

**«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.

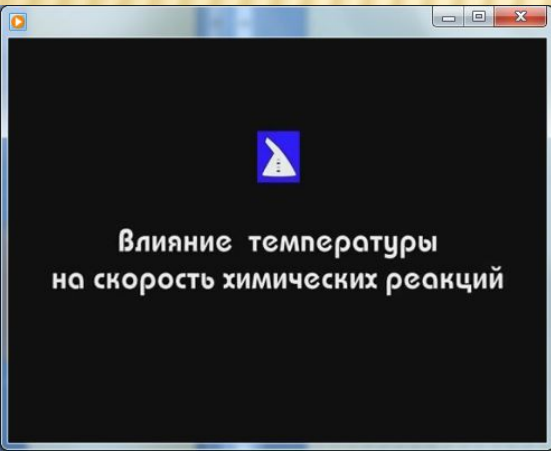
**Приборы и реактивы:** химическая посуда,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , Zn,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .



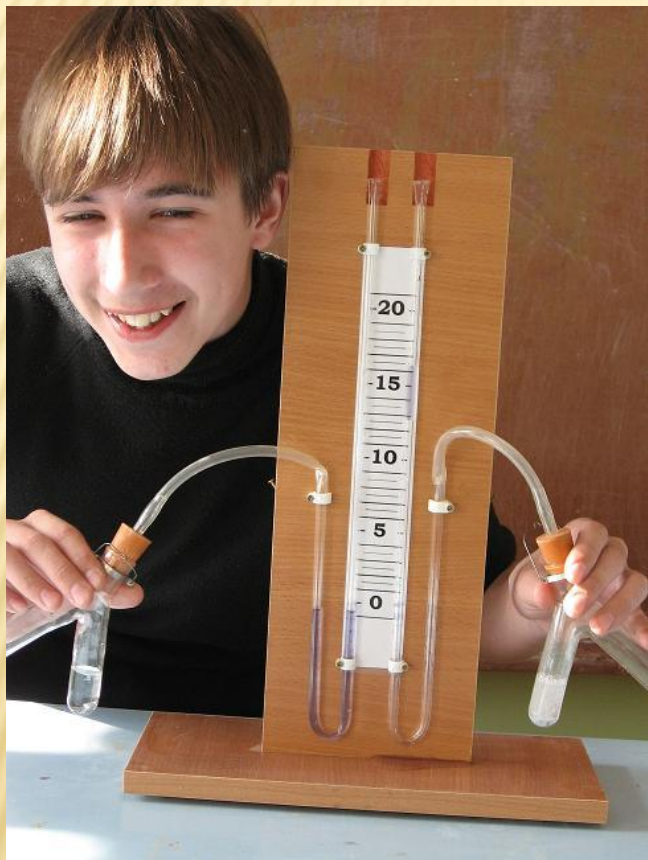
**Опыт 1.** В два сосуда Ландольта опускаем по 3 гранулы цинка и добавляем раствор серной кислоты. Различие состоит в том, что один раствор комнатной температуры, а другой подогрели.



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



# Прибор для демонстрации зависимости скорости химических реакций от различных условий



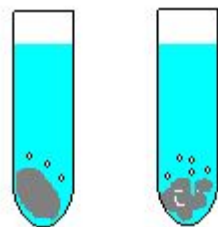
Прибор позволяет выявить влияние на скорость химической реакции следующих факторов:

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





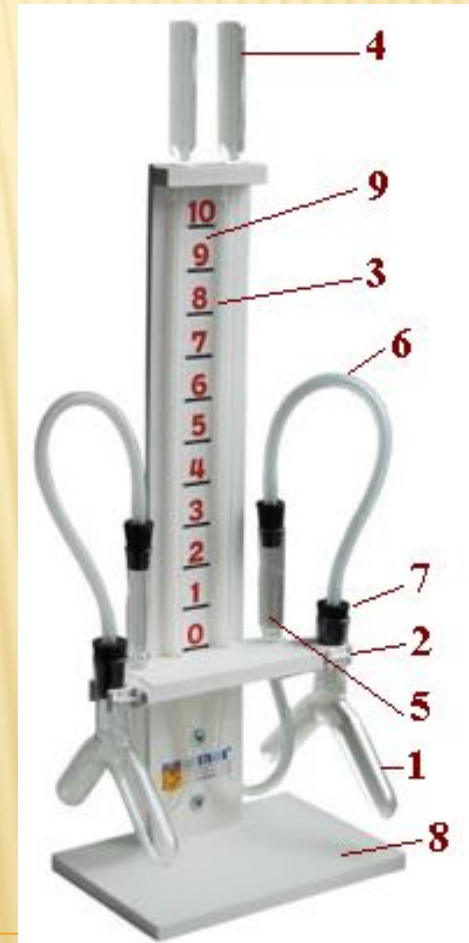
Принцип работы прибора состоит во взаимодействии твердой фазы (гранул цинка) и жидкой (раствора кислоты) в сосудах Ландольта, в результате чего выделяется газ, который по пластиковым трубкам поступает в манометрические трубки, давит на окрашенную жидкость и вызывает ее подъем. О различной скорости химической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

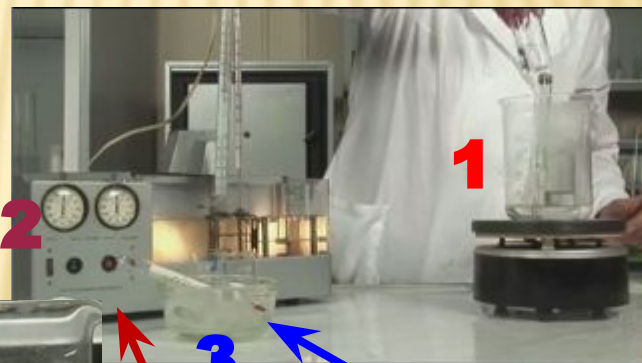


**Опыт 2.** В три стакана наливаем раствор серной кислоты, в 3 другие – раствор тиосульфата натрия. Объем у всех растворов одинаковый. Одну пару стаканов с  $H_2SO_4$  и  $Na_2S_2O_3$  поставим в кристаллизатор, другую пару – в термостат с температурой  $35\text{ }^\circ C$ , третью пару в стакан с кипящей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



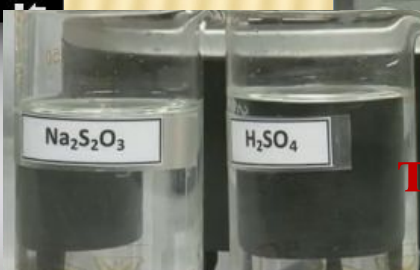
Влияние температуры на скорость реакции

5.2  
Влияние температуры  
на скорость реакции.



2

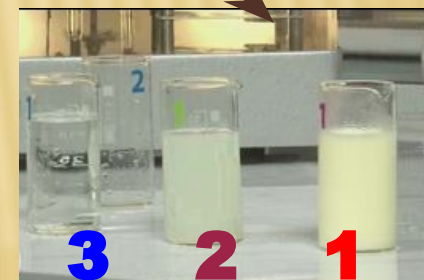
1



3

термостат

кристаллизатор

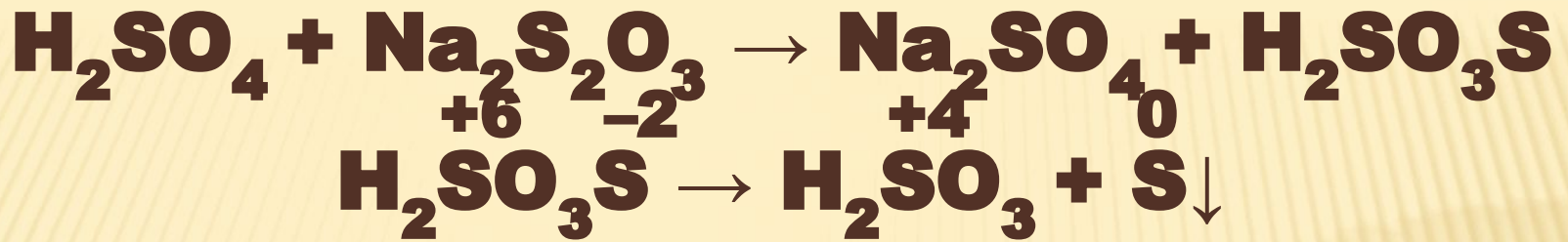


3

2

1





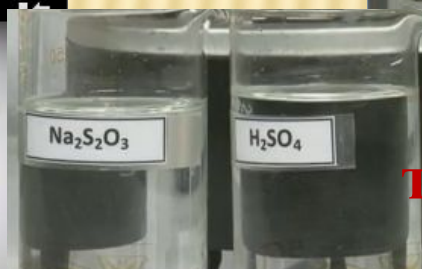
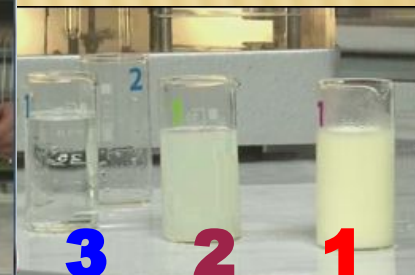
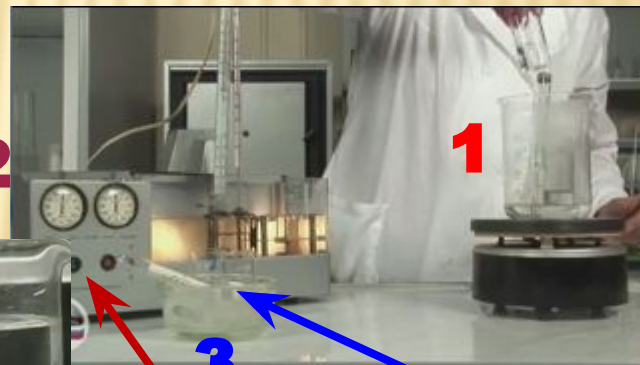
**Наблюдаемый эффект:** желтый осадок появляется тем быстрее, чем выше температура.

**Вывод:** реакция протекает тем быстрее, чем выше температура.



Влияние температуры на скорость реакции

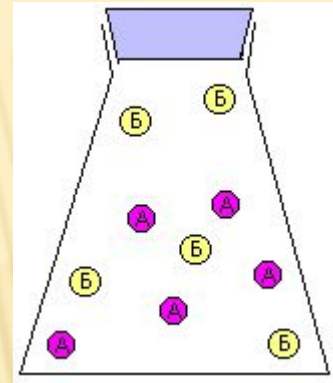
5.2  
Влияние температуры  
на скорость реакции.



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,  $CuSO_4$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $BaCl_2$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $AlCl_3$ .

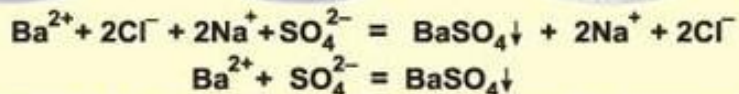
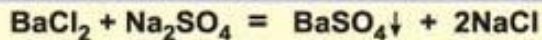


**Обменные реакции** в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, в направлении образования более слабых электролитов, более устойчивых соединений с меньшим значением константы диссоциации или константы нестойкости.

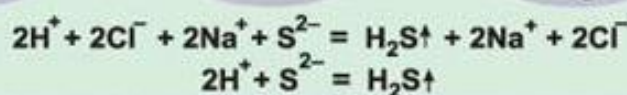
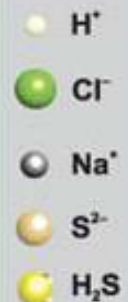
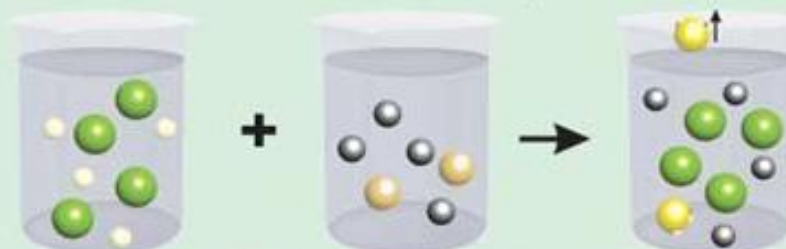
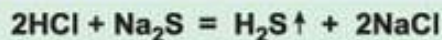
**Реакции обмена** в растворах электролитов протекают практически до конца, если выпадает осадок, выделяется газ или образуется слабый электролит (например вода или комплексный ион).



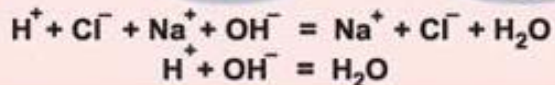
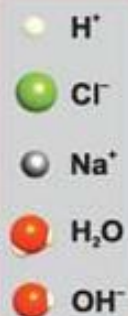
### ОБРАЗОВАНИЕ МАЛОРАСТВОРИМОГО ВЕЩЕСТВА



### ОБРАЗОВАНИЕ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА

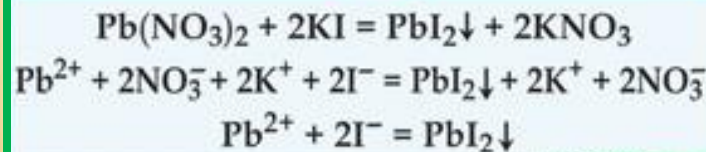
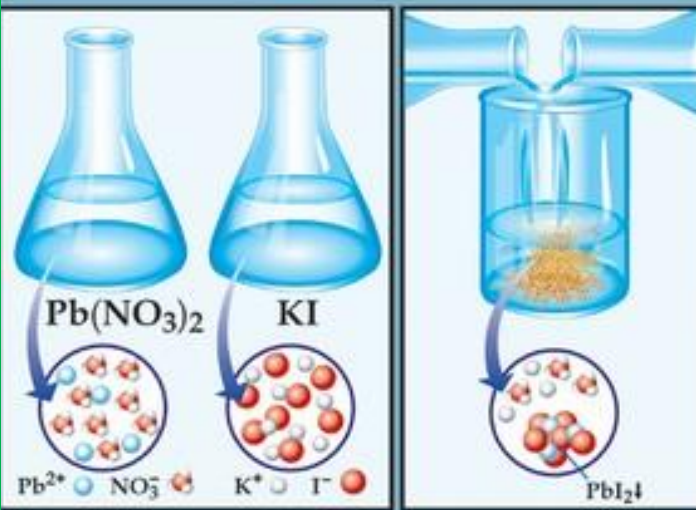


### ОБРАЗОВАНИЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА – ВОДЫ



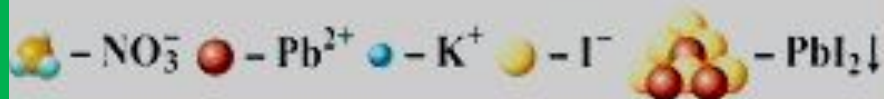
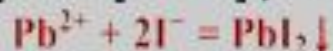
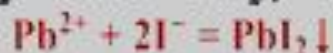
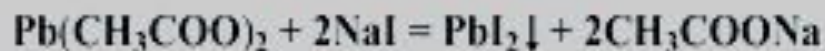
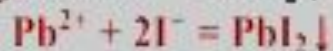
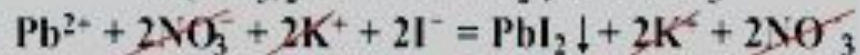
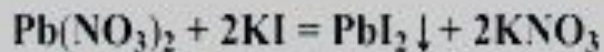
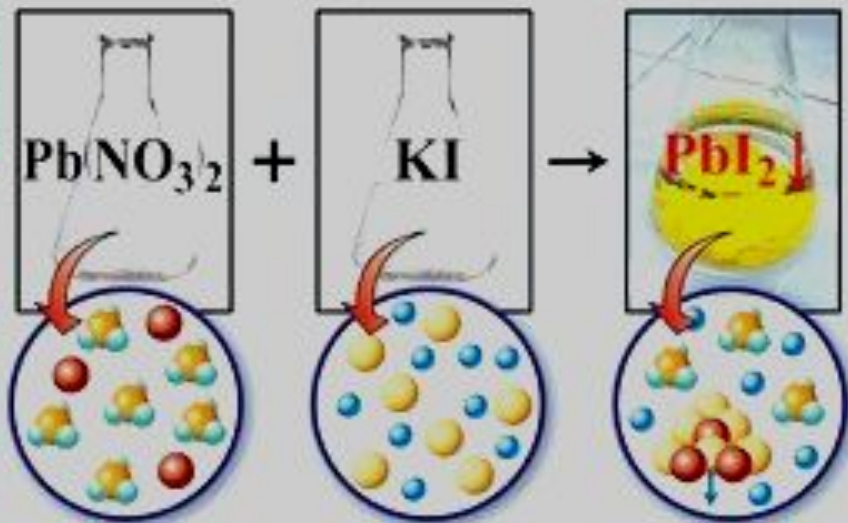
## РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

- Условия протекания
- выпадение осадка
  - выделение газа (CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S)
  - образование воды

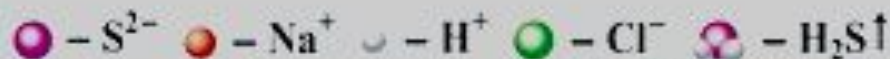
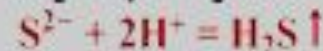
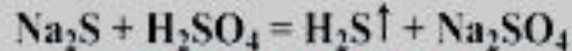
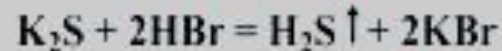
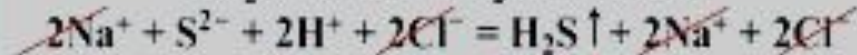
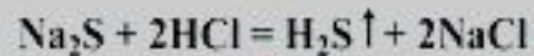
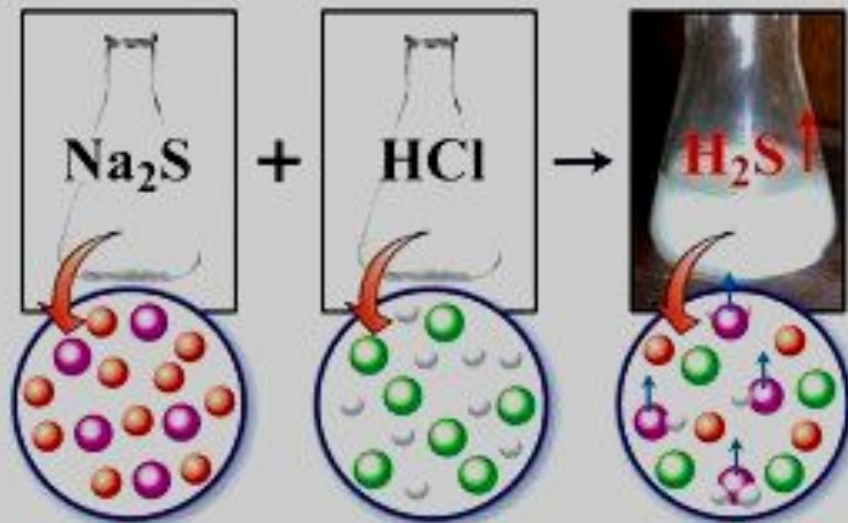




## Выпадение осадка



## Выделение газа



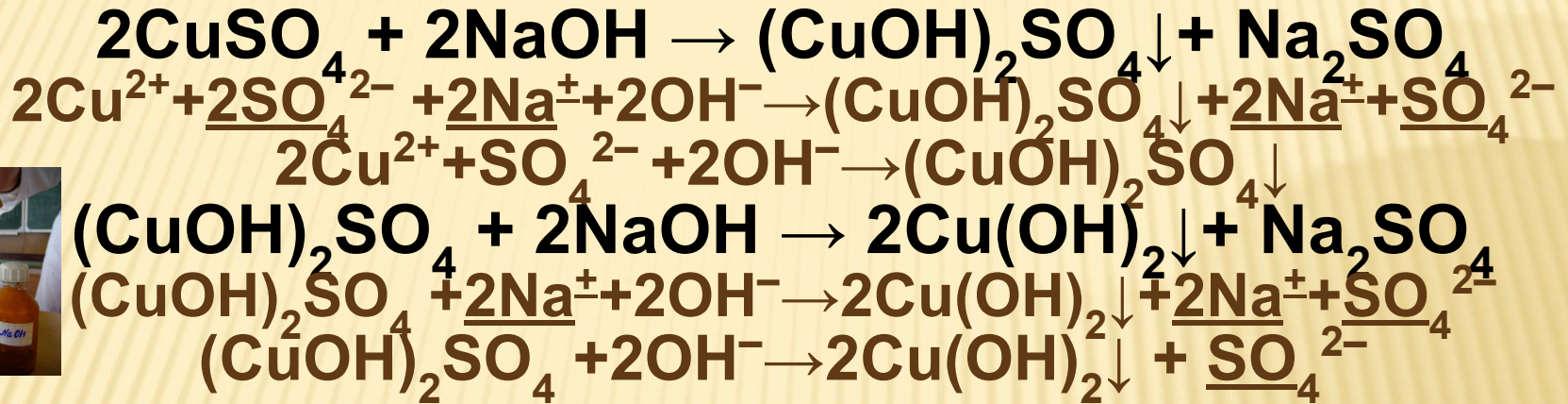
**Задание.** Определите между какими парами веществ, приведенных в таблице, возможно химическое взаимодействие и почему? Напишите молекулярное, полное и краткое ионное уравнения возможных реакций.

Из справочника выпишите произведение растворимости полученных осадков.

Исходные вещества				
$\text{CuSO}_4$ и $\text{NaOH}$	$\text{CuSO}_4$ и $\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{AlCl}_3$ и $\text{NaOH}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$ + $\text{HCl}$	$\text{BaCl}_2$ и $\text{Na}_2\text{SO}_4$



**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:**

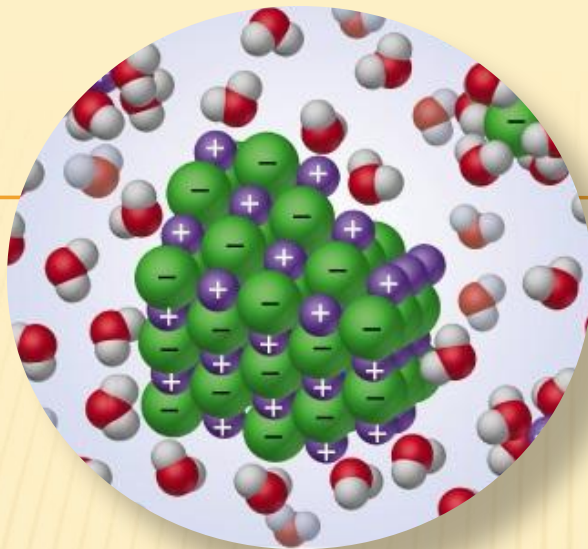
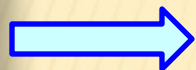
гидроксида меди (II) –  $\text{ПР}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 8,3 \cdot 10^{-20}$ ,  
 гидросульфата меди (II) –  $\text{ПР}((\text{CuOH})_2\text{SO}_4) = 8,3 \cdot 10^{-12}$ .  
 $\text{ПР}(\text{Cu}(\text{OH})_2) < \text{ПР}((\text{CuOH})_2\text{SO}_4)$ , поэтому преимущественно образуется гидроксид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

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

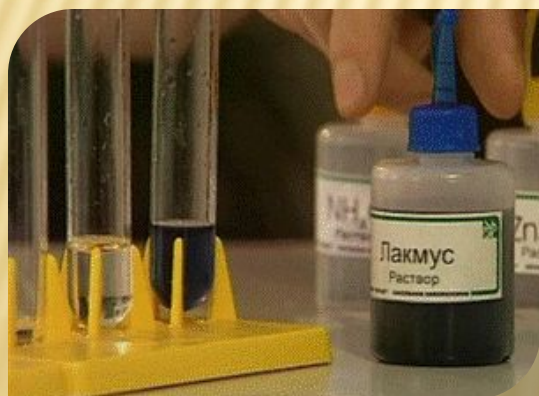


**Аналогично оформите остальные опыты.**





# Гидролиз





**Гидролизу** не подвергаются соли, образованные катионом сильного основания ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и др.) и анионом сильной кислоты ( $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{ClO}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{MnO}_4^-$ , и др.). В растворах таких солей среда **нейтральная**.

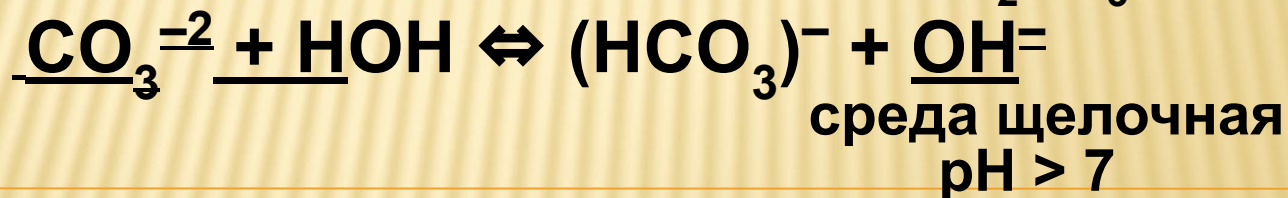
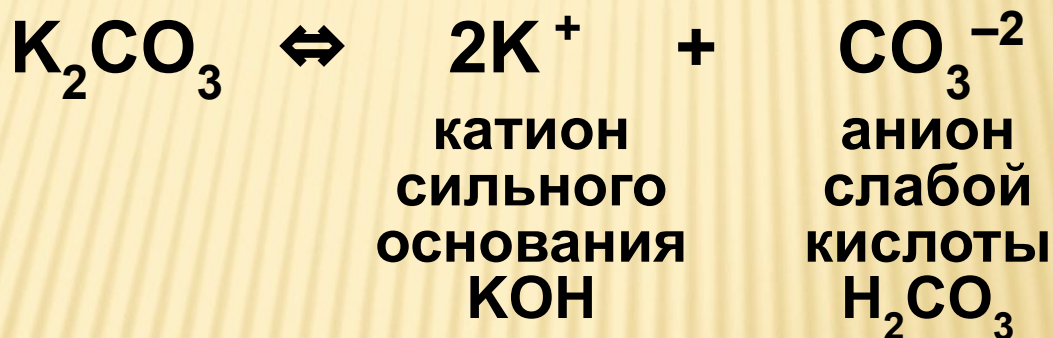
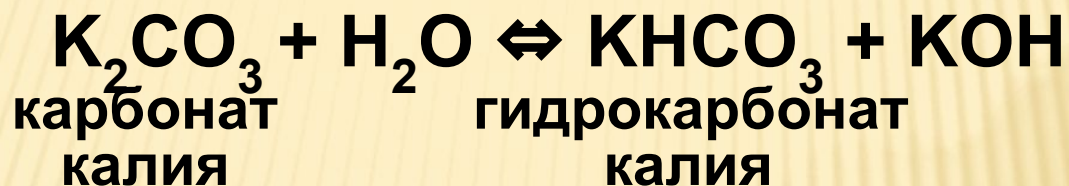
Гидролизу подвергаются растворимые соли, образованные:

- 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 ( $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ). Например,





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

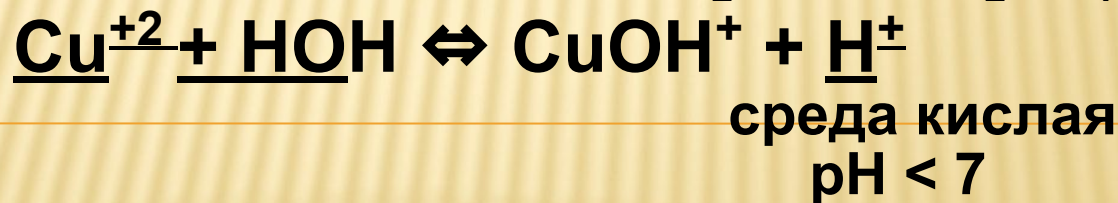
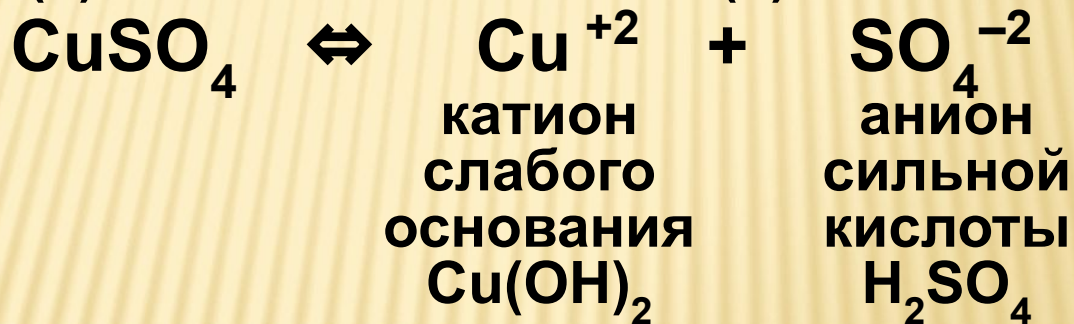
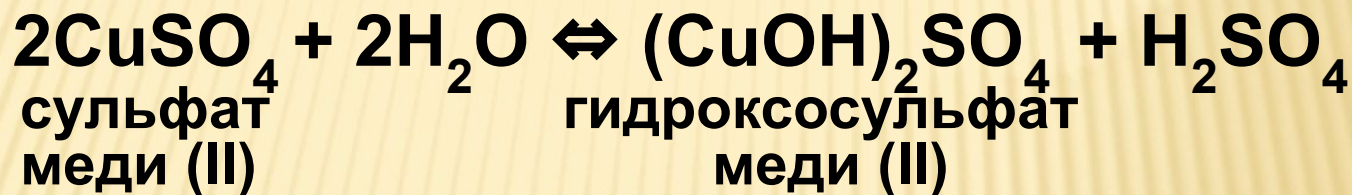
- а) нагревании, так как гидролиз – процесс эндотермический;
- б) разбавлении раствора, то есть уменьшении концентрации соли;
- в) подкислении раствора, то есть при добавлении в раствор кислоты.

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 ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  и других нерастворимых в воде оснований).  
Например,



В растворе солей, гидролизующихся **по катиону**, среда кислая,  $\text{pH} < 7$ .

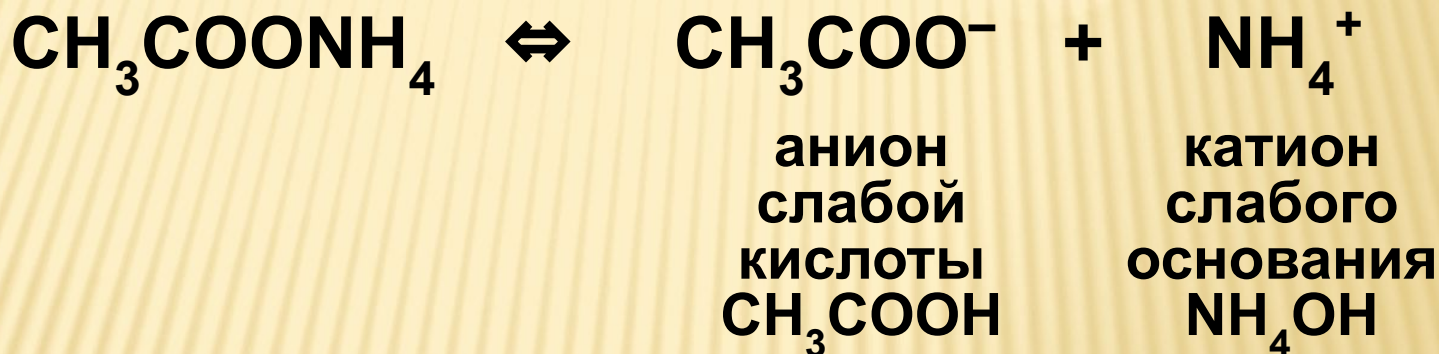
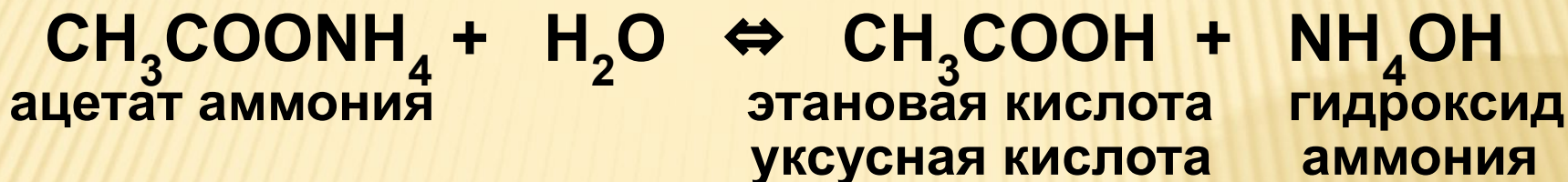
**Гидролиз** таких солей **усиливается** при

- 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):

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

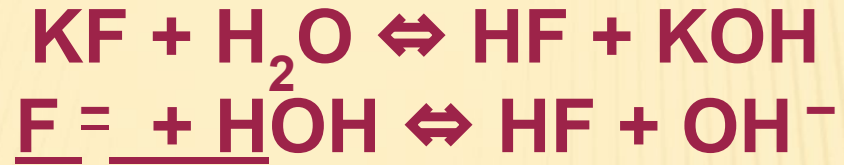


## Степень гидролиза зависит от:

- 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**)

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

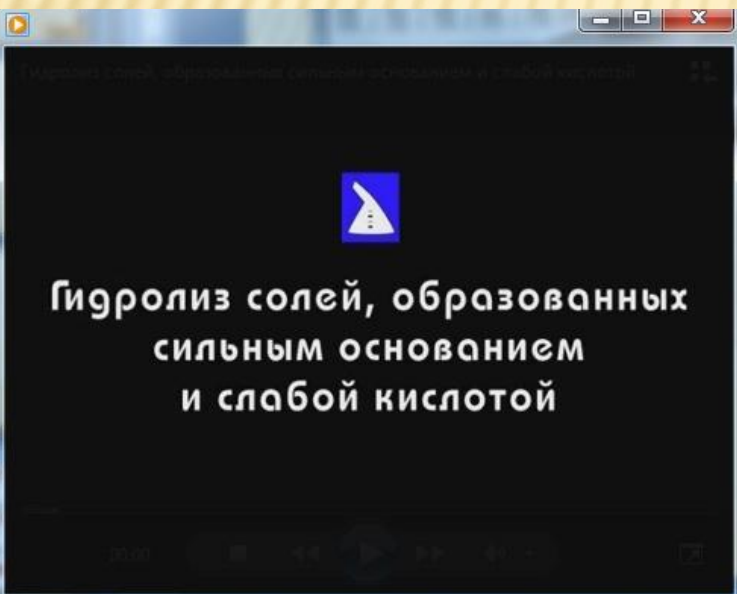


Для солей, гидролизующихся и по катиону, и по аниону

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

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.

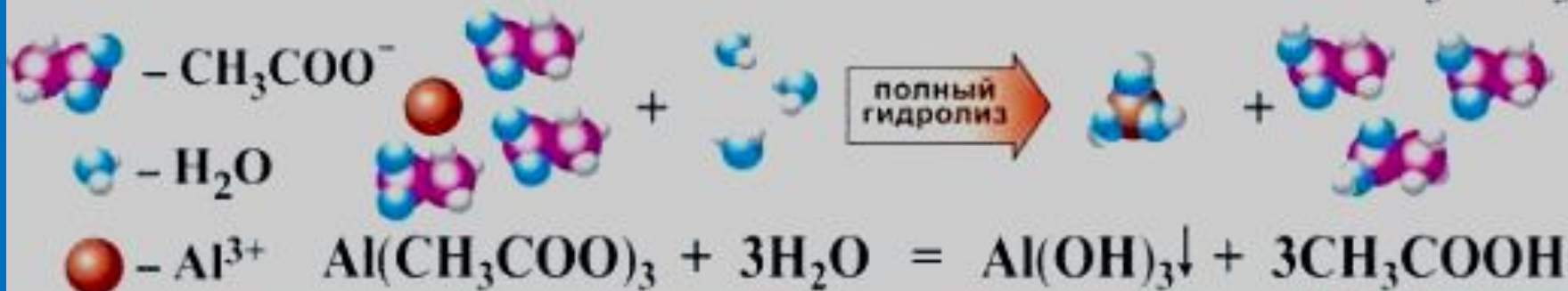




# 11. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

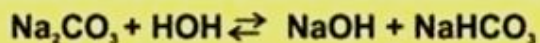
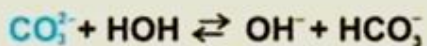
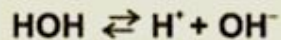
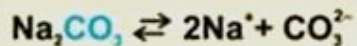


Соль слабого основания и слабой кислоты на примере  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$





Гидролиз по аниону

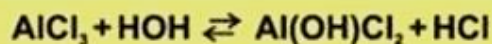
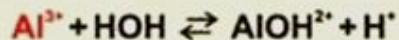
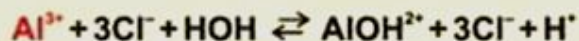
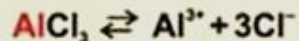


$$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$$

ЩЕЛОЧНАЯ СРЕДА



Гидролиз по катиону

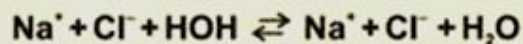
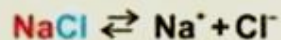


$$[\text{OH}^-] < [\text{H}^+]$$

КИСЛАЯ СРЕДА



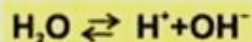
Гидролиз не идет



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

НЕЙТРАЛЬНАЯ СРЕДА

Шкала значений pH и окраска некоторых индикаторов

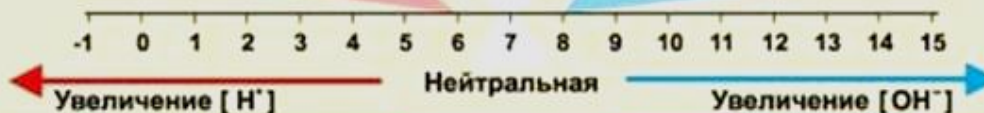


$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

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

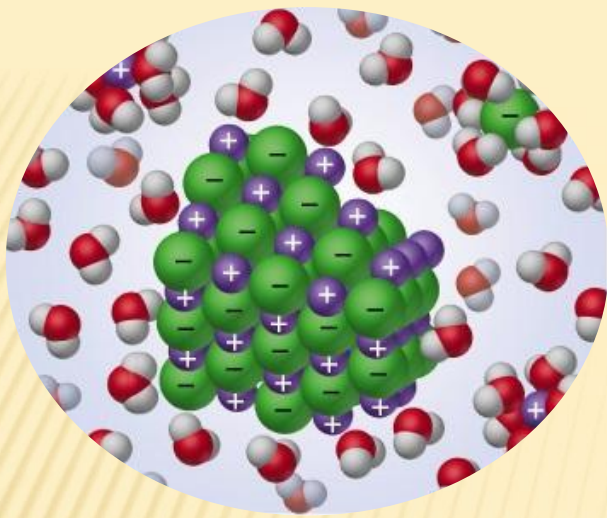
КИСЛОТА  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

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

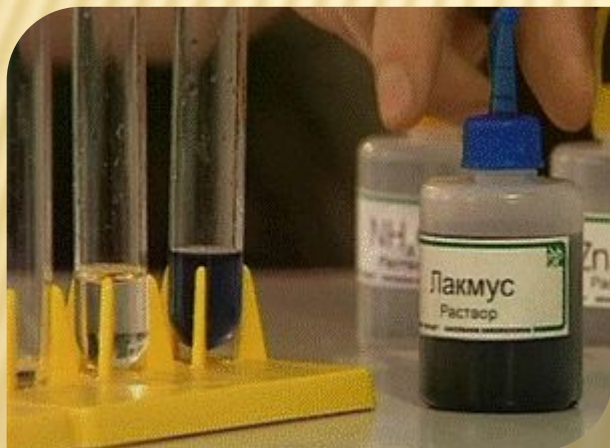


Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий	Лакмус
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Желтый	Метилоранж
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Розовый	Фенолфталеин





# Практическая работа № 7 «Гидролиз солей»



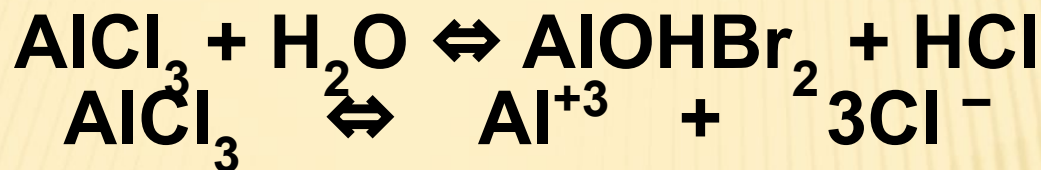
**Цель** – Познакомиться с условиями протекания реакций гидролиза.

**Приборы и реактивы:** химическая посуда,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{NH}_4\text{CNS}$ .





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



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

анион  
сильной  
кислоты  
 $\text{HCl}$



среда кислая  
 $\text{pH} < 7$

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

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

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



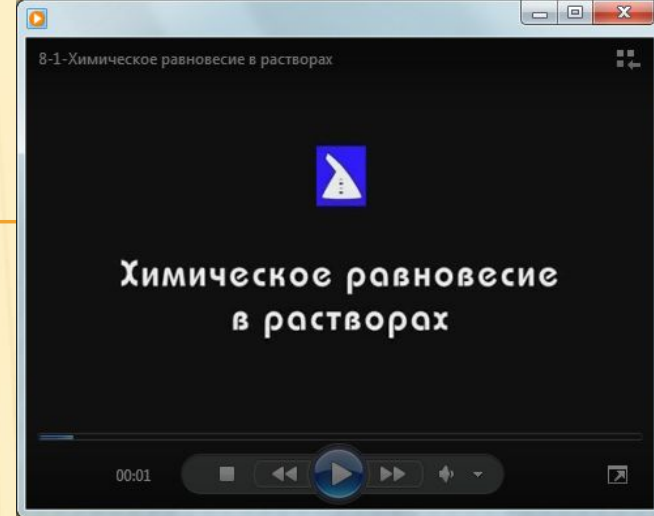
**Наблюдаемый эффект:** с помощью универсального индикатора установили, что  $\text{pH} = 3$ .

**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.

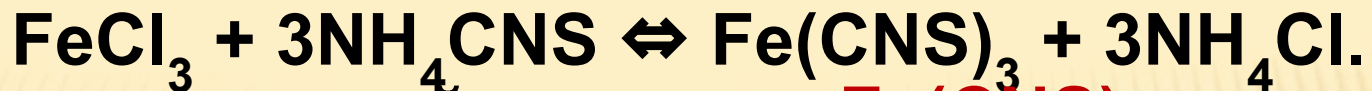
**Приборы и реактивы:** химическая посуда,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ,  $(\text{NO}_2 + \text{N}_2\text{O}_4)$ .



# **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:





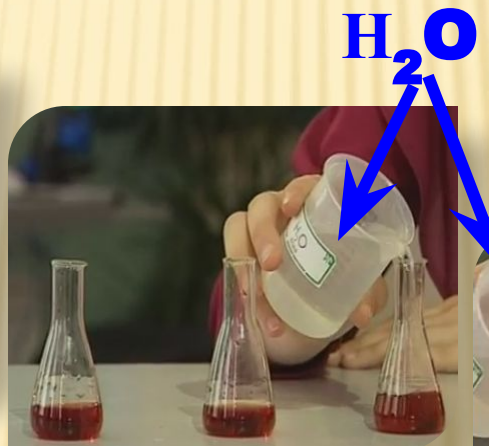
Из веществ этой системы  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  интенсивно окрашен в **красный цвет**, разбавленный раствор  $\text{FeCl}_3$  в бледно-желтый, а растворы  $\text{NH}_4\text{CNS}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – бесцветны. Поэтому всякое изменение концентрации  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  сказывается 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  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , перемешайте раствор стеклянной палочкой. Полученный раствор налейте в 4 пробирки (колбы). Возможно проведение опыта так, как приведено на рисунках.



$\text{FeCl}_3$



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



**Добавьте:**

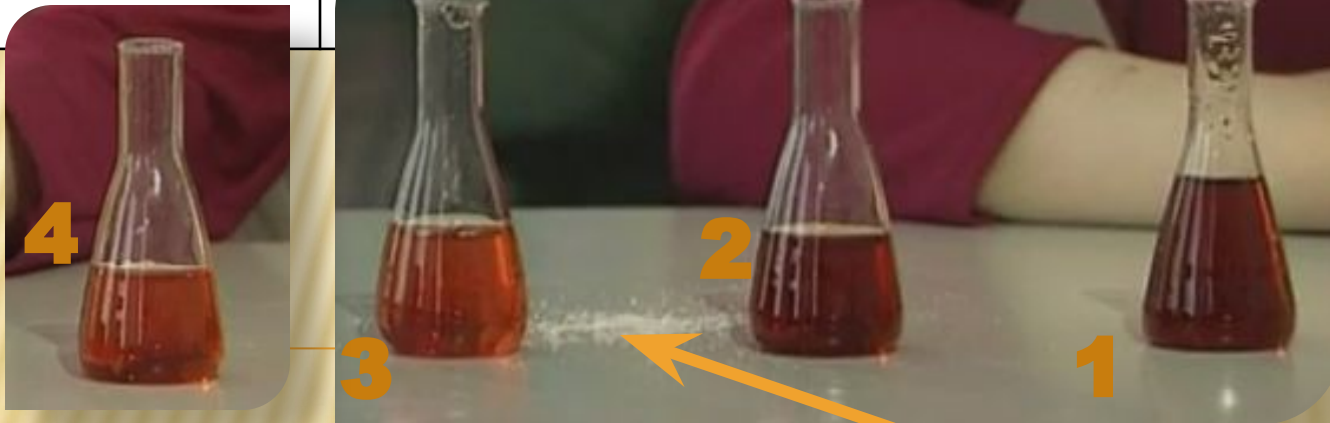
- в первую пробирку (колбу) одну каплю насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ ,
  - во вторую пробирку (колбу) одну каплю насыщенного раствора  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ,
  - в третью пробирку (колбу) щепотку кристаллов  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
- Четвертую пробирку (колбу) оставьте для сравнения.





# Результаты эксперимента

Номер Пробирки	Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски раствора	Направление смещения равновесия
1	$\text{FeCl}_3$		
2	$\text{NH}_4\text{SCN}$		
3	$\text{NH}_4\text{Cl}$		
4	Ионный		$\rightleftharpoons$



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.

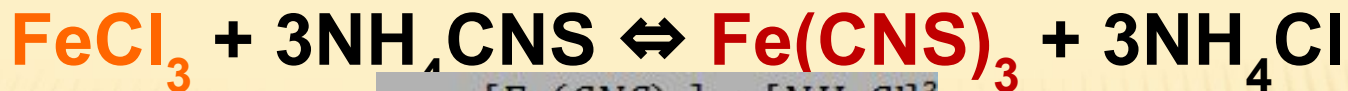


## **Константа химического равновесия**

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  $\text{FeCl}_3$  – 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  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , – 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.

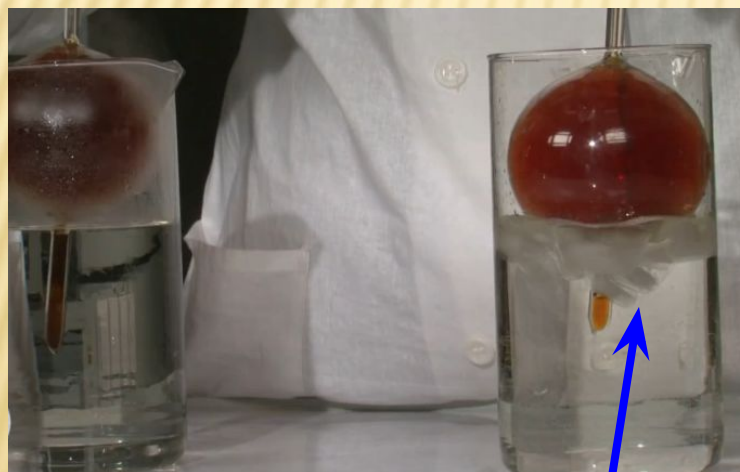
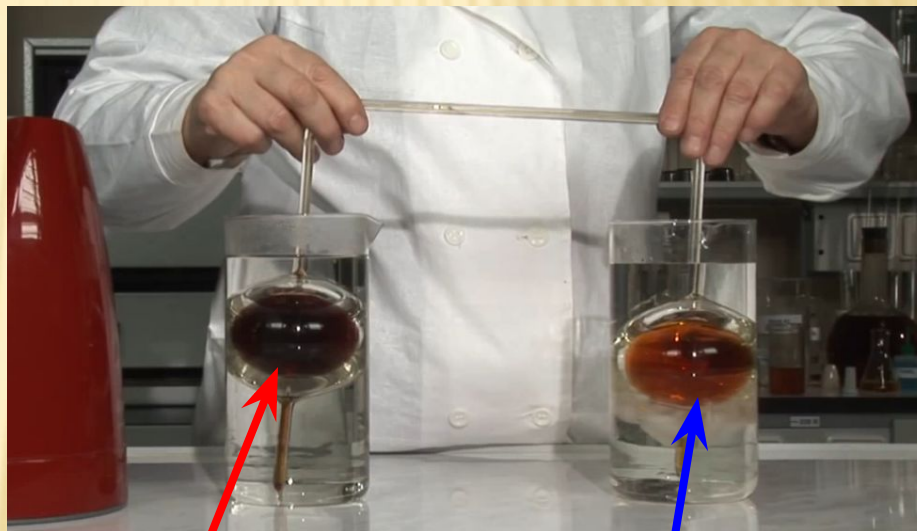
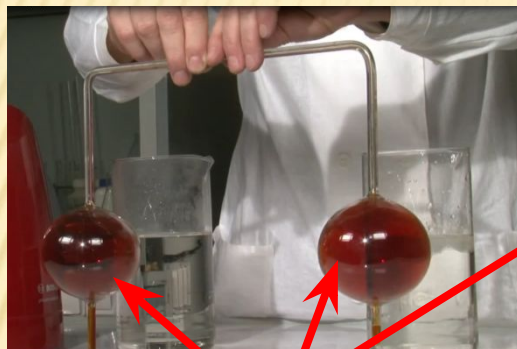
В третью пробирку добавляли  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – окраска раствора стала светлее, т. к. уменьшается концентрация  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ , который переходит в слабоокрашенный хлорид железа – равновесие сместилось в сторону исходных веществ.



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

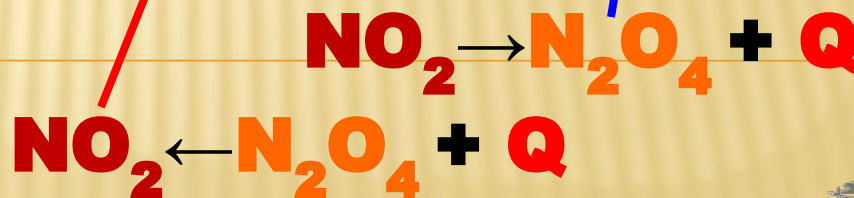


**Опыт 2.** Влияние температуры на химическое равновесие в гомогенных системах. Запаянные емкости заполненные смесью газов  $\text{NO}_2$  и  $\text{N}_2\text{O}_4$  опускают одну в стакан с горячей водой, а вторую – в стакан со льдом.



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»





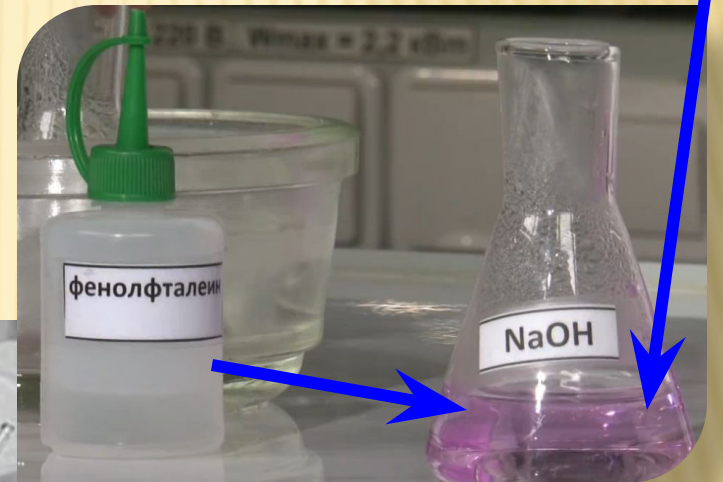
**Цель** – Познакомиться с условиями смещения химического равновесия в гетерогенных системах.

**Приборы и реактивы:** химическая посуда, индикатор (фенолфталеин),  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

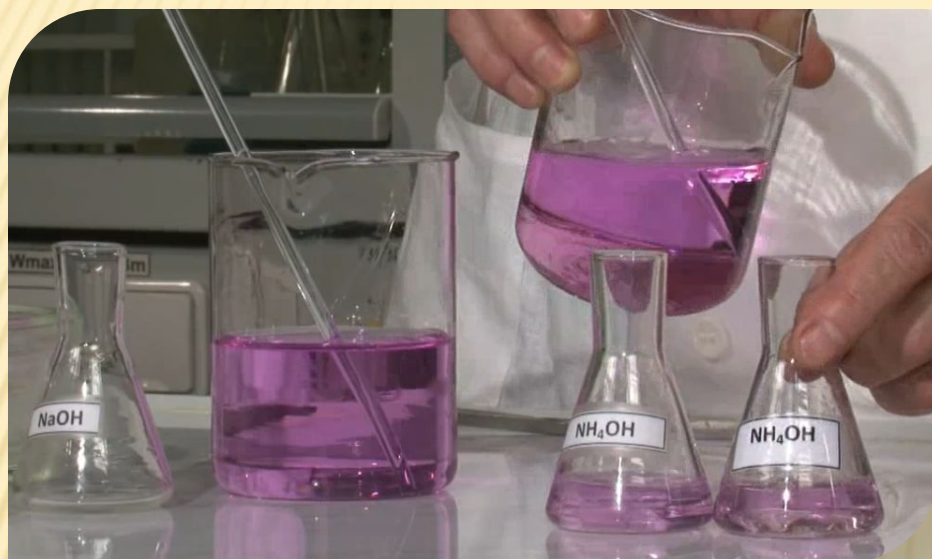




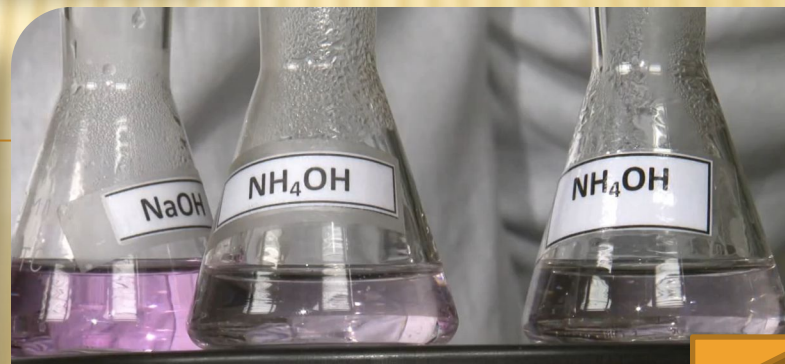
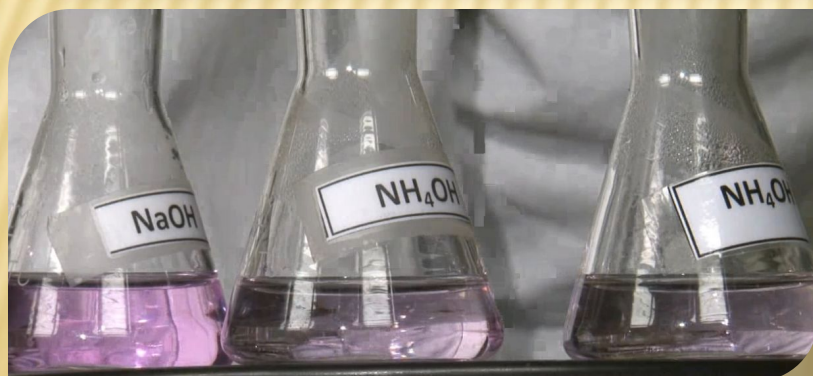
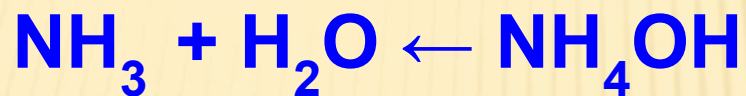
В стакан с раствором гидроксида натрия добавляем фенолфталеин – раствор стал малиновым.



# Разольем полученные растворы в колбы.



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

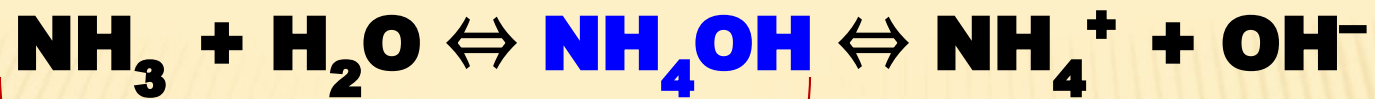


При охлаждении колбы с раствором гидроксида аммония окраска постепенно восстанавливается – равновесие смещается в сторону образования гидроксид-иона:



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



