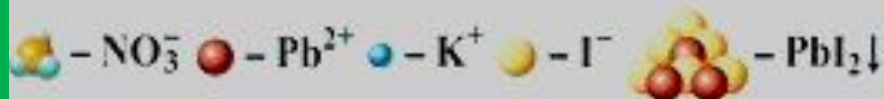
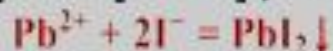
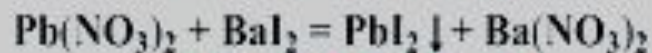
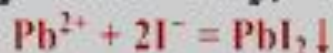
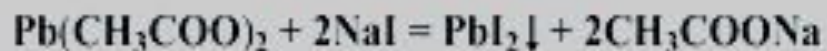
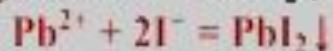
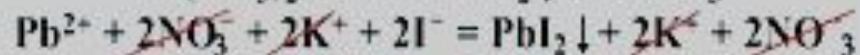
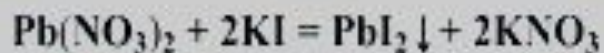
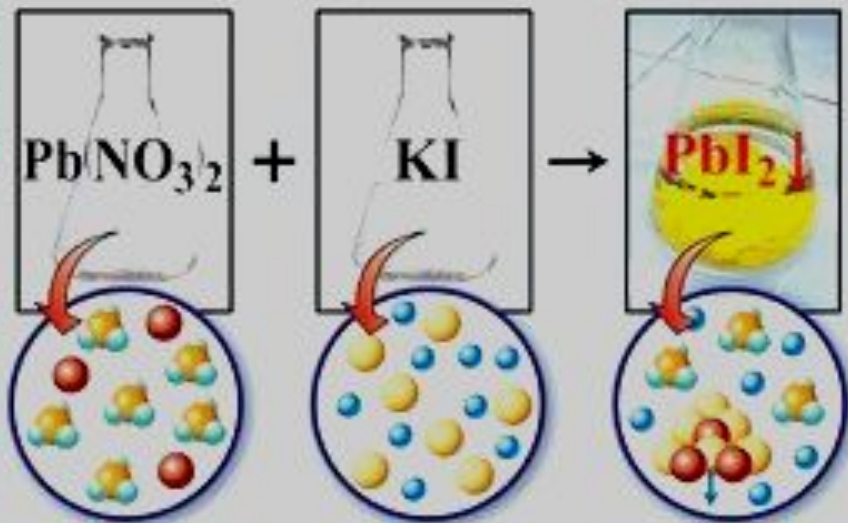


РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

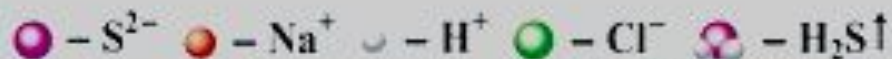
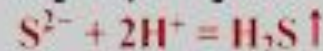
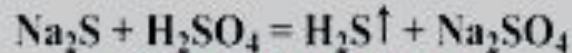
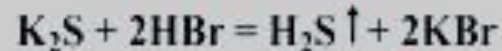
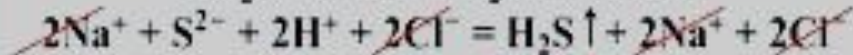
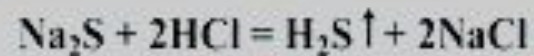
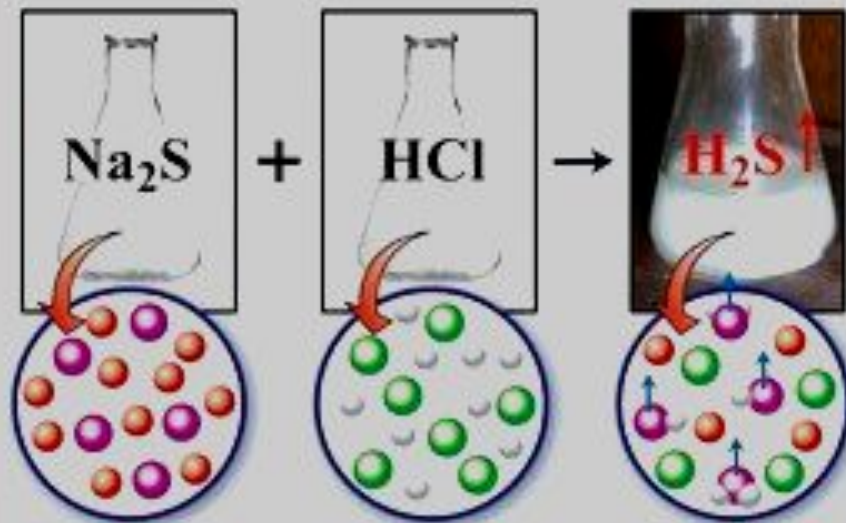
- Условия протекания
- выпадение осадка
 - выделение газа (CO₂, SO₂, H₂S)
 - образование воды



Выпадение осадка



Выделение газа



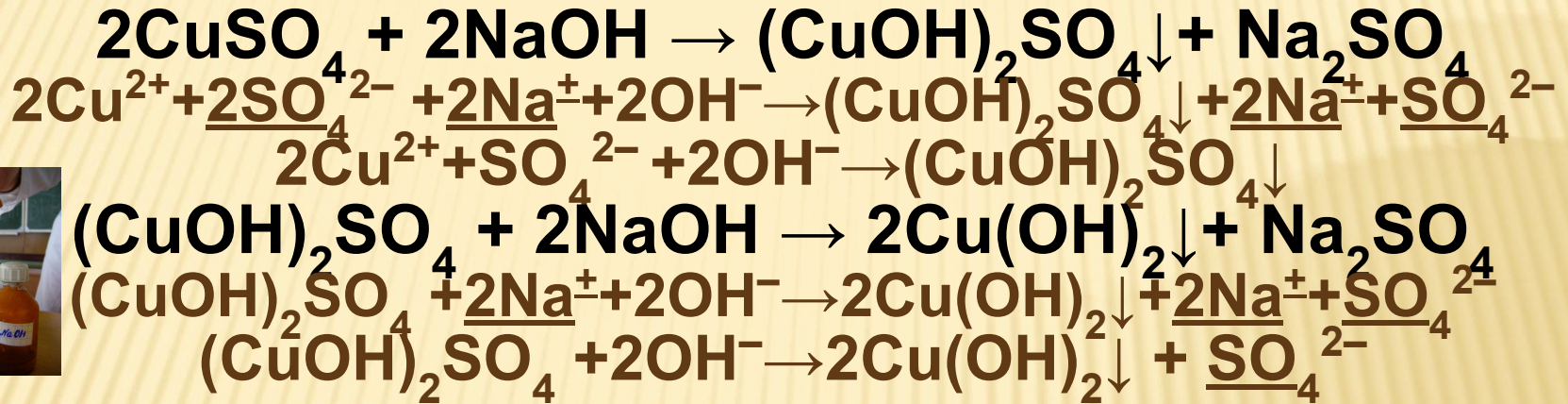
Задание. Определите между какими парами веществ, приведенных в таблице, возможно химическое взаимодействие и почему? Напишите молекулярное, полное и краткое ионные уравнения возможных реакций.

Из справочника выпишите произведение растворимости полученных осадков.

Исходные вещества				
CuSO_4 и NaOH	CuSO_4 и H_2SO_4	AlCl_3 и NaOH	Na_2CO_3 + HCl	BaCl_2 и Na_2SO_4



Опыт 1. В пробирку внесите несколько капель раствора сульфата меди (II), а затем добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия.



Наблюдаемый эффект: Выпадает голубой осадок, который при добавлении NaOH темнеет.

Произведение растворимости:

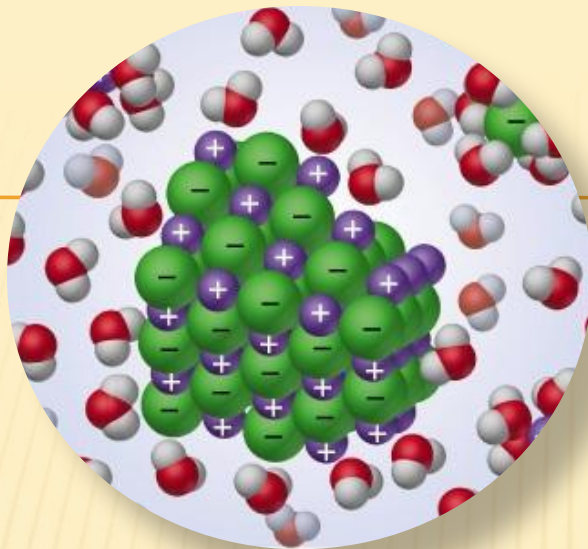
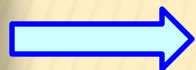
гидроксида меди (II) – $\text{ПР}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 8,3 \cdot 10^{-20}$,
 гидросульфата меди (II) – $\text{ПР}((\text{CuOH})_2\text{SO}_4) = 8,3 \cdot 10^{-12}$.
 $\text{ПР}(\text{Cu}(\text{OH})_2) < \text{ПР}((\text{CuOH})_2\text{SO}_4)$, поэтому преимущественно образуется гидроксид меди (II).

Вывод: сульфат меди (II) и гидроксид натрия взаимодействуют, так как образуется осадок

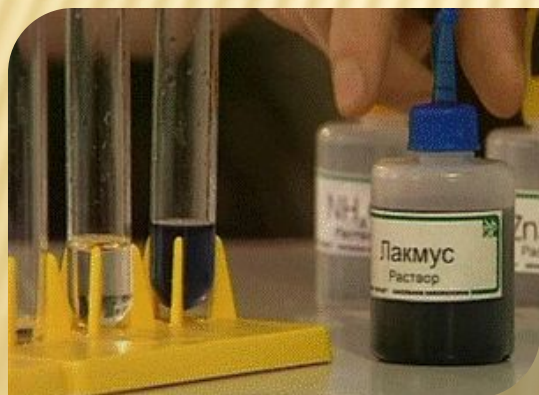


Аналогично оформите остальные опыты.



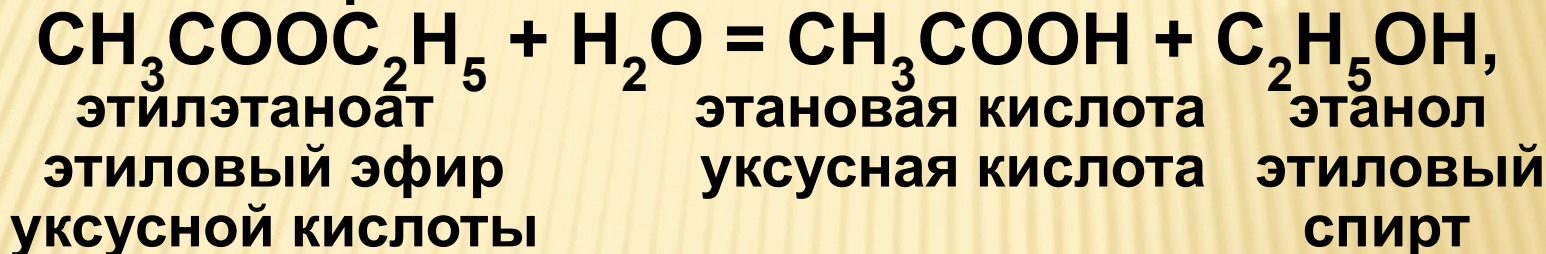
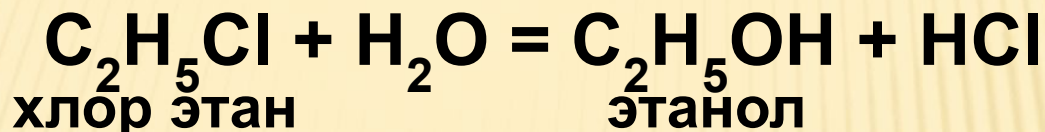


Гидролиз

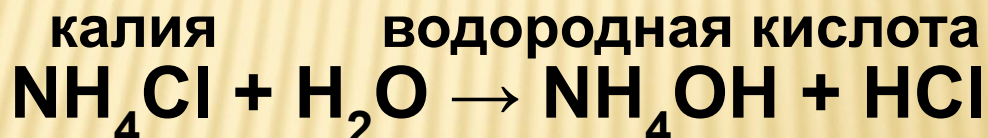
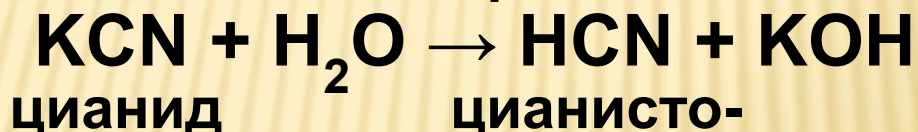


Гидролизом называют реакцию обмена вещества **с водой**.

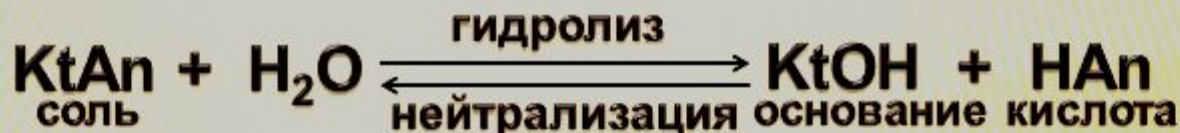
Гидролизу подвергаются как органические вещества:



так и неорганические вещества:



Гидролиз солей – реакция, обратная реакции нейтрализации:



Гидролизу не подвергаются соли, образованные катионом сильного основания (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} и др.) и анионом сильной кислоты (I^- , Br^- , Cl^- , ClO^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , MnO_4^- , и др.). В растворах таких солей среда **нейтральная**.

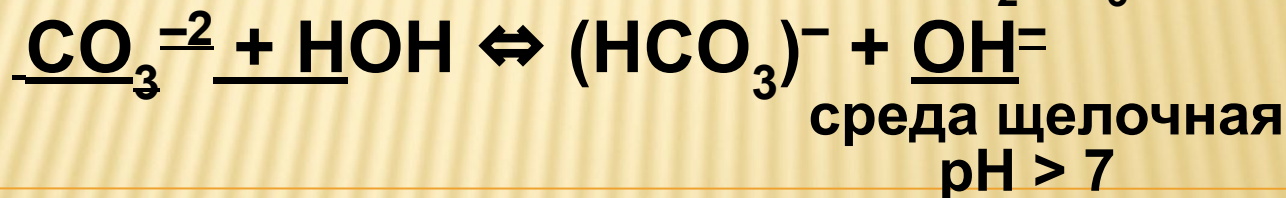
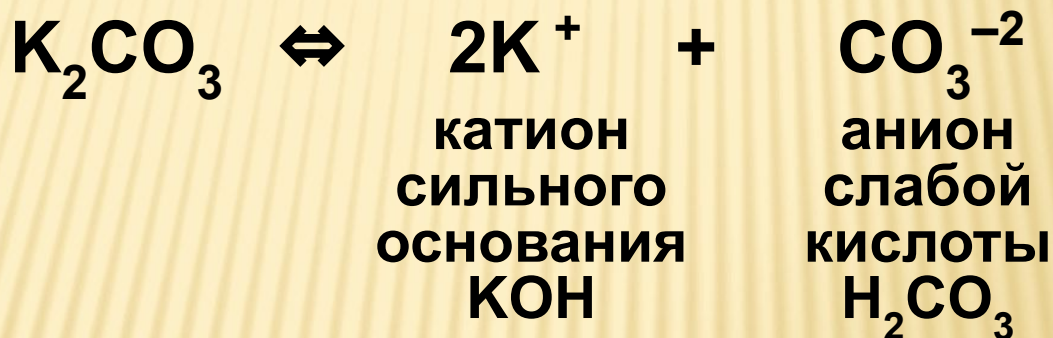
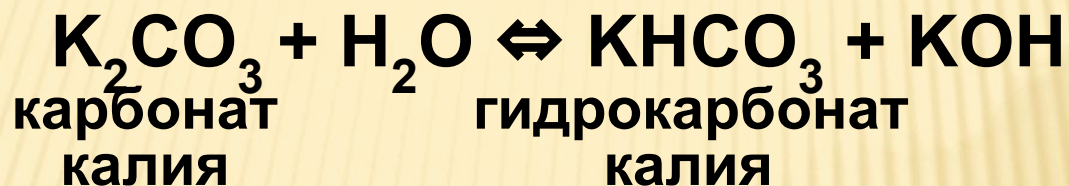
Гидролизу подвергаются растворимые соли, образованные:

- слабой кислотой и сильным основанием,
- слабым основанием и сильной кислотой,
- слабой кислотой и слабым основанием.

Если в таблице растворимости стоит прочерк, то это означает, что соль в растворе не существует, т. к. подвергается полному и необратимому гидролизу.



1. Соль образована катионом сильного основания и анионом **слабой кислоты** – **гидролиз солей по аниону** слабой кислоты (SiO_3^{2-} , S^{2-} , CN^- , CO_3^{2-} , CH_3COO^- , NO_2^- , F^- , PO_4^{3-} , SO_3^{2-}). Например,



Гидролиз солей, образованных **анионом слабой кислоты**, **усиливается** (то есть равновесие смещается вправо) при:

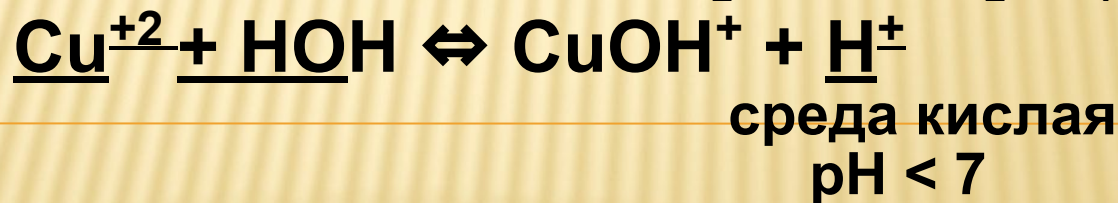
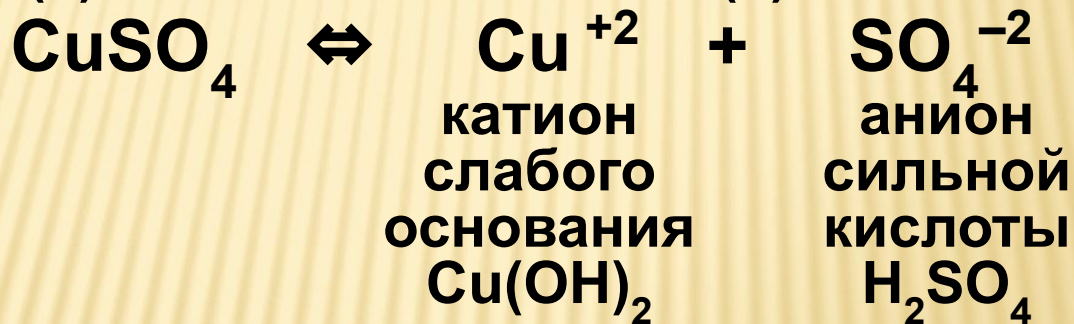
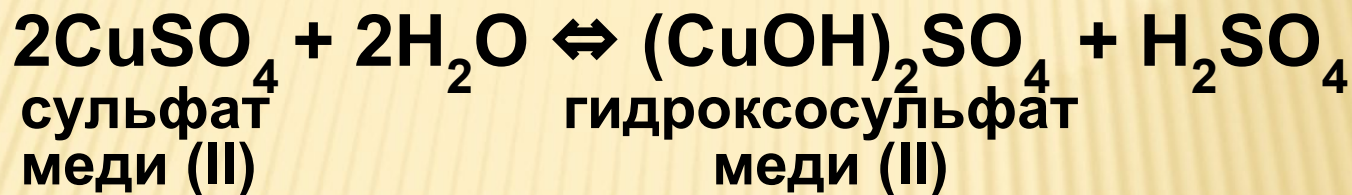
- а) нагревании, так как гидролиз – процесс эндотермический;
- б) разбавлении раствора, то есть уменьшении концентрации соли;
- в) подкислении раствора, то есть при добавлении в раствор кислоты.

Гидролиз **подавляется** (равновесие смещается влево) при:

- а) охлаждении раствора;
- б) увеличении концентрации соли;
- в) подщелачивании раствора.



2. Соль образована катионом **слабого основания** и анионом сильной кислоты – **гидролиз солей по катиону** слабого основания (NH_4^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} , Sn^{2+} , Cu^{2+} и других нерастворимых в воде оснований).
Например,



В растворе солей, гидролизующихся **по катиону**, среда кислая, $pH < 7$.

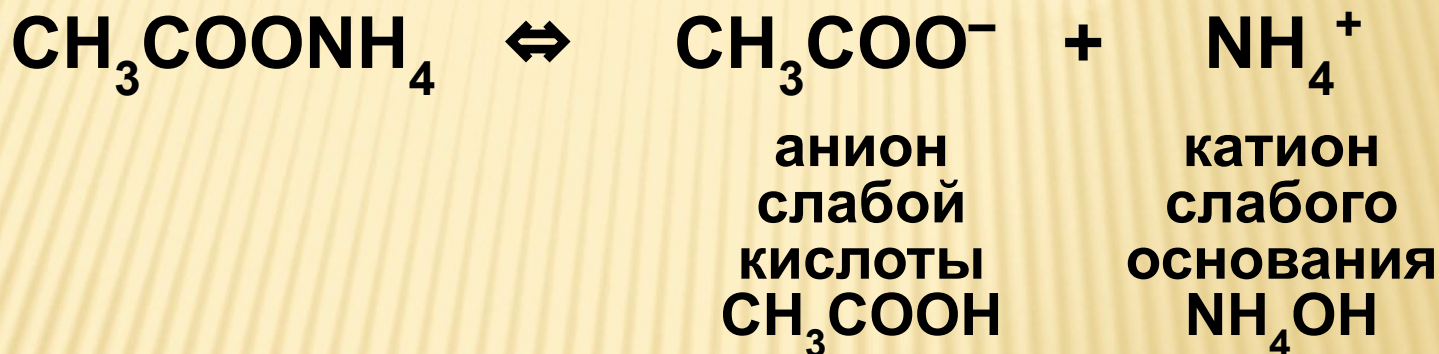
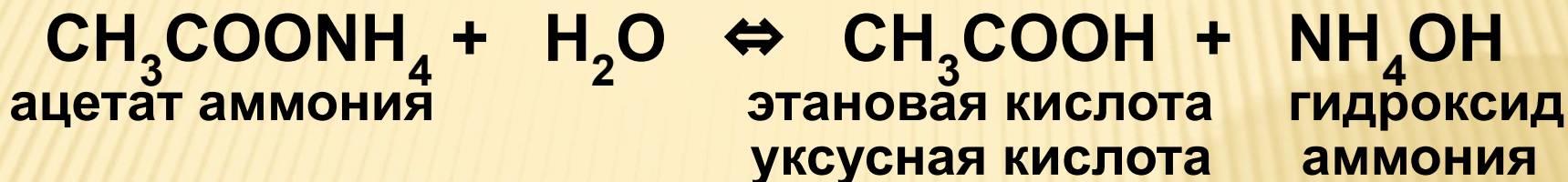
Гидролиз таких солей **усиливается** при

- а) нагревании,
- б) разбавлении раствора,
- в) добавлении в раствор щелочи.

Гидролиз **подавляется** при охлаждении раствора, увеличении концентрации соли и подкислении.



3. Соль образована катионом **слабого основания** и анионом **слабой кислоты** – **гидролиз солей по катиону** слабого основания и **аниону** слабой кислоты. Например,



В растворе таких солей рН определяется силой образующихся кислоты и основания. В растворе ацетата аммония среда близкая к нейтральной, так как $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$, $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,79 \cdot 10^{-5}$.

Гидролиз таких солей **усиливается при** нагревании и не зависит от концентрации соли.



Степень и константа гидролиза

Степень гидролиза (h) – доля вещества, подвергшаяся гидролизу (отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу, к общему числу молекул):

$$h = \frac{N_{\text{прогидролизованавшихся}}}{N_{\text{общее}}} \times 100\%$$

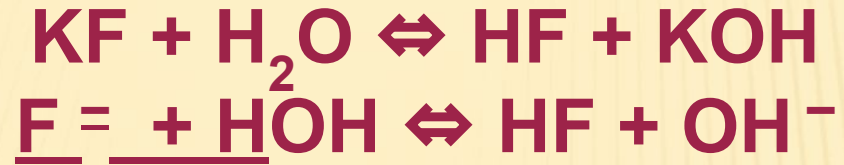


Степень гидролиза зависит от:

- константы диссоциации образующегося слабого электролита (чем слабее образующиеся кислота и/или основание, тем больше h),
- температуры (h возрастает при увеличении температуры),
- концентрации соли (h увеличивается при уменьшении концентрации соли, то есть при разбавлении),
- кислотности среды (от pH раствора).



Константа гидролиза – константа равновесия обратимого процесса гидролиза:



$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HF}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

(концентрация воды в выражение для константы гидролиза не входит, так как вода – растворитель, ее концентрацию можно считать величиной постоянной).



**HF – слабая кислота, диссоциирует обратимо:
 $\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$.**

$$K_{\text{дис. HF}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} \Rightarrow \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]} = \frac{[\text{H}^+]}{K_{\text{дис. HF}}}$$

Подставляя эту величину в формулу для константы гидролиза, получаем

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{K_{\text{дис. HF}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дис. HF}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6,2 \times 10^{-4}} = 1,6 \times 10^{-11}$$



Константа гидролиза зависит от природы соли и от температуры, но не зависит от концентрации соли.

Для солей, образованных слабой кислотой
(**гидролиз по аниону**)

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ты}}}$$

Для солей, образованных слабым основанием (**гидролиз по катиону**)

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основ.}}}$$

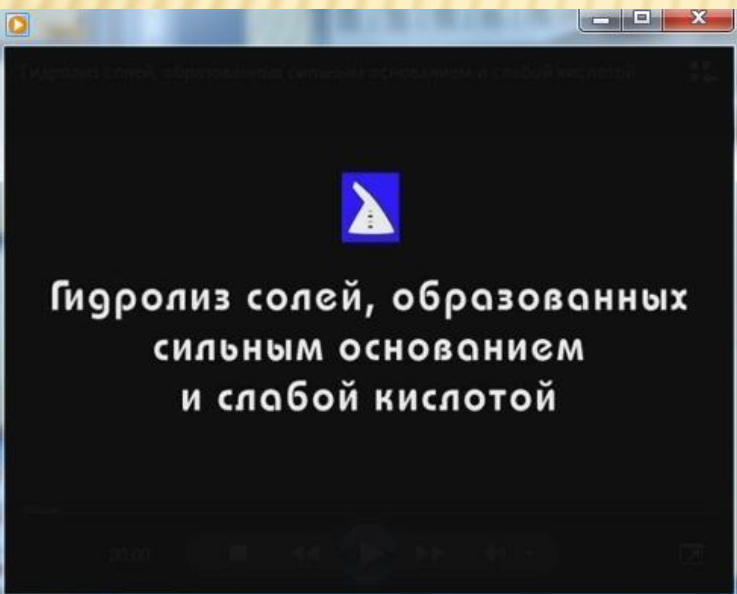


Для солей, гидролизующихся и по катиону, и по аниону

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ты}} \times K_{\text{основ}}}$$

Чем слабее образующиеся кислота и/или основание, то есть, чем меньше их константа диссоциации, тем больше константа гидролиза, тем сильнее гидролизуется соль. Величина константы гидролиза возрастает также с увеличением температуры.

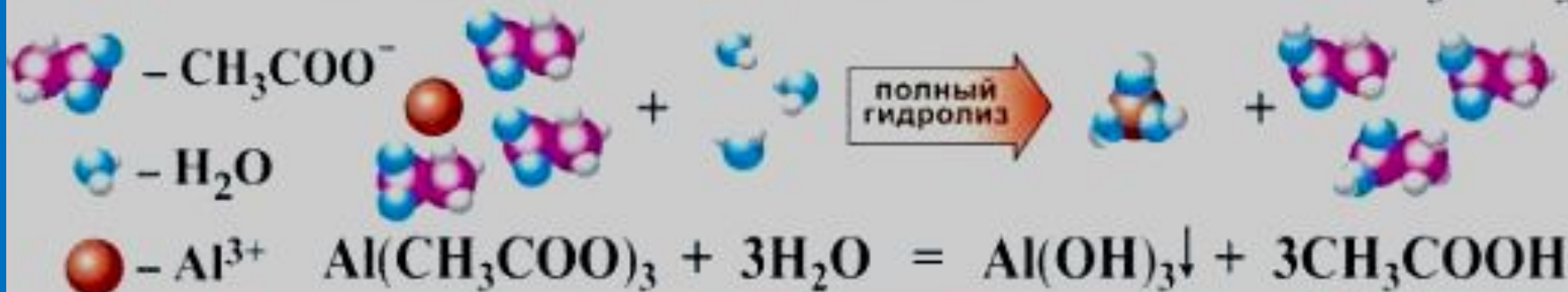




11. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

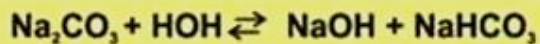
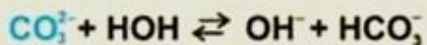
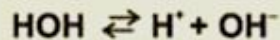
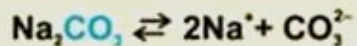


Соль слабого основания и слабой кислоты на примере $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$





Гидролиз по аниону

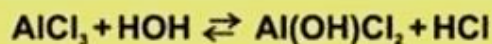
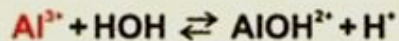
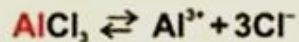


$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$

ЩЕЛОЧНАЯ СРЕДА



Гидролиз по катиону

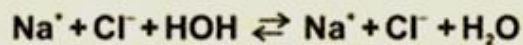
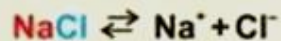


$[\text{OH}^-] < [\text{H}^+]$

КИСЛАЯ СРЕДА



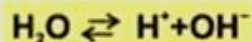
Гидролиз не идет



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

НЕЙТРАЛЬНАЯ СРЕДА

Шкала значений pH и окраска некоторых индикаторов

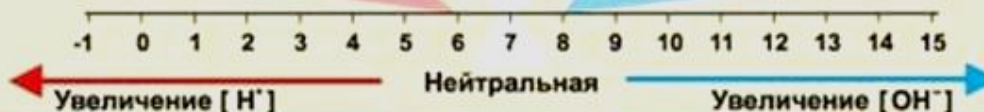


$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7}$$

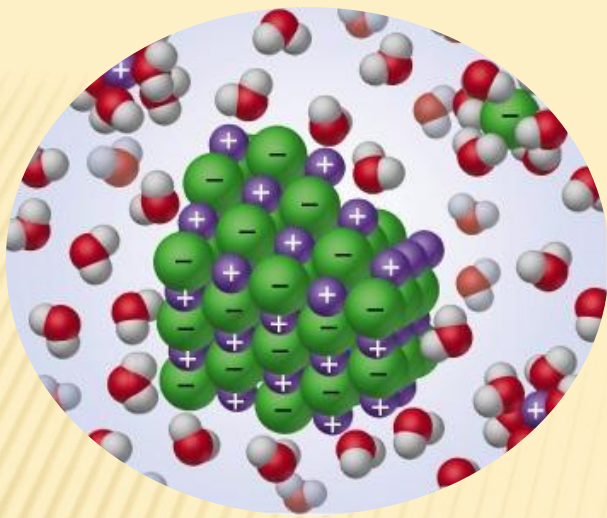
КИСЛОТА $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

ОСНОВАНИЕ $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

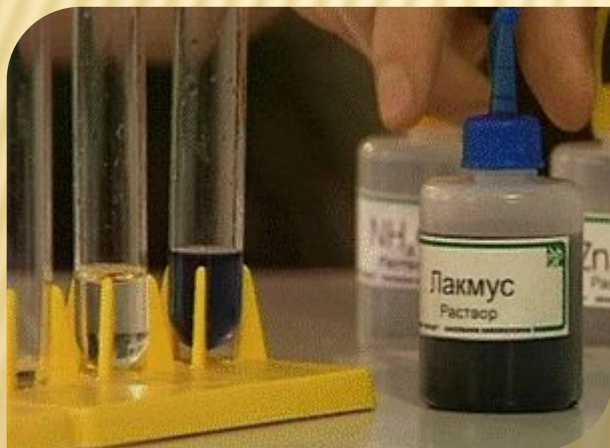


Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий	Лакмус
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Желтый	Метилоранж
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Розовый	Фенолфталеин





Практическая работа № 7 «Гидролиз солей»

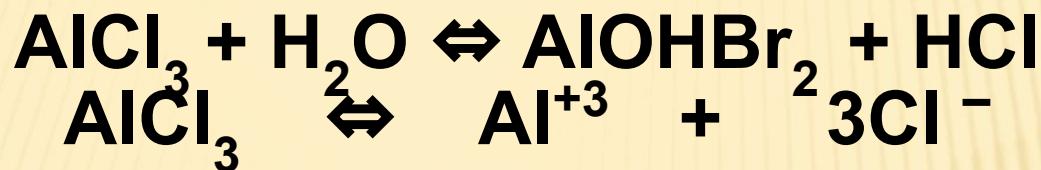


Цель – Познакомиться с условиями протекания реакций гидролиза.

Приборы и реактивы: химическая посуда, AlCl_3 , Na_2CO_3 , KI , NH_4CNS .



Опыт 1. В пробирку внесите кристаллик хлорида алюминия и добавьте немного воды.



катион
слабого
основания
 $\text{Al}(\text{OH})_3$

анион
сильной
кислоты
 HCl



среда кислая
pH < 7

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основ.}}}$$

$$K(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 10^{-14}, K(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1,38 \cdot 10^{-9}.$$

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K(\text{H}_2\text{O})}{K(\text{Al}(\text{OH})_3)} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-9}} = 7,25 \cdot 10^{-6}$$



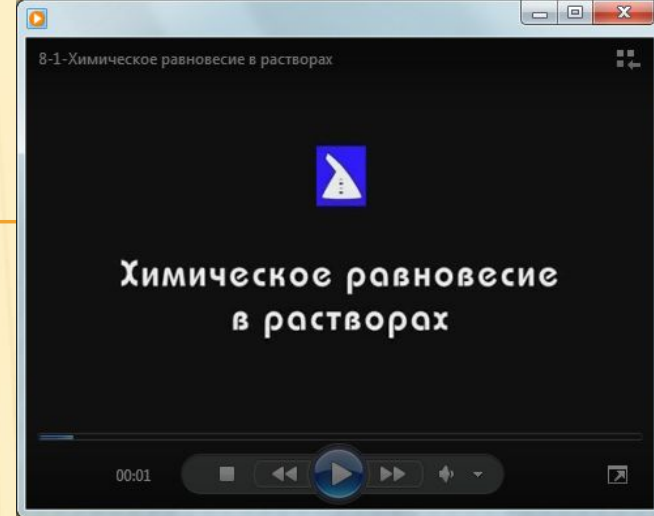
Наблюдаемый эффект: с помощью универсального индикатора установили, что $\text{pH} = 3$.

Константа гидролиза: $K_{\text{гидр.}}(\text{AlCl}_3) = 7,25 \cdot 10^{-6}$.

Вывод: гидролиз протекает по катиону, т.к. соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты.

Аналогично оформите остальные опыты.





Практическая работа № 8 «Химическое равновесие в гомогенных системах»



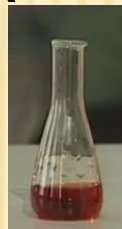
Цель – Познакомиться с условиями смещения химического равновесия в гомогенных системах.

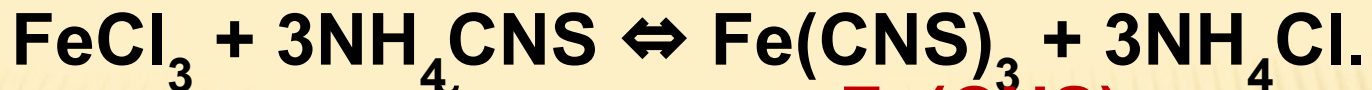
Приборы и реактивы: химическая посуда, H_2O , FeCl_3 , NH_4Cl , NH_4CNS , $(\text{NO}_2 + \text{N}_2\text{O}_4)$.



Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Для изучения влияния концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие удобно воспользоваться реакцией между хлоридом железа (III) и роданидом аммония, которая выражается уравнением:





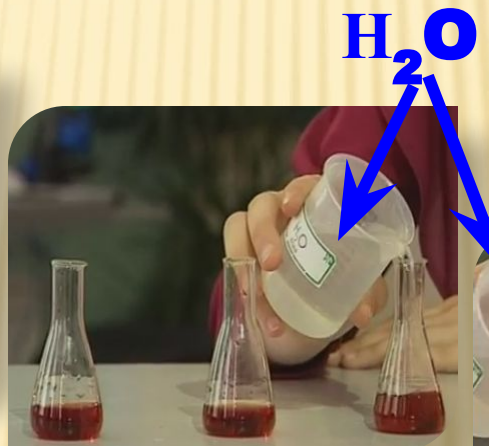
Из веществ этой системы $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ интенсивно окрашен в **красный цвет**, разбавленный раствор FeCl_3 в бледно-желтый, а растворы NH_4CNS и NH_4Cl – бесцветны. Поэтому всякое изменение концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ сказывается на изменении окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ.



В стаканчик налейте 20-25 мл дистиллированной воды и прибавьте по одной капле насыщенных растворов FeCl_3 и NH_4SCN , перемешайте раствор стеклянной палочкой. Полученный раствор налейте в 4 пробирки (колбы). Возможно проведение опыта так, как приведено на рисунках.



FeCl_3



$\text{Fe}(\text{CNS})_3$



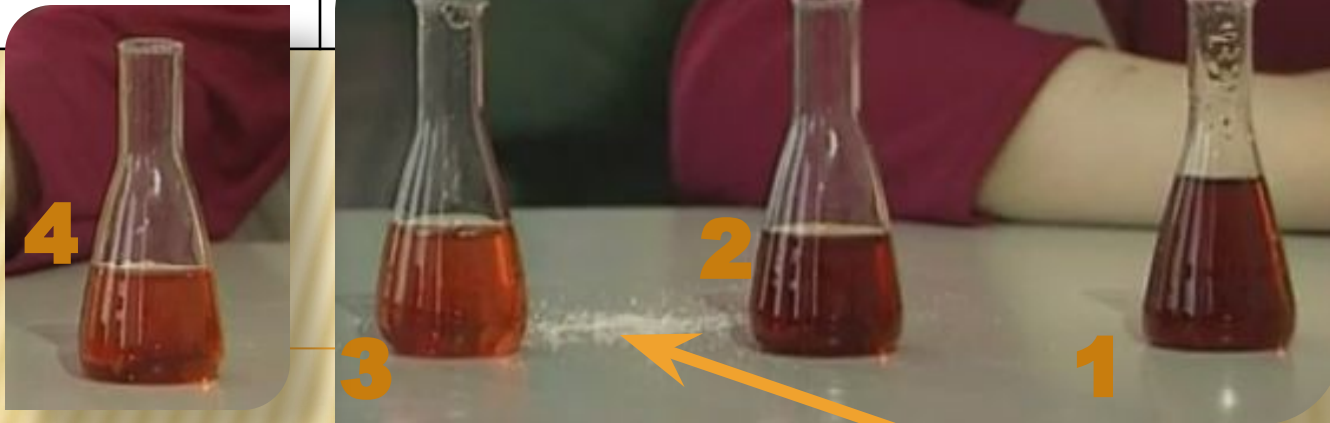
Добавьте:

- в первую пробирку (колбу) одну каплю насыщенного раствора FeCl_3 ,
 - во вторую пробирку (колбу) одну каплю насыщенного раствора NH_4SCN ,
 - в третью пробирку (колбу) щепотку кристаллов NH_4Cl .
- Четвертую пробирку (колбу) оставьте для сравнения.



Результаты эксперимента

Номер Пробирки	Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски раствора	Направление смещения равновесия
1	FeCl_3		
2	NH_4SCN		
3	NH_4Cl		
4	Их совместный		\rightleftharpoons



Направление смещение химического равновесия можно определить с помощью **принципа Ле-Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется давление, температура, концентрация реагирующих веществ), то в системе происходят процессы, направленные на уменьшение внешнего воздействия.



Константа химического равновесия

представляет собой дробь, в числителе которой стоит произведение равновесных концентраций (если реакция протекает в растворе) или равновесных парциальных давлений (для реакций в газовой фазе) продуктов реакций, возведенных в степени, показатели которых равны стехиометрическим коэффициентам, а в знаменателе – произведение концентраций (или парциальных давлений) исходных веществ, возведенных в соответствующие степени. В первом случае константу равновесия обозначим K_c , а во втором – K_p . В случае обратимых гетерогенных реакций концентрация вещества, находящегося в твердой фазе, в величину константы равновесия не входит.

$$K_c = \frac{[Fe(CNS)_3] \cdot [NH_4Cl]^3}{[FeCl_3] \cdot [NH_4CNS]^3}$$





$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{CNS})_3] \cdot [\text{NH}_4\text{Cl}]^3}{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{NH}_4\text{CNS}]^3}$$

В первую пробирку добавляли FeCl_3 – окраска раствора усилилась, т. к. прибавленный хлорид железа прореагировал с оставшимся в растворе бесцветным роданидом аммония – равновесие сместилось в сторону продуктов реакции.

Во вторую пробирку добавляли NH_4SCN , – окраска раствора стала еще темнее, чем в первой пробирке т. к. концентрация исходных веществ увеличивается сильнее (возводится в куб) – равновесие сместилось в сторону продуктов реакции.

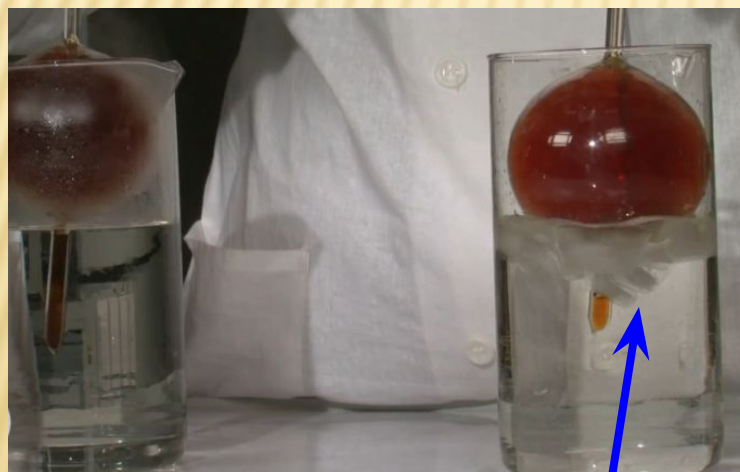
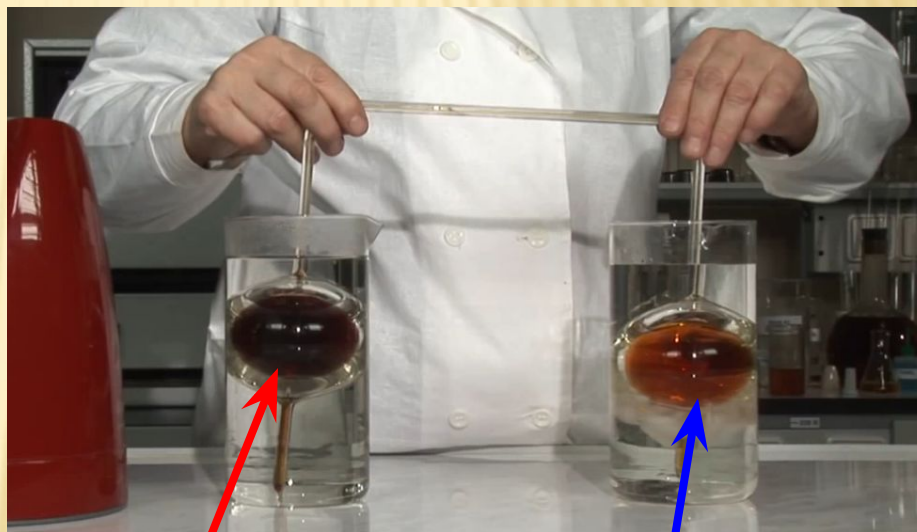
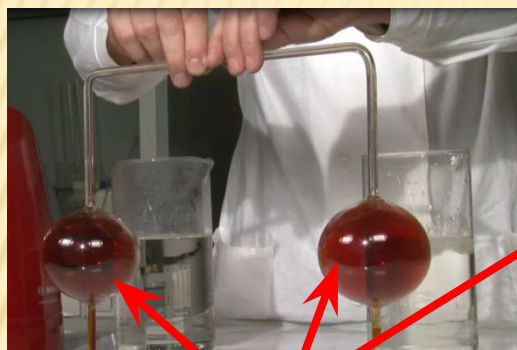
В третью пробирку добавляли NH_4Cl – окраска раствора стала светлее, т. к. уменьшается концентрация $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, который переходит в слабоокрашенный хлорид железа – равновесие сместилось в сторону исходных веществ.



Вывод: чтобы сместить химическое равновесие **вправо**, нужно увеличить концентрацию исходных веществ, а **влево** – в сторону **продуктов реакции**.

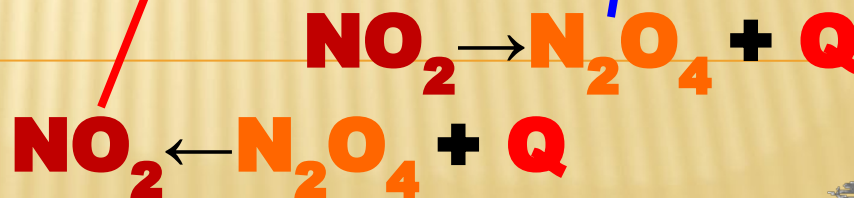


Опыт 2. Влияние температуры на химическое равновесие в гомогенных системах. Запаянные емкости заполненные смесью газов NO_2 и N_2O_4 опускают одну в стакан с горячей водой, а вторую – в стакан со льдом.



Горячая
вода

Лед





Реакция перехода **оксида азота (IV)** в димер этого оксида является экзотермической:



поэтому при охлаждении равновесие смещается в сторону продуктов реакции, а при нагревании – в сторону исходных веществ.



Практическая работа № 9 «Химическое равновесие в гетерогенных системах»



Цель – Познакомиться с условиями смещения химического равновесия в гетерогенных системах.

Приборы и реактивы: химическая посуда, индикатор (фенолфталеин), NaOH , NH_4OH .



Опыт 1. Влияние температуры на смещение химического равновесия.

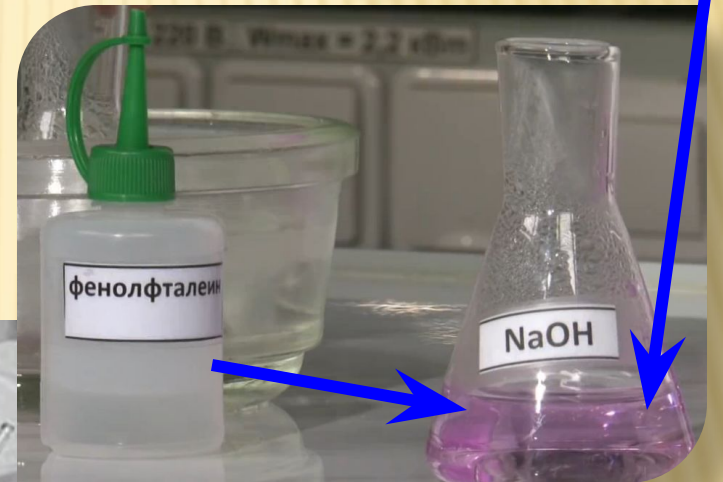
В растворе гидроксида аммония всегда соблюдается равновесие:



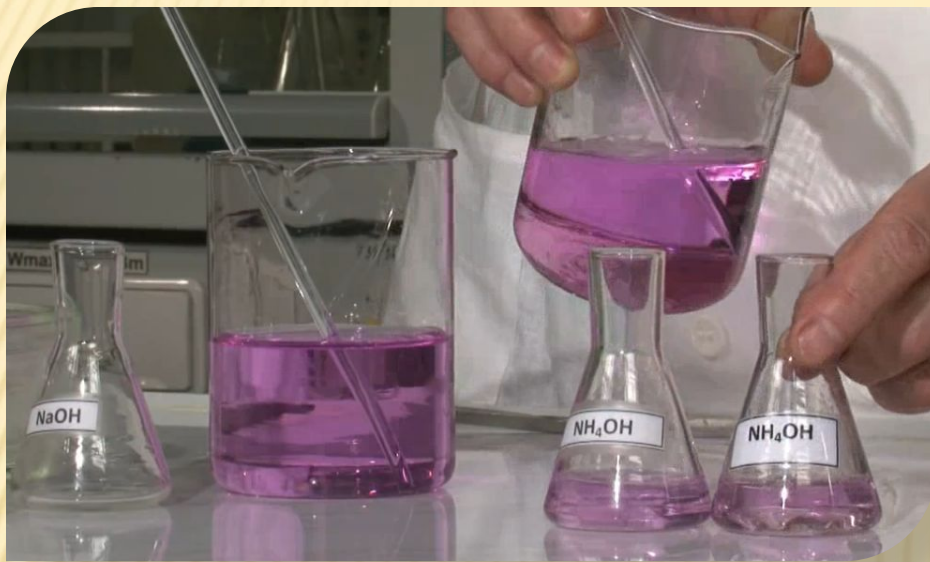
В стакан с раствором гидроксида аммония добавляем фенолфталеин – раствор стал малиновым.



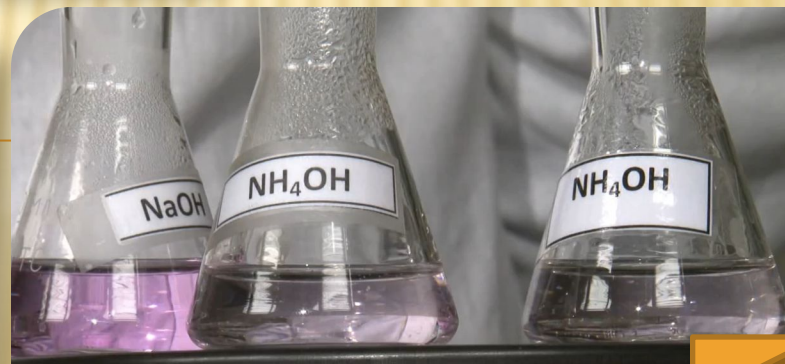
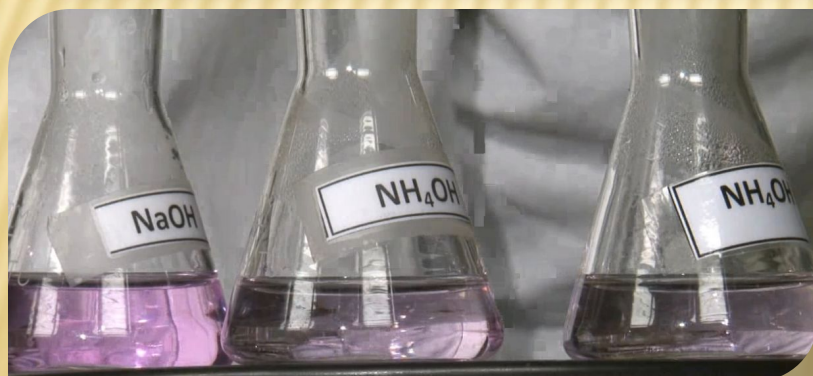
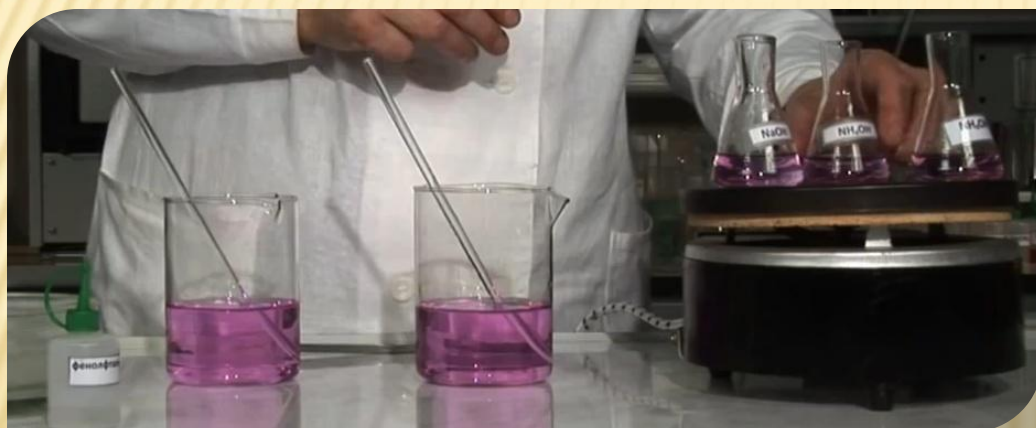
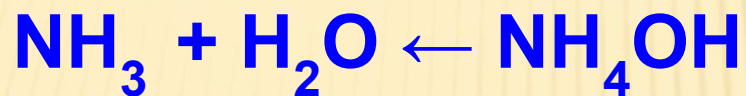
В стакан с раствором гидроксида натрия добавляем фенолфталеин – раствор стал малиновым.



Разольем полученные растворы в колбы.



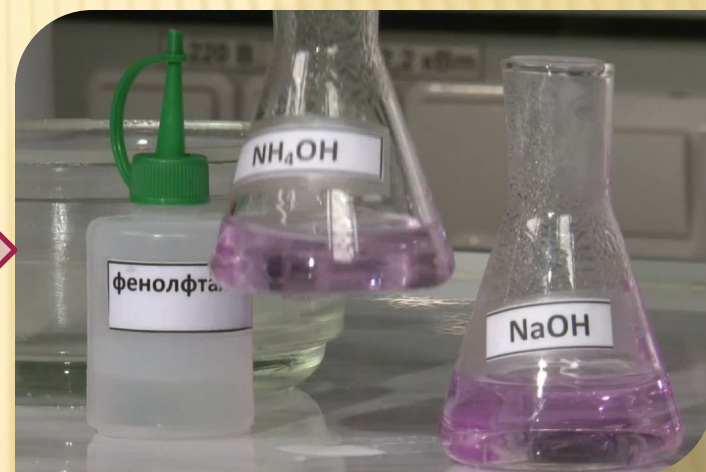
При нагревании полученных растворов изменение окраски (обесцвечивание) происходит в колбах с гидроксидом аммония – равновесие смещается в сторону образования аммиака:

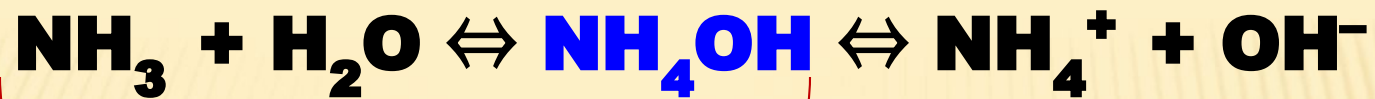


При охлаждении колбы с раствором гидроксида аммония окраска постепенно восстанавливается – равновесие смещается в сторону образования гидроксид-иона:



Лед





Экзотермическая реакция

Эндотермическая реакция

Вывод: для увеличения выхода образования аммиака раствор нужно охладить, а для увеличения выхода образования гидроксида аммония раствор нужно нагреть.





Использованные источники

1. Ивчатов А. Л., Малов В. И. Химия воды и микробиология. – М.: ИНФРА-М, 2006. – 218 с.
2. Новошннский И. И., Новошинская Н. С. Химия: учебник для 10(11) класса общеобразовательных учреждений/И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2014. (ФГОС. Инновационная школа).
3. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е. Саенко – Ростов н/Д.: Феникс, 2014.– 288 с. – (Среднее профессиональное образование)
4. В. Д. Валова (Копылова), Е. И. Паршина. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа. Практикум. – М.: Дашков и Ко, 2012.– 200 с. – (Учебное издание для бакалавров)
5. Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. Аналитическая химия и практикум: учебник для СПО. – М.: Юрайт, 2015.– 278 с. – (Учебное издание для бакалавров)





Использованные источники

6. Габриелян О. С., Остроумов И. Г. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М.: ИЦ «Академия», 2014.
7. Габриелян О.С., Остроумов И. Г., Остроумова Е. Е. и др. Химия для профессий и специальностей естественнонаучного профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М.: ИЦ «Академия», 2014.
8. Ерохин Ю. М., Ковалева И. Б. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М.: ИЦ «Академия», 2014.
9. Ерохин Ю. М. Химия: Задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. – М.: ИЦ «Академия», 2014.





Использованные источники

10. Химическое равновесие – Википедия
ru.wikipedia.org
11. Химическое равновесие в растворах.wmv
youtube.com
12. video.yandex.ru»химическое равновесие ... опыты
13. yandex.ru/images»
химическое равновесие ... опыты
14. Влияние температуры на скорость реакции
youtube.com
15. Влияние температуры на скорость химических
... youtube.com
16. yandex.ru/images»
Влияние температуры на скорость реакции ... оп
ыты
17. yandex.ru/images»Гидролиз солей ... опыты
18. Гидролиз солей - youtube.com



