«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

Вернуться к содержанию

Справочная таблица
Вернемся к …

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

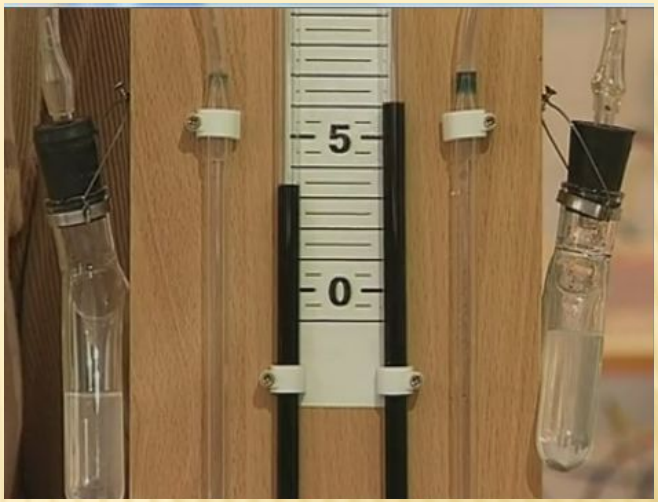
Esc

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»

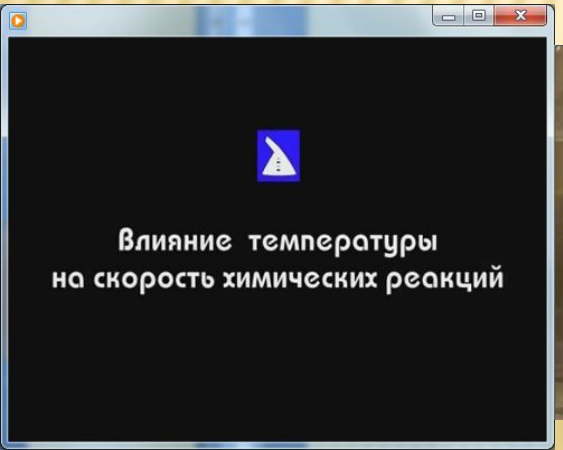
Цель – Познакомиться с влиянием температуры на скорость реакции.

Приборы и реактивы: химическая посуда, H_2SO_4, Zn, $Na_2S_2O_3$, H_2O.

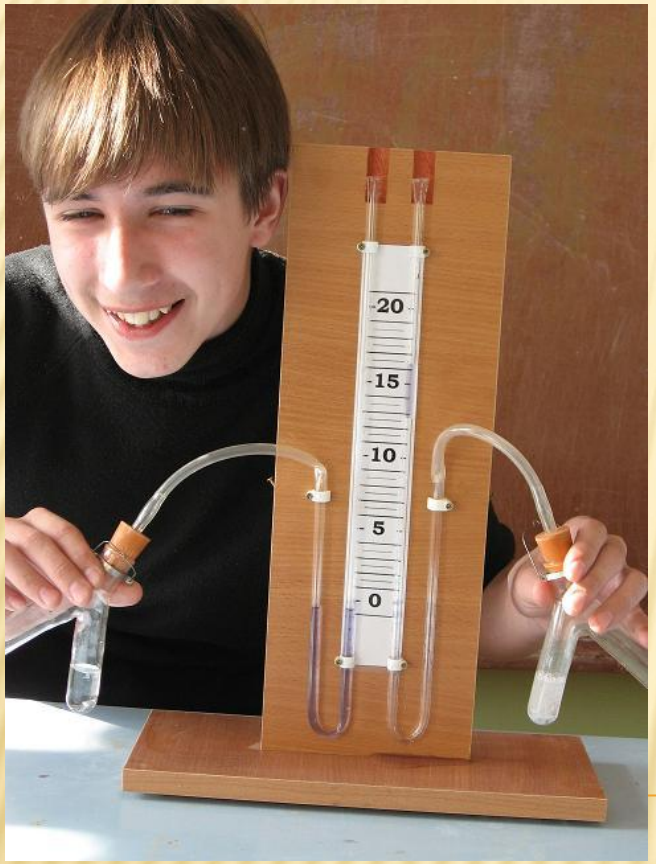
Опыт 1. В два сосуда Ландольта опускаем по 3 гранулы цинка и добавляем раствор серной кислоты. Различие состоит в том, что один раствор комнатной температуры, а другой подогрели.

$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

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



Прибор для демонстрации зависимости скорости химических реакций от различных условий

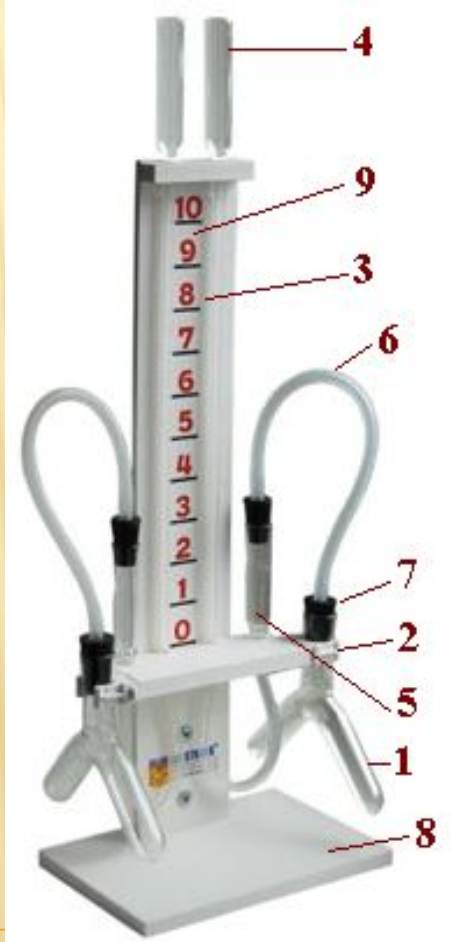


Прибор позволяет выявить <u>влияние на скорость химической реакции следующих факторов</u>:

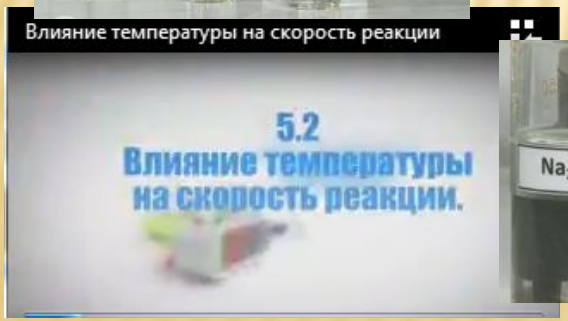
- природы реагирующих веществ;
- концентрации;
- площади соприкосновения реагирующих веществ;
- температуры;
- катализатора;
- ингибитора.

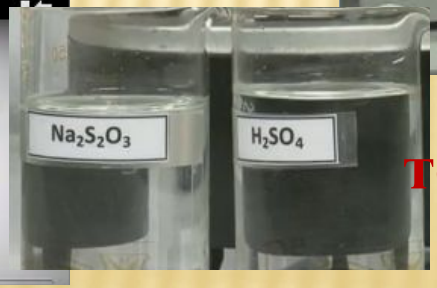
Принцип работы прибора состоит во взаимодействии твердой фазы (гранул цинка) и жидкой (раствора кислоты) в сосудах Ландольта, в результате чего выделяется газ, который по пластиковым трубкам поступает в манометрические трубки, давит на окрашенную жидкость и вызывает ее подъем. О различной скорости химической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

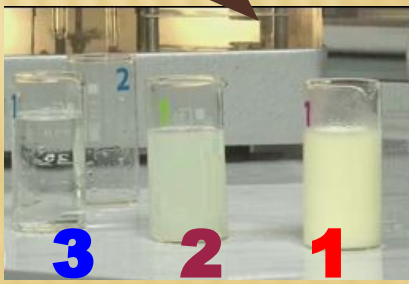
Прибор состоит из двух сосудов Ландольта (1), связанных с поворотным устройством (2), двух силиконовых трубок (3) с двумя стеклянными воронками вверху и двумя внизу. Верхние воронки (4) предотвращают выброс жидкости из трубок в случае очень быстрого ее подъема; нижние (5) служат резервуаром для окрашенной жидкости при заполнении трубок по всей длине шкалы. Манометричес-кие трубки и сосуды Ландольта соединяются силиконовыми трубками (6) с резиновыми пробками на концах (7). Прибор смонтирован на платфор ме (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 °С, третью пару в стакан с кипящей водой. Через 10 минут растворы попарно смешаем.







термостат

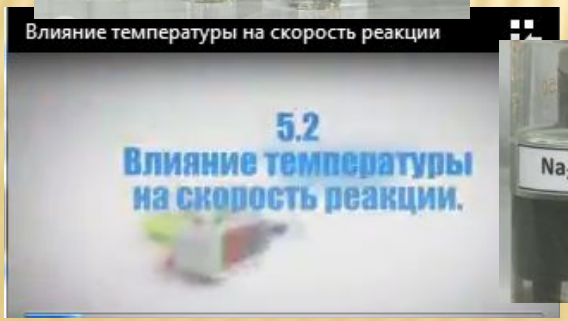
кристаллизатор

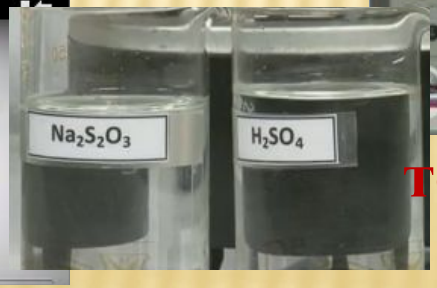
$$H_2SO_4 + Na_2\overset{+6}{S}_2\overset{-2}{O}_3 \rightarrow Na_2\overset{+4}{S}O_4 + H_2SO_3\overset{0}{S}$$

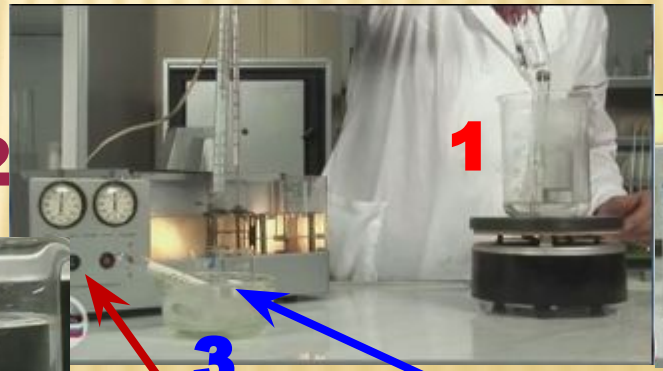
$$H_2SO_3S \rightarrow H_2SO_3 + S\downarrow$$

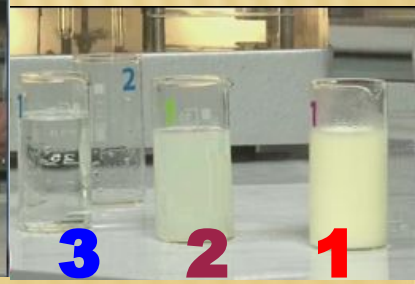
Наблюдаемый эффект: желтый осадок появляется тем быстрее, чем выше температура.

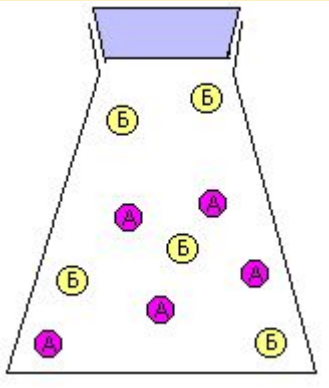
Вывод: реакция протекает тем быстрее, чем выше температура.



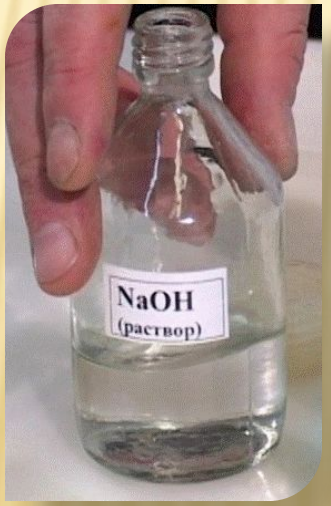








Практическая работа № 6 «Реакции обмена»



Цель – Познакомиться с условиями протекания обменных реакций.

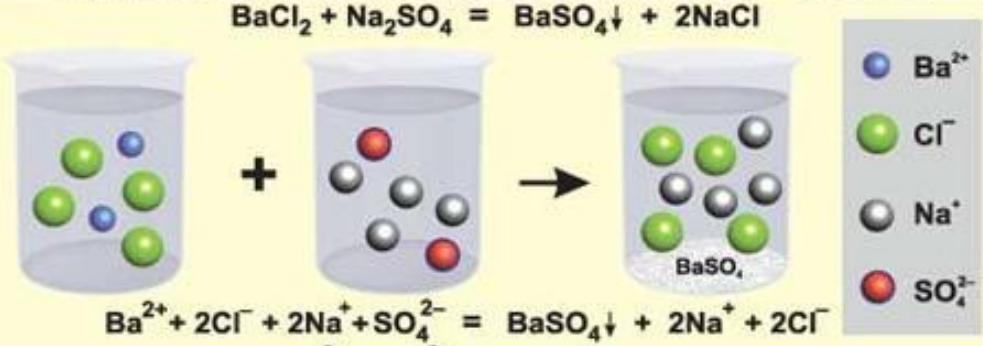
Приборы и реактивы: химическая посуда, $NaOH$, KOH, H_2SO_4, HCl, $CuSO_4$, Na_2CO_3, $BaCl_2$, Na_2SO_4, $AlCl_3$.

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

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

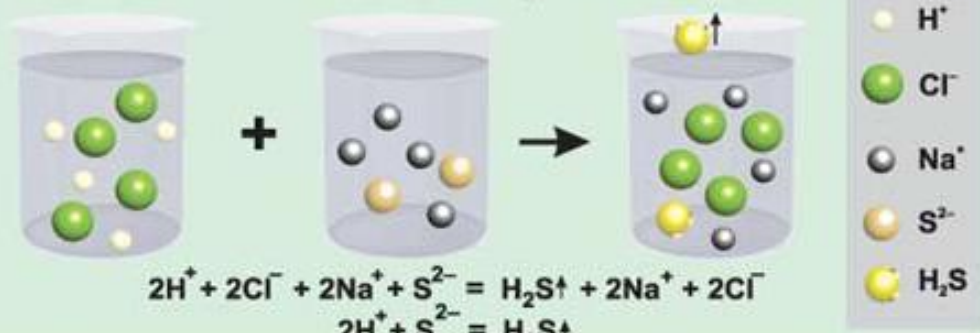


$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

ОБРАЗОВАНИЕ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА

$$2HCl + Na_2S = H_2S\uparrow + 2NaCl$$

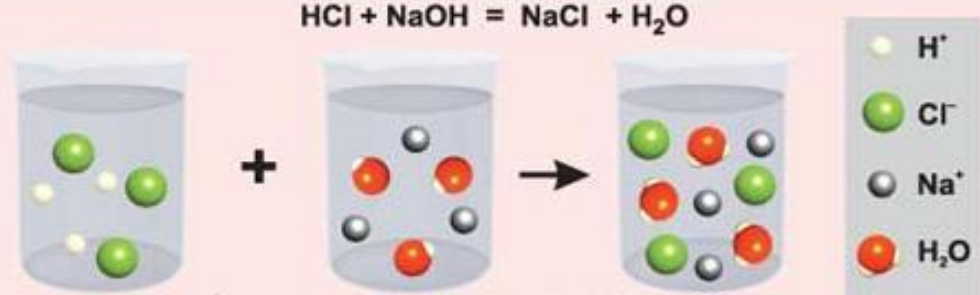


$$2H^+ + 2Cl^- + 2Na^+ + S^{2-} = H_2S\uparrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$

$$2H^+ + S^{2-} = H_2S\uparrow$$

ОБРАЗОВАНИЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА – ВОДЫ

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$



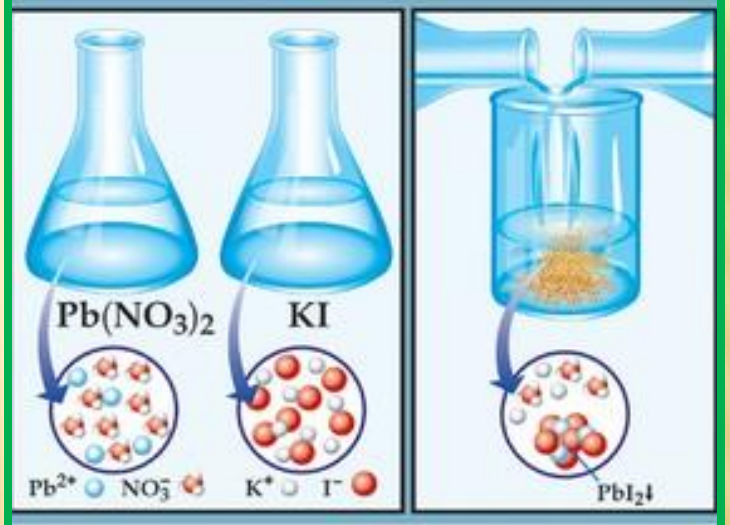
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$$

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

Условия протекания

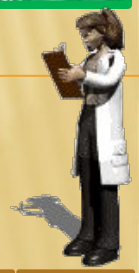
- выпадение осадка
- выделение газа (CO_2, SO_2, H_2S)
- образование воды



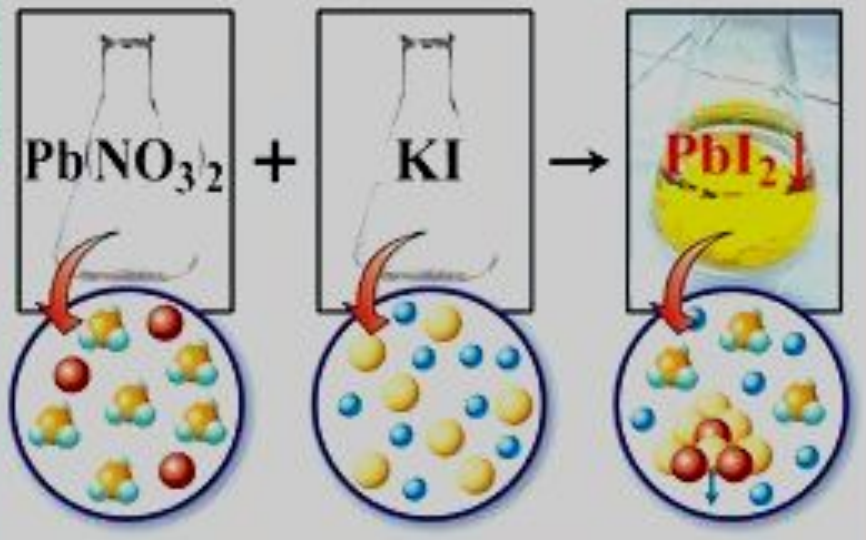
$$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2\downarrow + 2KNO_3$$

$$Pb^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + 2I^- = PbI_2\downarrow + 2K^+ + 2NO_3^-$$

$$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow$$



Выпадение осадка



$$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2\downarrow + 2KNO_3$$

$$Pb^{2+} + \cancel{2NO_3^-} + \cancel{2K^+} + 2I^- = PbI_2\downarrow + \cancel{2K^+} + \cancel{2NO_3^-}$$

$$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow$$

$$Pb(CH_3COO)_2 + 2NaI = PbI_2\downarrow + 2CH_3COONa$$

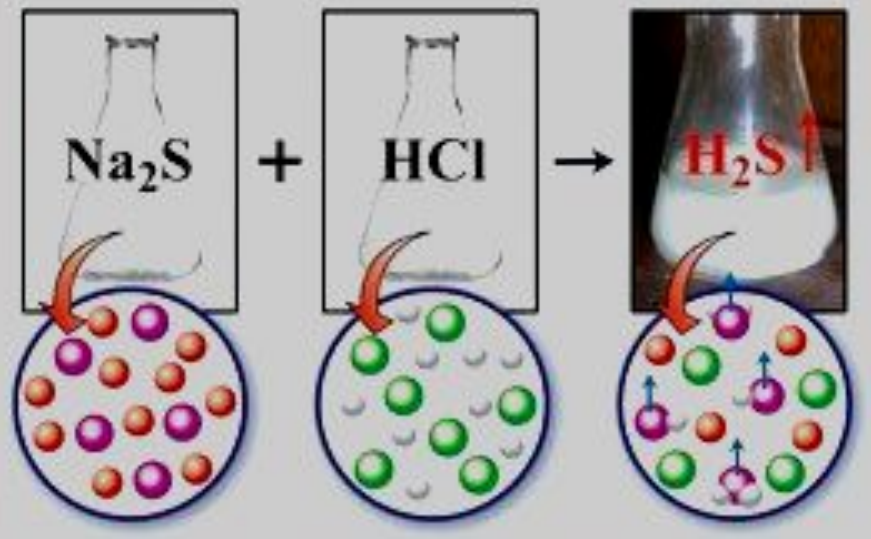
$$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow$$

$$Pb(NO_3)_2 + BaI_2 = PbI_2\downarrow + Ba(NO_3)_2$$

$$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow$$

– NO_3^- – Pb^{2+} – K^+ – I^- – $PbI_2\downarrow$

Выделение газа



$$Na_2S + 2HCl = H_2S\uparrow + 2NaCl$$

$$\cancel{2Na^+} + S^{2-} + 2H^+ + \cancel{2Cl^-} = H_2S\uparrow + \cancel{2Na^+} + \cancel{2Cl^-}$$

$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$$

$$K_2S + 2HBr = H_2S\uparrow + 2KBr$$

$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$$

$$Na_2S + H_2SO_4 = H_2S\uparrow + Na_2SO_4$$

$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$$

– S^{2-} – Na^+ – H^+ – Cl^- – $H_2S\uparrow$

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				
$CuSO_4$ 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.

$$2CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow (CuOH)_2SO_4\downarrow + Na_2SO_4$$

$$2Cu^{2+} + \underline{2SO_4}^{2-} + \underline{2Na}^{+} + 2OH^{-} \rightarrow (CuOH)_2SO_4\downarrow + \underline{2Na}^{+} + \underline{SO_4}^{2-}$$

$$2Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2OH^{-} \rightarrow (CuOH)_2SO_4\downarrow$$

$$(CuOH)_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow 2Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$(CuOH)_2SO_4 + \underline{2Na}^{+} + 2OH^{-} \rightarrow 2Cu(OH)_2\downarrow + \underline{2Na}^{+} + \underline{SO_4}^{2-}$$

$$(CuOH)_2SO_4 + 2OH^{-} \rightarrow 2Cu(OH)_2\downarrow + \underline{SO_4}^{2-}$$

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

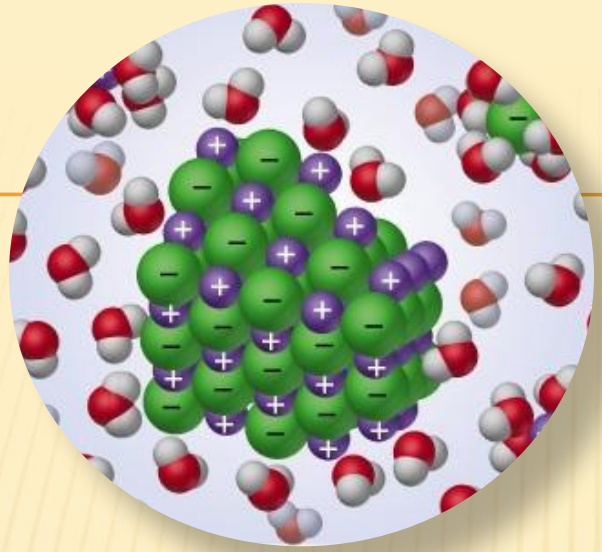
Произведение растворимости:

гидроксида меди (II) – ПР($Cu(OH)_2$) = $8{,}3 \cdot 10^{-20}$,

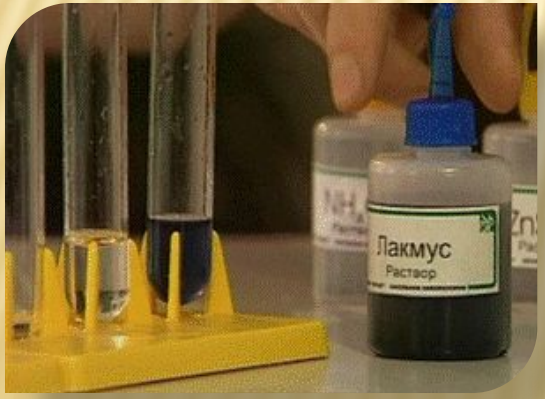
гидроксосульфата меди (II) – ПР($(CuOH)_2SO_4$) = $8{,}3 \cdot 10^{-12}$. ПР($Cu(OH)_2$) < ПР($(CuOH)_2SO_4$), поэтому преимущественно образуется гидроксид меди (II).

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

Аналогично оформите остальные опыты.



Гидролиз



Гидролизом называют реакцию <u>обмена</u> вещества **с водой**.

Гидролизу <u>подвергаются</u> как органические вещества:

$$C_2H_5Cl + H_2O = C_2H_5OH + HCl$$

хлор этан — этанол

$$CH_3COOC_2H_5 + H_2O = CH_3COOH + C_2H_5OH,$$

этилэтаноат — этановая кислота — этанол

этиловый эфир уксусной кислоты — уксусная кислота — этиловый спирт

так и неорганические вещества:

$$KCN + H_2O \rightarrow HCN + KOH$$

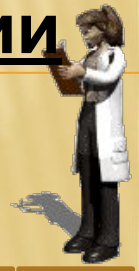
цианид калия — цианисто-водородная кислота

$$NH_4Cl + H_2O \rightarrow NH_4OH + HCl$$

Гидролиз солей – <u>реакция, обратная реакции нейтрализации</u>:

$$KtAn + H_2O \underset{\text{нейтрализация}}{\overset{\text{гидролиз}}{\rightleftarrows}} KtOH + HAn$$

соль — основание — кислота

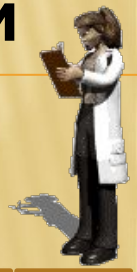


Гидролизу **не подвергаются** соли, образованные катионом сильного основания (Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ca^{2+} и др.) и анионом сильной кислоты (I^-, Br^-, Cl^-, ClO^-, SO_4^{2-}, NO_3^-, MnO_4^-, и др.). В растворах таких солей *среда* **нейтральная**.

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,

$$K_2CO_3 + H_2O \Leftrightarrow KHCO_3 + KOH$$

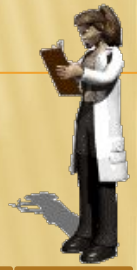
карбонат калия — гидрокарбонат калия

$$K_2CO_3 \Leftrightarrow 2K^+ + CO_3^{-2}$$

катион сильного основания KOH — анион слабой кислоты H_2CO_3

$$\underline{CO_3^{=2}} \underline{+ H}OH \Leftrightarrow (HCO_3)^- + \underline{OH^=}$$

среда щелочная pH > 7



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;

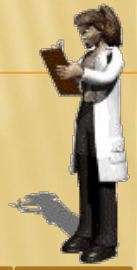
в) подкислении раствора, то есть при добавлении в раствор кислоты.

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,

$$2CuSO_4 + 2H_2O \Leftrightarrow (CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4$$

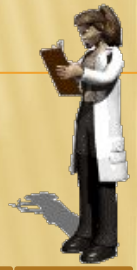
сульфат меди (II) — гидроксосульфат меди (II)

$$CuSO_4 \Leftrightarrow Cu^{+2} + SO_4^{-2}$$

катион слабого основания $Cu(OH)_2$ — анион сильной кислоты H_2SO_4

$$\underline{Cu}^{+2} \underline{+ HO}H \Leftrightarrow CuOH^+ + \underline{H}^+$$

среда кислая
pH < 7



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

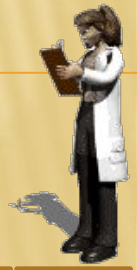
Гидролиз таких солей усиливается при

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,

$$CH_3COONH_4 + H_2O \Leftrightarrow CH_3COOH + NH_4OH$$

ацетат аммония — этановая кислота, уксусная кислота — гидроксид аммония

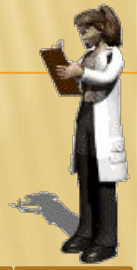
$$CH_3COONH_4 \Leftrightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$$

анион слабой кислоты CH_3COOH — катион слабого основания NH_4OH

$$NH_4^+ + HOH \Leftrightarrow NH_4OH + H^+$$

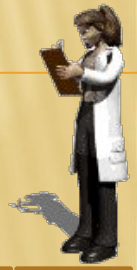
$$CH_3COO^- + HOH \Leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$$

среда нейтральная pH ≈ 7



В растворе таких солей pH определяется силой образующихся кислоты и основания. В растворе ацетата аммония среда близкая к нейтральной, так как $K(CH_3COOH) = 1{,}76 \cdot 10^{-5}$, $K(NH_4OH) = 1{,}79 \cdot 10^{-5}$.

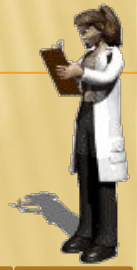
Гидролиз таких солей усиливается при нагревании и не зависит от концентрации соли.



Степень и константа гидролиза

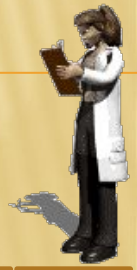
Степень гидролиза (h) – доля вещества, подвергшаяся гидролизу (отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу, к общему числу молекул):

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



Степень гидролиза <u>зависит от</u>:

- 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).



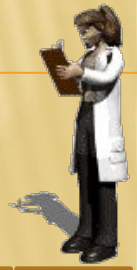
Константа гидролиза – константа равновесия обратимого процесса гидролиза:

$$KF + H_2O \Leftrightarrow HF + KOH$$

$$F^- + HOH \Leftrightarrow HF + OH^-$$

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

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

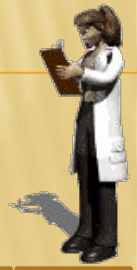


HF – слабая кислота, диссоциирует обратимо: $HF \Leftrightarrow H^+ + F^-$.

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

Подставляя эту величину в формулу для константы гидролиза, получаем

$$K_{гидр} = \frac{[H^+]\times[OH^-]}{K_{дис.HF}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис.HF}} = \frac{1\cdot10^{-14}}{6{,}2\times10^{-4}} = 1{,}6\times10^{-11}$$



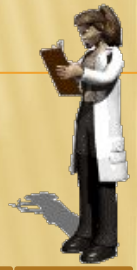
Константа гидролиза **зависит от** **природы соли и от температуры, но** **не зависит от** **концентрации соли.**

Для солей, образованных слабой кислотой (гидролиз по аниону)

$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{к-ты}}$$

Для солей, образованных слабым основанием (гидролиз по катиону)

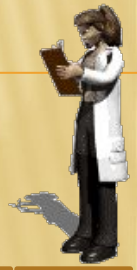
$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основ.}}$$



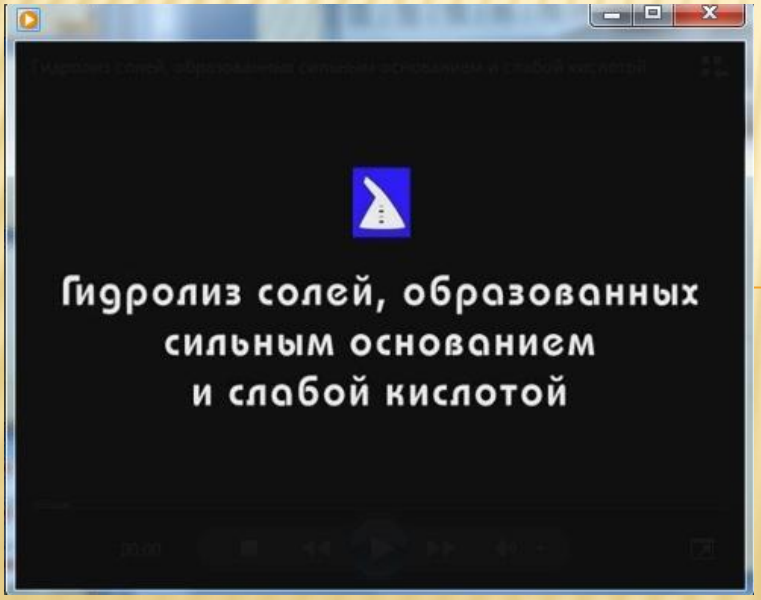
Для солей, гидролизующихся и по катиону, и по аниону

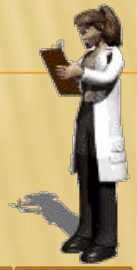
$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{к-ты} \times K_{основ}}$$

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.



Гидролиз солей. Опыт 2. Определение реакции среды в растворах солей
00:01

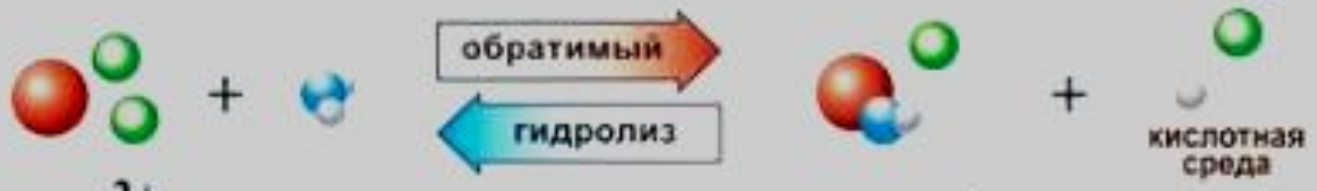

Гидролиз солей, образованных
сильным основанием
и слабой кислотой



11. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Соль слабого основания и сильной кислоты на примере $FeCl_2$

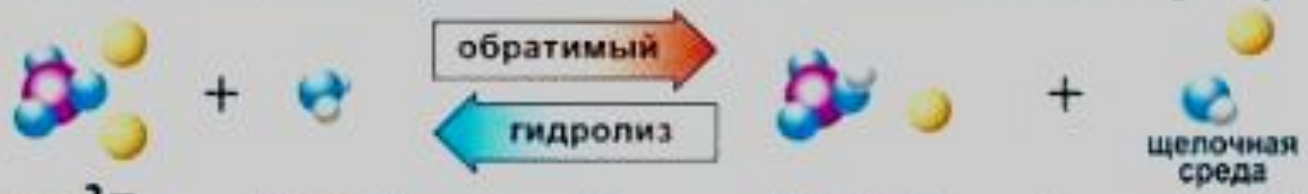
– Cl^-
– H_2O
– H^+
– Fe^{2+}



$$Fe^{2+} + HOH \rightleftarrows FeOH^+ + H^+$$

Соль сильного основания и слабой кислоты на примере K_2CO_3

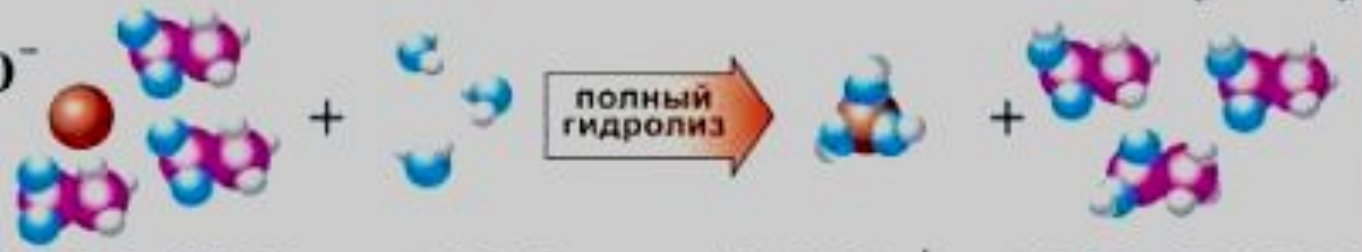
– K^+
– OH^-
– H_2O
– CO_3^{2-}



$$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

Соль слабого основания и слабой кислоты на примере $Al(CH_3COO)_3$

– CH_3COO^-
– H_2O
– Al^{3+}



$$Al(CH_3COO)_3 + 3H_2O = Al(OH)_3\downarrow + 3CH_3COOH$$

Гидролиз по аниону

$Na_2CO_3 \rightleftarrows 2Na^+ + CO_3^{2-}$

$HOH \rightleftarrows H^+ + OH^-$

$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows OH^- + HCO_3^-$

$Na_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NaOH + NaHCO_3$

$[OH^-] > [H^+]$

ЩЕЛОЧНАЯ СРЕДА

Гидролиз по катиону

$AlCl_3 \rightleftarrows Al^{3+} + 3Cl^-$

$Al^{3+} + 3Cl^- + HOH \rightleftarrows AlOH^{2+} + 3Cl^- + H^+$

$Al^{3+} + HOH \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+$

$AlCl_3 + HOH \rightleftarrows Al(OH)Cl_2 + HCl$

$[OH^-] < [H^+]$

КИСЛАЯ СРЕДА

Гидролиз не идет

$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$

$Na^+ + Cl^- + HOH \rightleftarrows Na^+ + Cl^- + H_2O$

$[OH^-] = [H^+]$

НЕЙТРАЛЬНАЯ СРЕДА

Шкала значений pH и окраска некоторых индикаторов

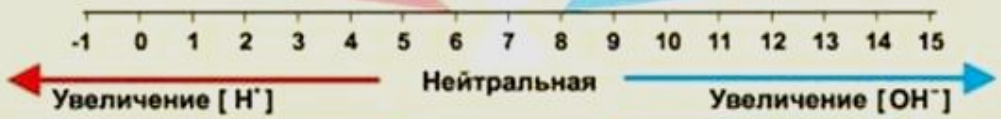
$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

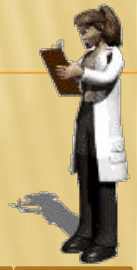
$[H^+] = [OH^-]$

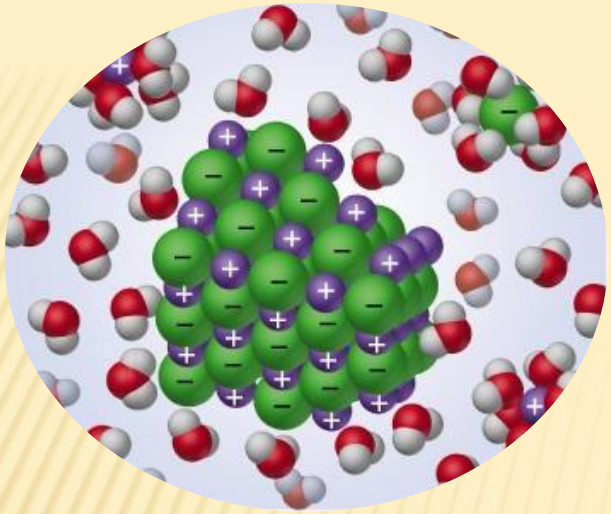
$[H^+] = 10^{-7}$

КИСЛОТА $[H^+] > [OH^-]$

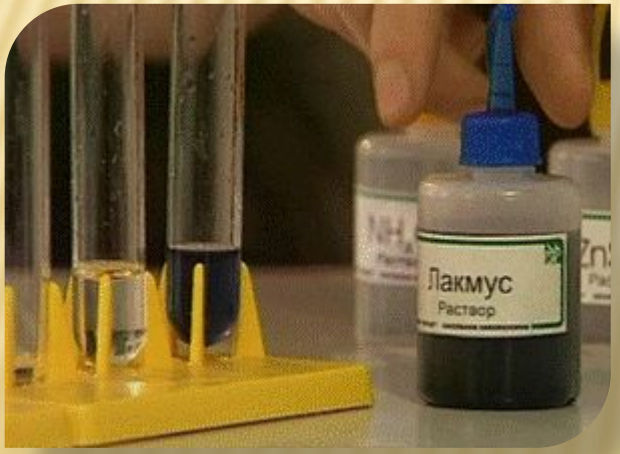
ОСНОВАНИЕ $[H^+] < [OH^-]$







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.

$$AlCl_3 + H_2O \Leftrightarrow AlOHBr_2 + HCl$$

$$AlCl_3 \Leftrightarrow Al^{+3} + 3Cl^{-}$$

катион слабого основания $Al(OH)_3$

анион сильной кислоты HCl

$$\underline{Al^{+3}} + \underline{HO}H \Leftrightarrow AlOH^{+2} + \underline{H}^{+}$$

среда кислая

pH < 7

$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основ.}}$$

$K(H_2O) = 1 \cdot 10^{-14}$, $K(Al(OH)_3) = 1{,}38 \cdot 10^{-9}$.

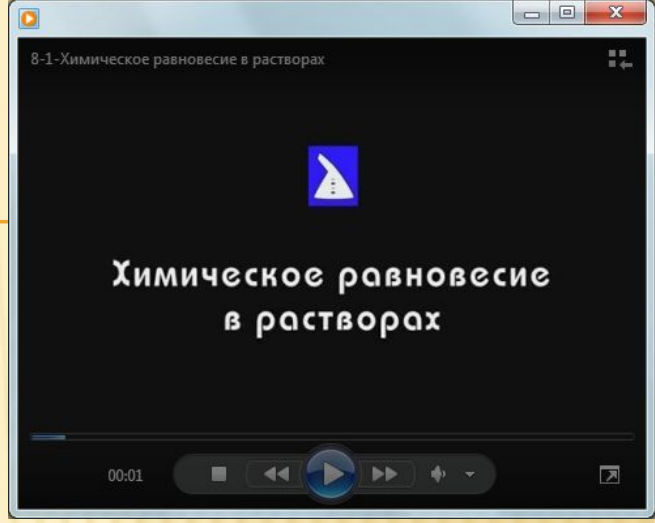
$$K_{гидр} = \frac{K(H_2O)}{K(Al(OH)_3)} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1{,}38 \cdot 10^{-9}} = 7{,}25 \cdot 10^{-6}$$

Наблюдаемый эффект: с помощью универсального индикатора установили , что pH = 3.

Константа гидролиза: $K_{гидр.}(AlCl_3) = 7{,}25 \cdot 10^{-6}$.

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»

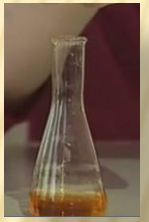
Цель – Познакомиться с условиями смещения химического равновесия в гомогенных системах.

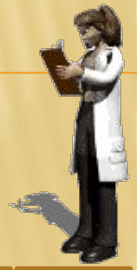
Приборы и реактивы: химическая посуда, H_2O, $FeCl_3$, NH_4Cl, NH_4CNS, $(NO_2+N_2O_4)$.

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:

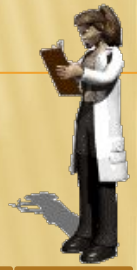
$$FeCl_3 + 3NH_4CNS \Leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl.$$





$$FeCl_3 + 3NH_4CNS \Leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl.$$

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



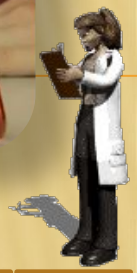
В стаканчик налейте 20-25 мл дистиллированной воды и прибавьте по <u>одной</u> капле насыщенных растворов $FeCl_3$ и NH_4SCN, перемешайте раствор стеклянной палочкой. Полученный раствор налейте в 4 пробирки (колбы). Возможно проведение опыта так, как приведено на рисунках.

$FeCl_3$

NH_4SCN

H_2O

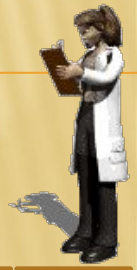
$Fe(CNS)_3$



Добавьте:

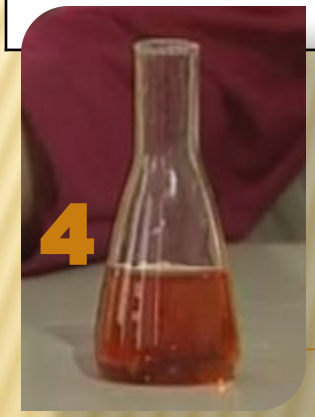
- в <u>первую</u> пробирку (колбу) одну каплю насыщенного раствора $FeCl_3$,
- во <u>вторую</u> пробирку (колбу) одну каплю насыщенного раствора NH_4SCN,
- в <u>третью</u> пробирку (колбу) щепотку кристаллов NH_4Cl.

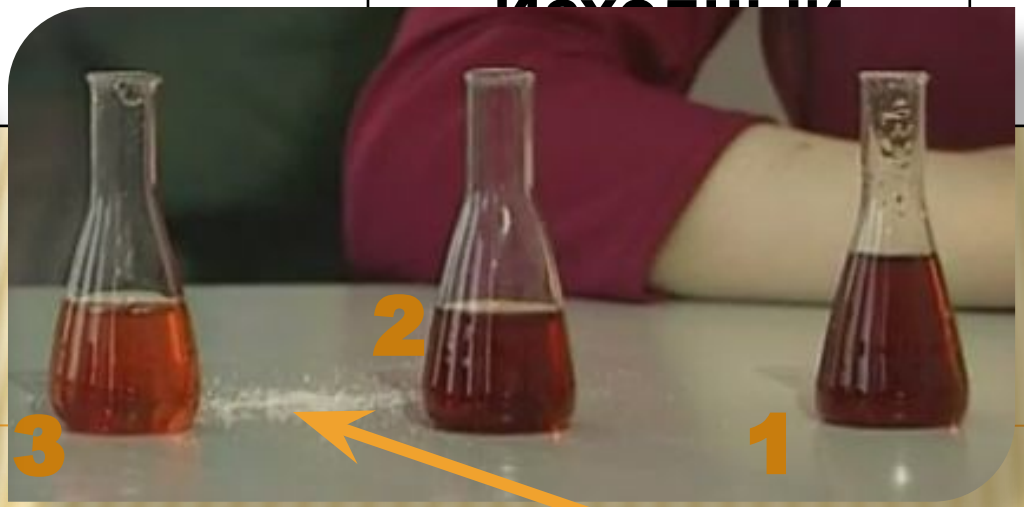
<u>Четвертую</u> пробирку (колбу) оставьте для сравнения.

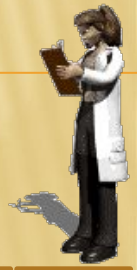


Результаты эксперимента

Номер Пробир-ки	Добавлен-ный раствор	Изменение интенсивности окраски раствора	Направление смещения равновесия
1	$FeCl_3$		
2	NH_4SCN		
3	NH_4Cl		
4		Исходный	⇔

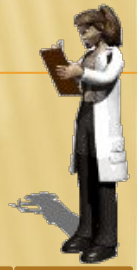






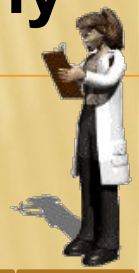
$$FeCl_3 + 3NH_4CNS \Leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl$$

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.**

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



$$FeCl_3 + 3NH_4CNS \Leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl$$

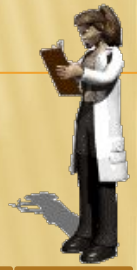
$$K_C = \frac{[Fe(CNS)_3] \cdot [NH_4Cl]^3}{[FeCl_3] \cdot [NH_4CNS]^3}$$

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**.

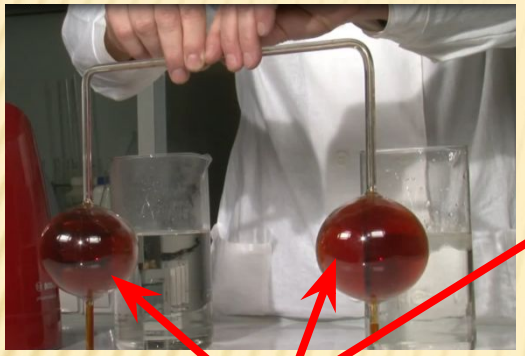
Во вторую пробирку добавляли NH_4SCN, – **окраска раствора стала еще темнее**, чем в первой пробирке т. к. концентрация исходных веществ увеличивается сильнее (возводится в куб) – равновесие сместилось в сторону **продуктов реакции**.

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

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

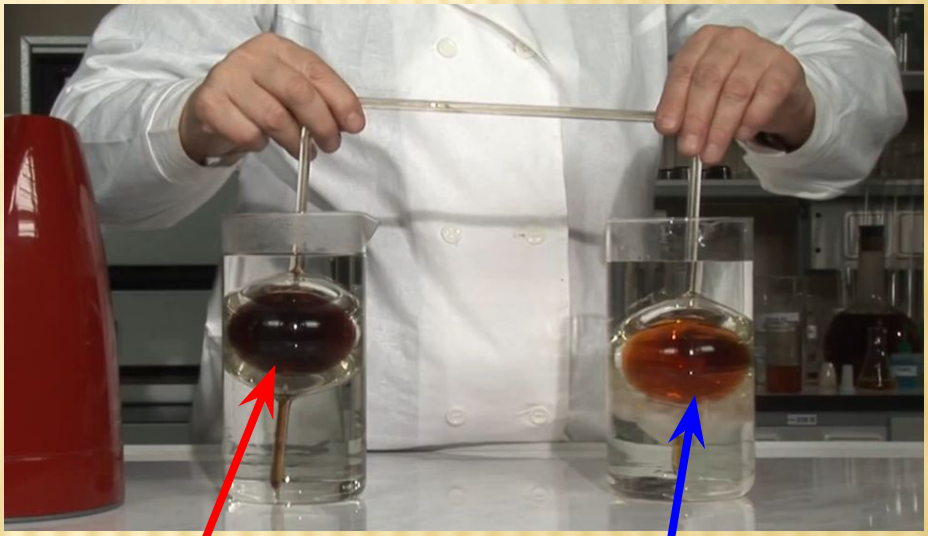


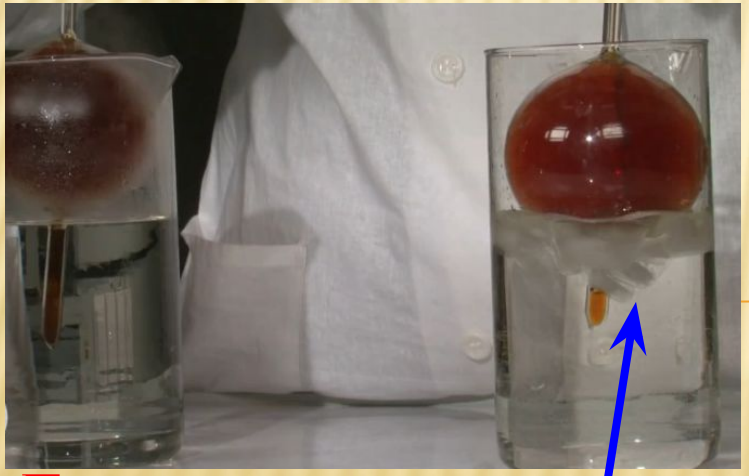
Опыт 2. **Влияние температуры на химическое равновесие в гомогенных системах**. Запаянные емкости заполненные смесью газов NO_2 и N_2O_4 опускают одну в стакан с горячей водой, а вторую – в стакан со льдом.



$$NO_2 \Leftrightarrow N_2O_4 + Q$$

$NO_2 + N_2O_4$



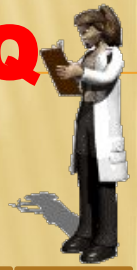


Горячая вода

Лед

$$NO_2 \rightarrow N_2O_4 + Q$$

$$NO_2 \leftarrow N_2O_4 + Q$$



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

$$NO_2 \Leftrightarrow N_2O_4 + Q,$$

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.

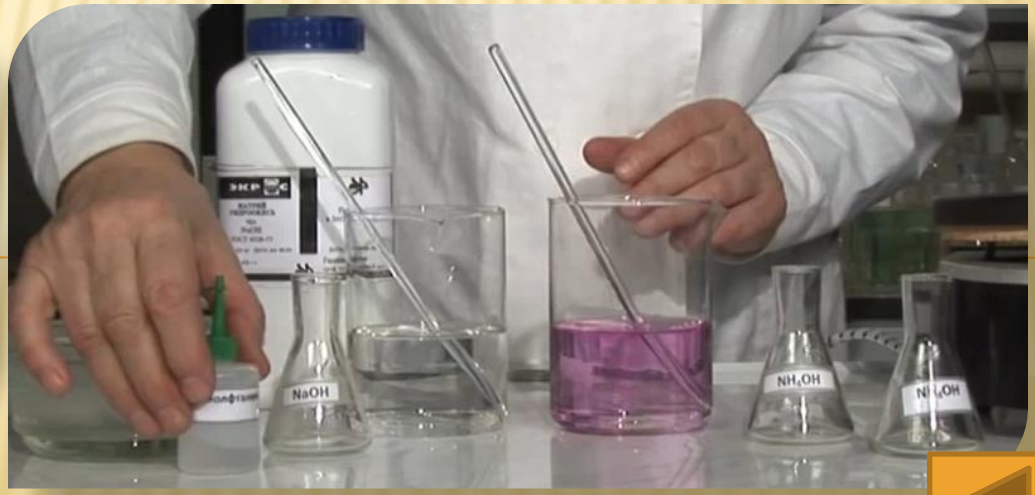
Опыт 1. Влияние температуры на смещение химического равновесия.

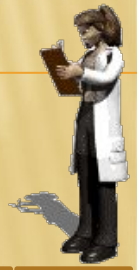
В растворе гидроксида аммония всегда соблюдается равновесие:

$$NH_3 + H_2O \Leftrightarrow NH_4OH \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

аммиак гидроксид аммония ион аммония гидроксид-ион

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

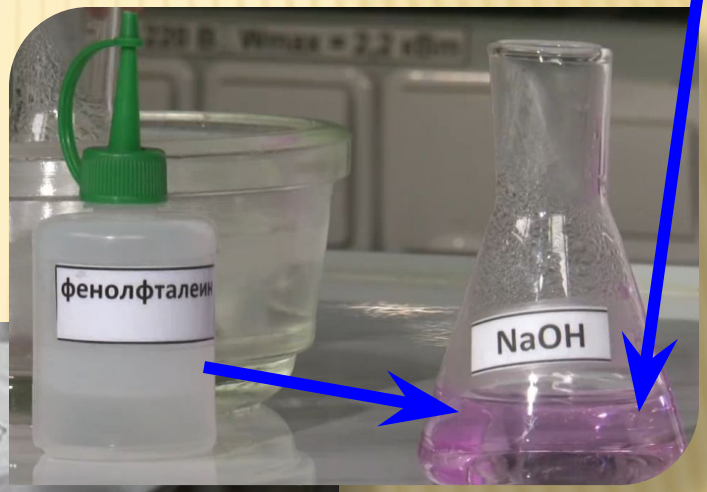


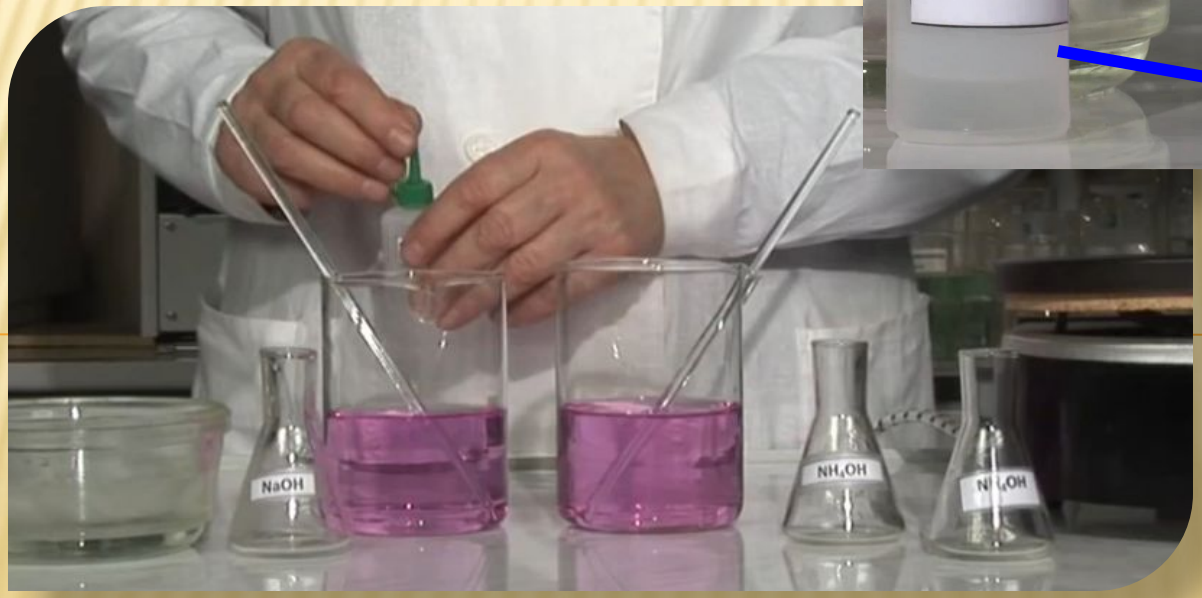


В стакан с раствором гидроксида натрия добавляем фенолфталеин – раствор стал малиновым.

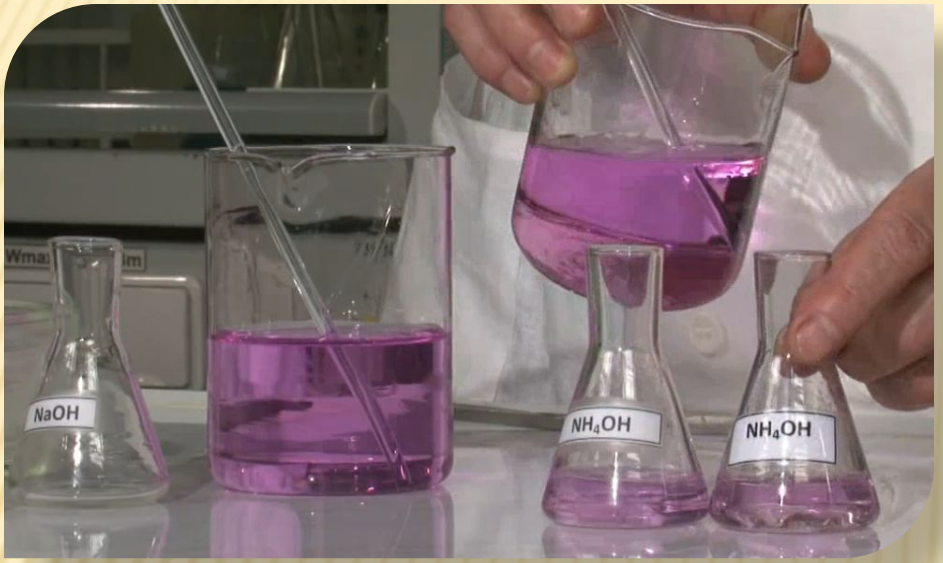
$NaOH \Leftrightarrow Na^{+} + OH^{-}$

NaOH NH$_4$OH



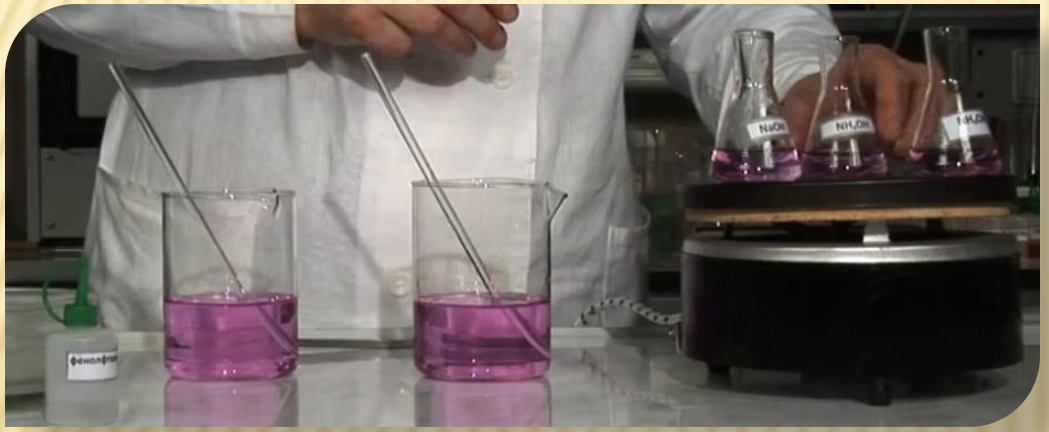


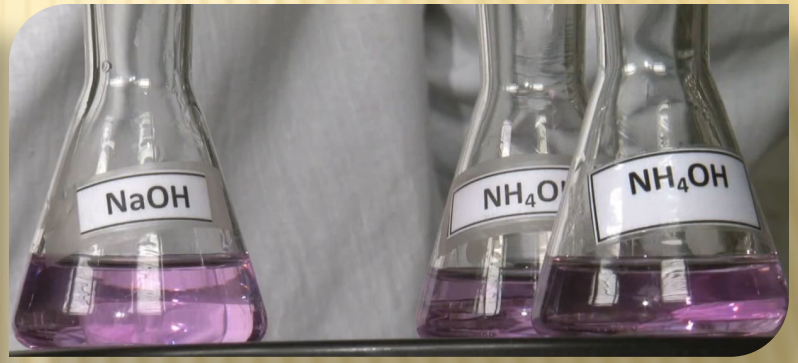
Разольем полученные растворы в колбы.

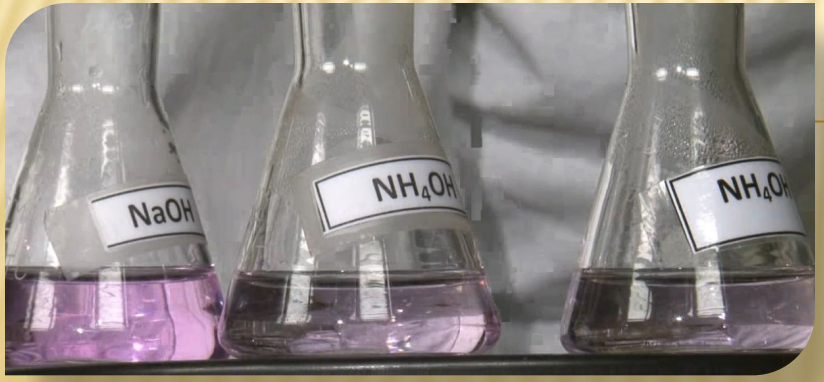


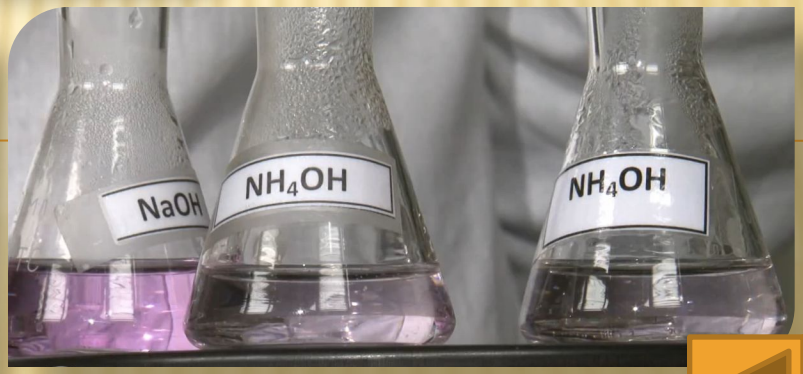
При нагревании полученных растворов изменение окраски (обесцвечивание) происходит в колбах с гидроксидом аммония – равновесие смещается в сторону образования аммиака:

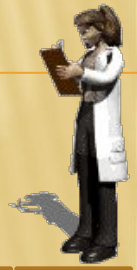
$$NH_3 + H_2O \leftarrow NH_4OH$$







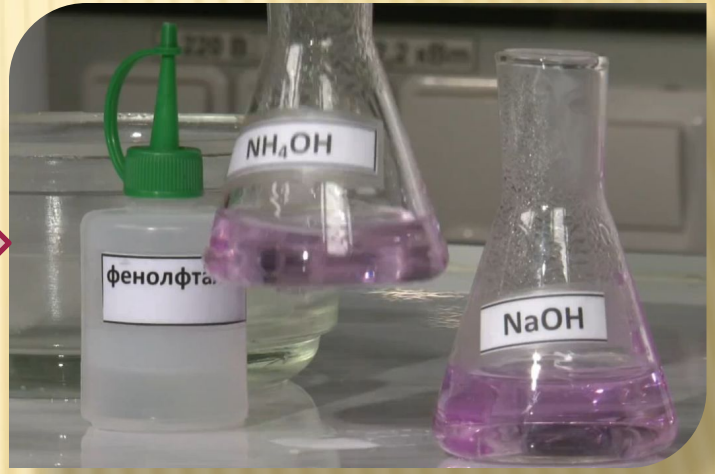


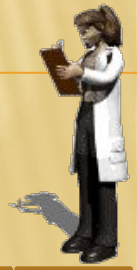


При охлаждении колбы с раствором гидроксида аммония окраска постепенно восстанавливается – равновесие смещается в сторону образования гидроксид-иона:

$$NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Лед



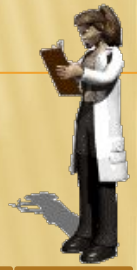


$$NH_3 + H_2O \Leftrightarrow NH_4OH \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

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 ... опыты
17. yandex.ru/images›Гидролиз солей ... опыты
18. Гидролиз солей - youtube.com

Хорошего
дня!
AB*