

**ПОДГОТОВКА ЕГЭ ПО
ХИМИИ**



ОБРАЗОВАНИЕ И РАЗРУШЕНИЕ ГИДРОКСОКОМПЛЕКСОВ

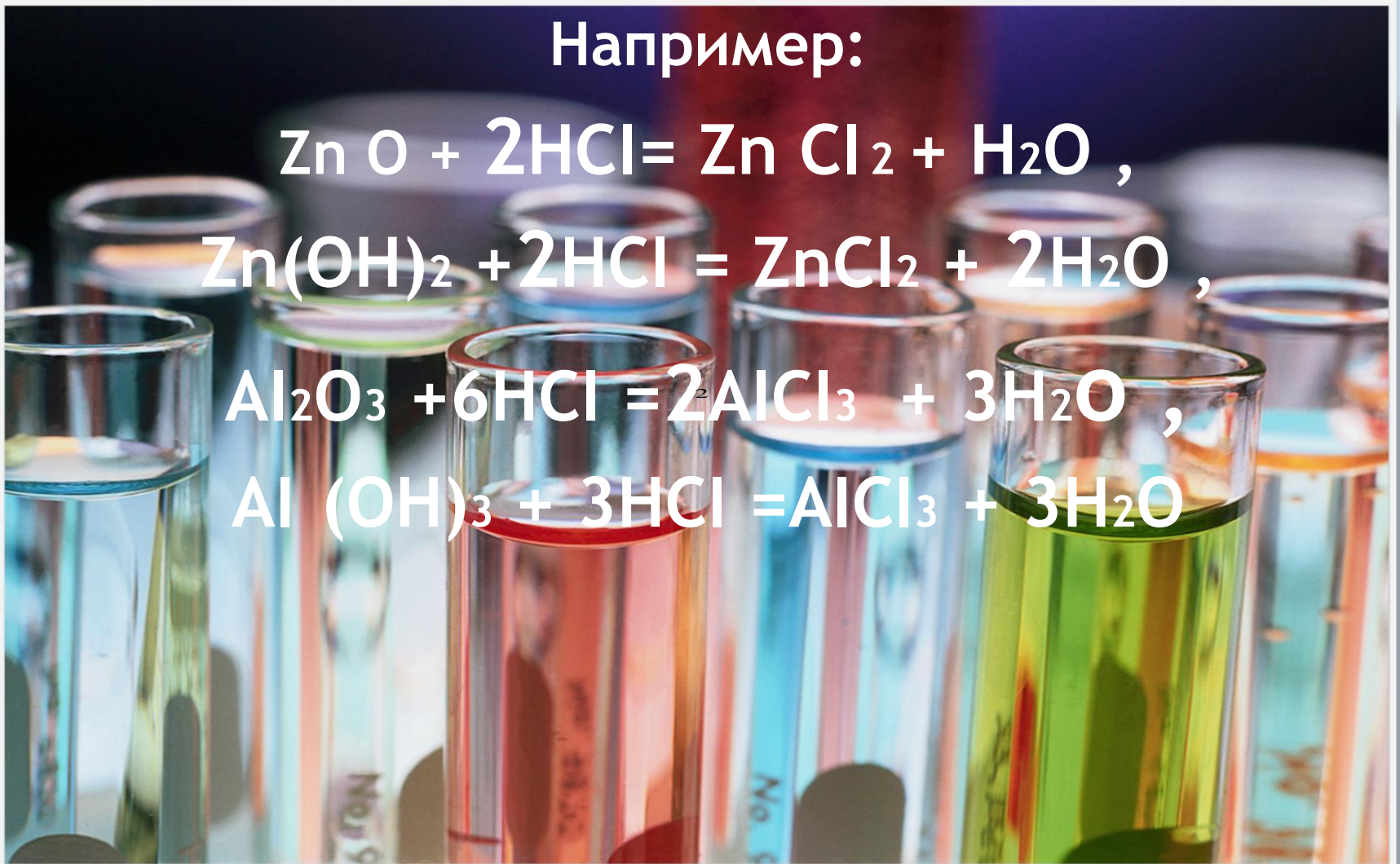
Учитель сош № 21: Сукнева Л.Е.

- При подготовке к ЕГЭ по химии задания уровня С выходят далеко за рамки двухчасовой школьной программы, например составление уравнений окислительно-восстановительных реакций или уравнений реакций по разрушению комплексных солей. Найти ответы на некоторые вопросы порой не удастся ни в одном учебнике или пособии.
- Одно из заданий высокого уровня сложности (уровня С) проверяет знания об амфотерных свойствах веществ. Для успешного выполнения этого задания нужно знать в том числе и способы разрушения комплексных солей. В учебной литературе этому вопросу уделяется мало внимания.
- Амфотерные свойства имеют оксиды и гидроксиды многих металлов. Они не растворяются в воде, но растворяются в кислотах и щелочах. При подготовке к ЕГЭ нужно усвоить материал о свойствах соединений алюминия, цинка, бериллия, железа и хрома.



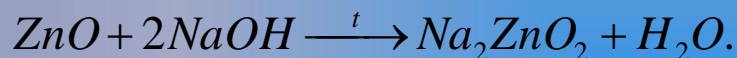
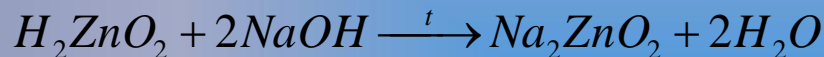
Основные свойства амфотерных соединений при взаимодействии с сильными кислотами

Например:



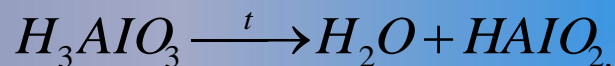
Кислотные свойства при взаимодействии со щелочами

1) Реакции при сплавлении :

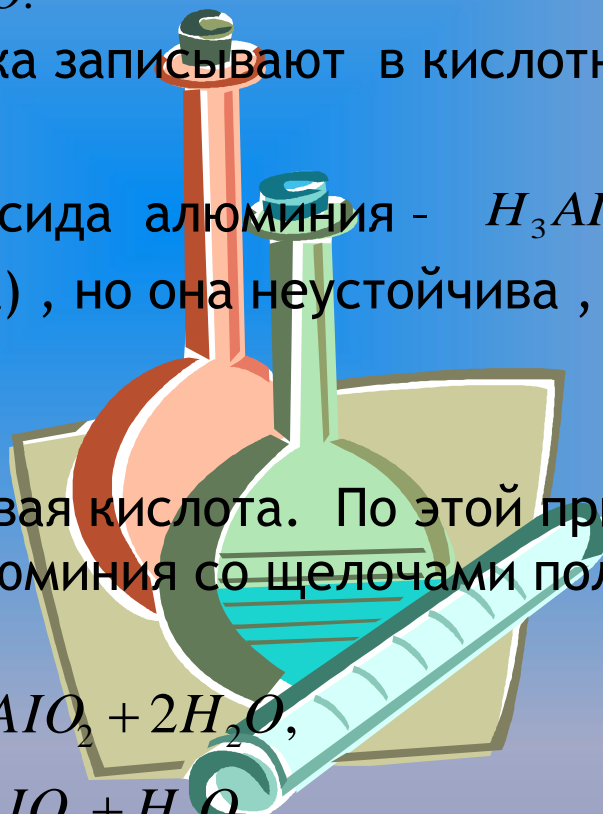
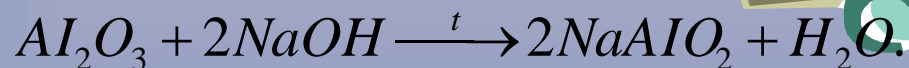
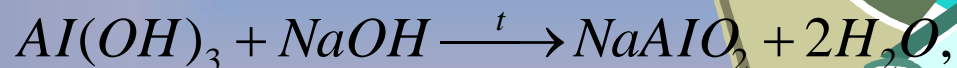


Формула гидроксида цинка записывают в кислотной форме $-H_2ZnO_2$ (цинковая кислота).

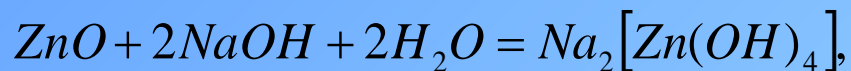
Кислотная форма гидроксида алюминия - H_3AlO_3 (ортоалюминиевая кислота) , но она неустойчива , и при нагревании отщепляется вода:



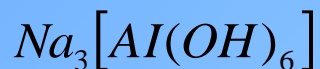
получается метаалюминиевая кислота. По этой причине при сплавлении соединений алюминия со щелочами получают соли - метаалюминаты:



Реакции в растворе происходят с образованием комплексных солей



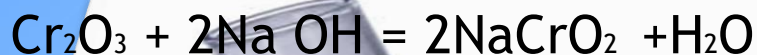
Следует отметить, что при взаимодействии соединений алюминия со щелочами (pH= 14) в растворе получают разные формы комплексных солей (к.ч.(Al) =6)



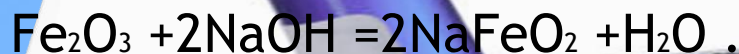
т.е. гексагидроксоалюминат натрия
и тетрагидроксодиакваалюминат натрия.



Соединения бериллия (BeO и $\text{Be}(\text{OH})_2$) взаимодействуют со щелочами аналогично соединениям цинка, соединения хрома (III) и железа (III) (Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$) - аналогично соединениям алюминия, но оксиды этих металлов взаимодействуют только при сплавлении.



метахромит натрия (хромат(III) натрия)



феррит натрия (феррат (III) натрия)

При взаимодействии гидроксидов этих металлов со щелочами в растворе образуются комплексные соли с координационным числом 6.

Гидроксид хрома (III) легко растворяется в щелочах:

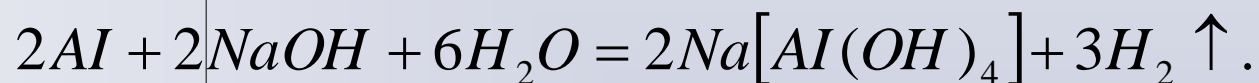
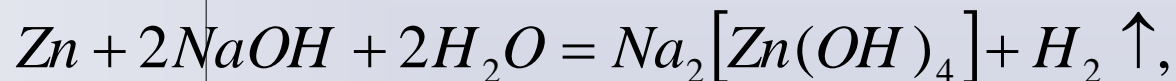
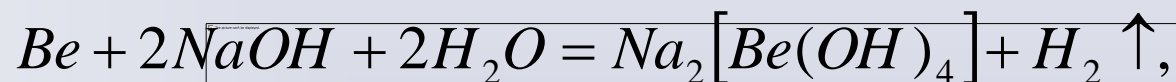


Гидроксид железа (III) имеет очень слабые амфотерные свойства взаимодействует только с горячими концентрированными растворами щелочей:

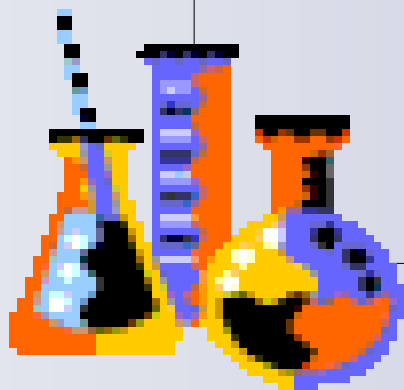


Be	B	C	N	O	F	Ne			
Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar			
Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Zn
Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Cd
Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Hg
Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uu	Po

Взаимодействие бериллия, цинка, алюминия с растворами щелочей:

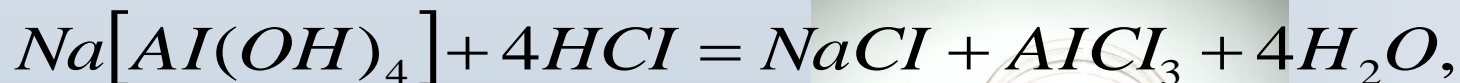


Железо и хром с растворами щелочей не реагируют , образование солей возможно только при сплавлении с твердыми щелочами.

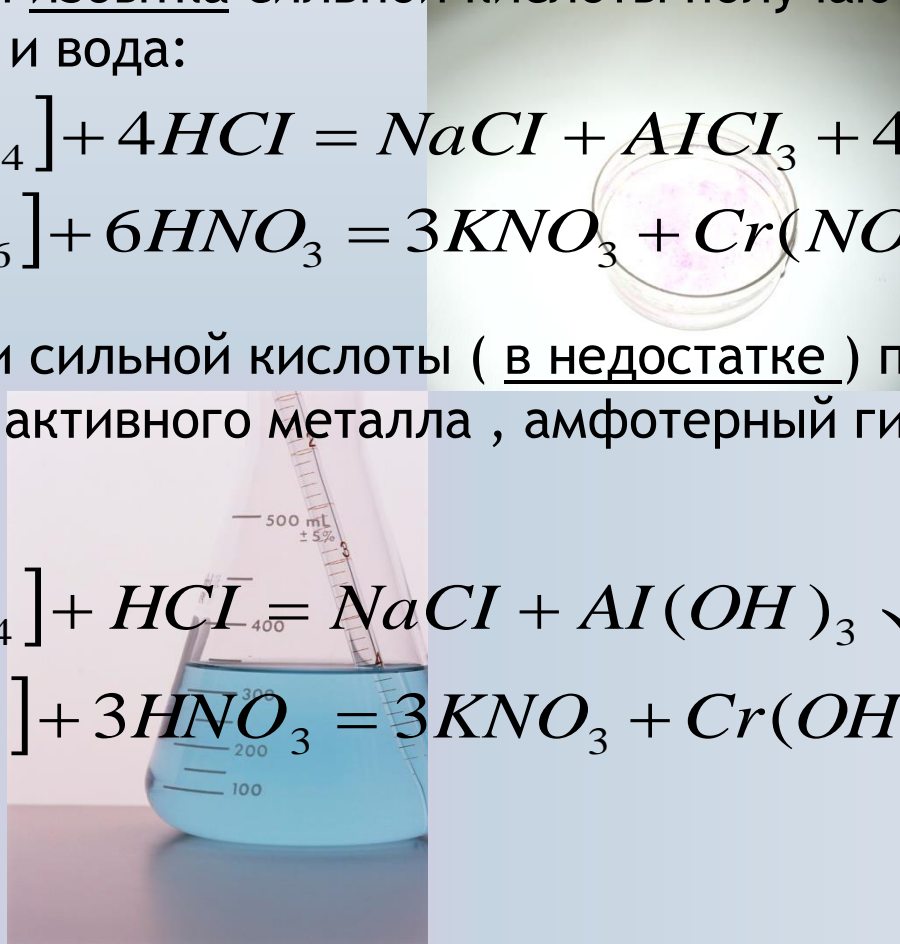


Способы разрушения гидроксокомплексов

- 1) При действии избытка сильной кислоты получаются две средних соли и вода:



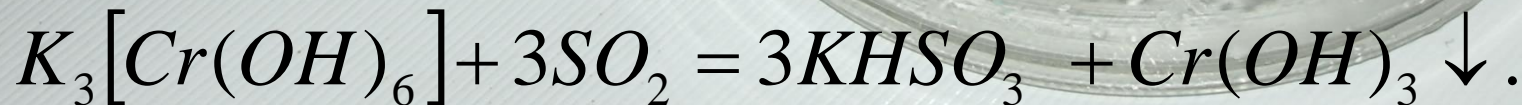
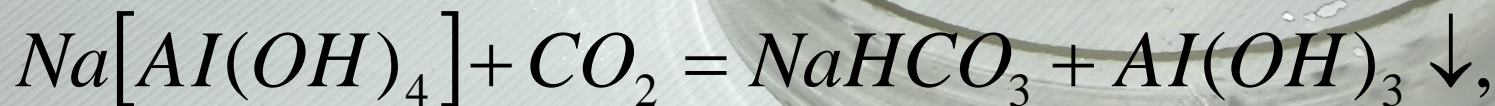
- 2) При действии сильной кислоты (в недостатке) получаются средняя соль активного металла , амфотерный гидроксид и вода:



3) При действии слабой кислоты получается кислая соль активного металла , амфотерный гидроксид и вода:



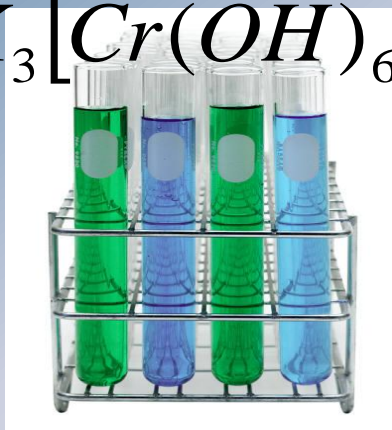
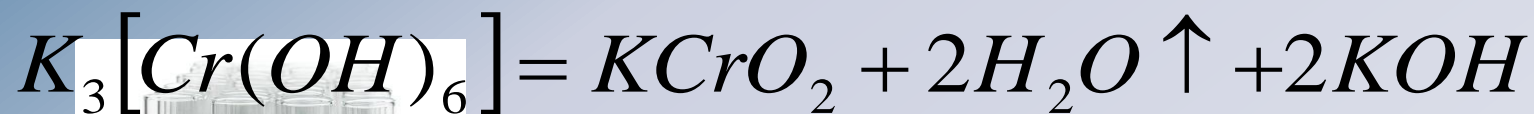
4) При действии углекислого или сернистого газа получается кислая соль активного металла и амфотерный гидроксид:



5) При действии солей, образованных сильными кислотами и катионами Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , происходит взаимное усиление гидролиза получаются два амфотерных гидроксида и соль активного металла.



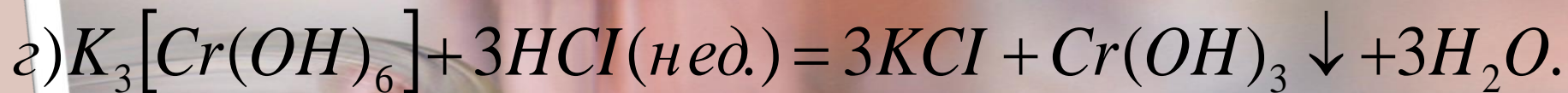
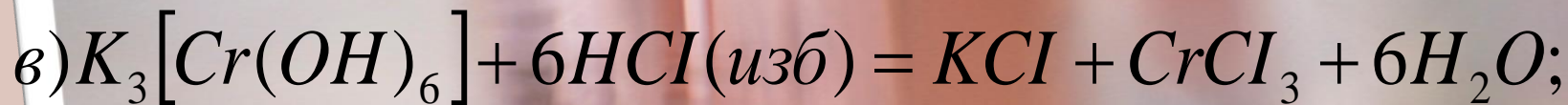
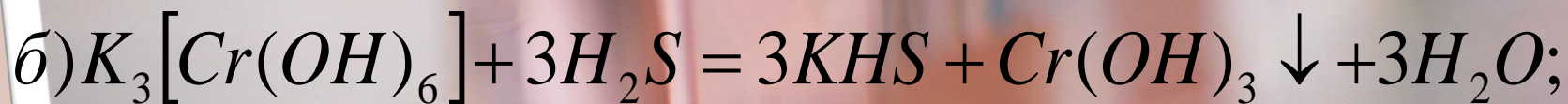
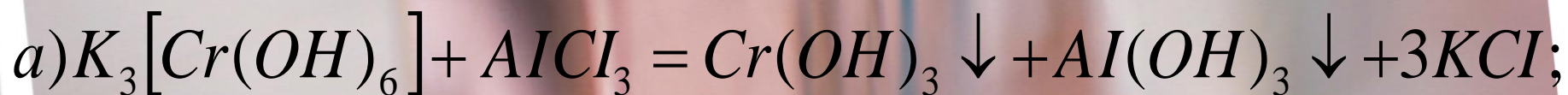
6) При нагревании гидроксокомплексов щелочных металлов выделяется вода:



Задания для отработки умения составлять уравнения реакций образования и разрушения гидроксокомплексов.

1) Составьте уравнения четырех возможных реакций между растворами следующих соединений: **гексагидрохромат (III) калия, хлорид алюминия, сероводород, соляная кислота.**

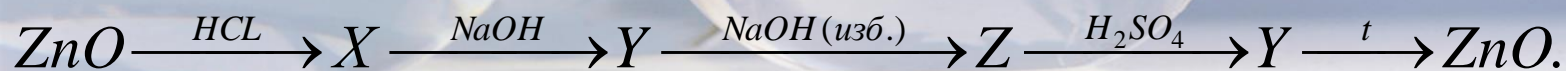
Пример решения



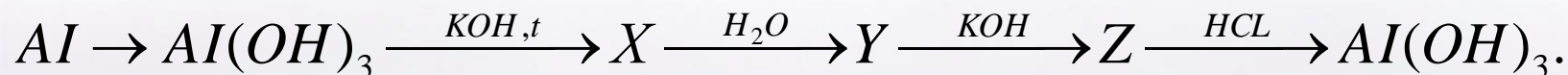
2) Даны водные растворы гексагидроксохромат (III) натрия, сернистого газа, бромида железа(III), гидроксида натрия, Напишите уравнения четырех возможных реакций между ними.

3) Напишите уравнения четырех возможных реакций между растворами гексагидроксоалюмината калия, карбоната калия, угольной кислоты, хлорида хрома(III).

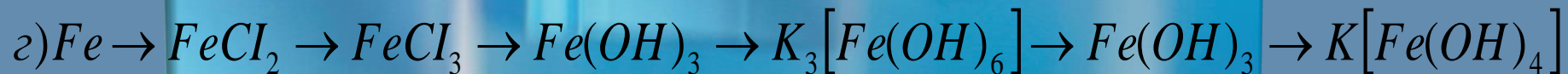
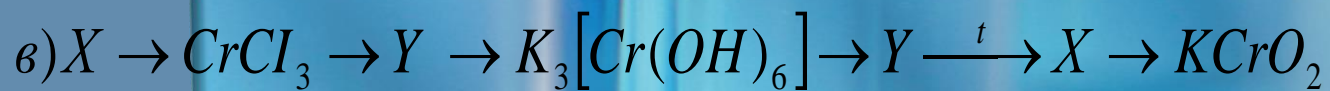
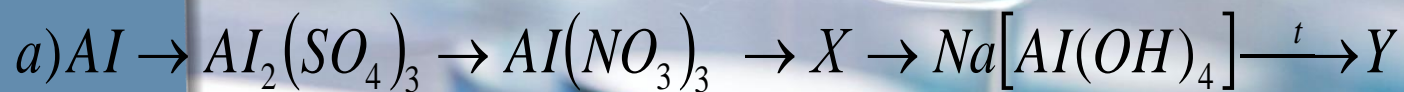
4) *Осуществите / превращения :*



5) *Осуществите / превращения :*



Напишите уравнения реакций следующих превращений:



**Применение
таблиц-схем и
моделей
на уроках химии**

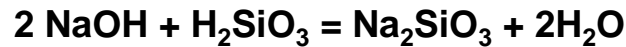
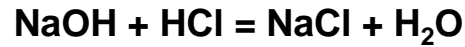
Химические свойства оснований

щелочи



+ кислота

соль + H₂O

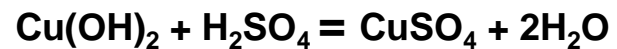


Нерастворимые
в воде



+ кислота

соль + H₂O



разлагаются при t = оксид + вода



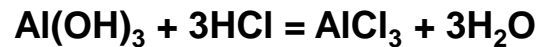
t



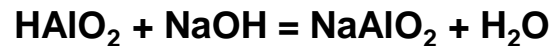
амфотерные



+ кислота = соль + H₂O



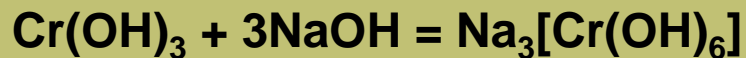
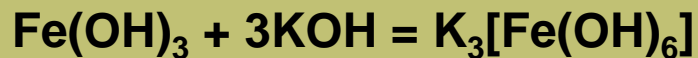
= щелочь = соль + H₂O



Образования гидроксокомплексов

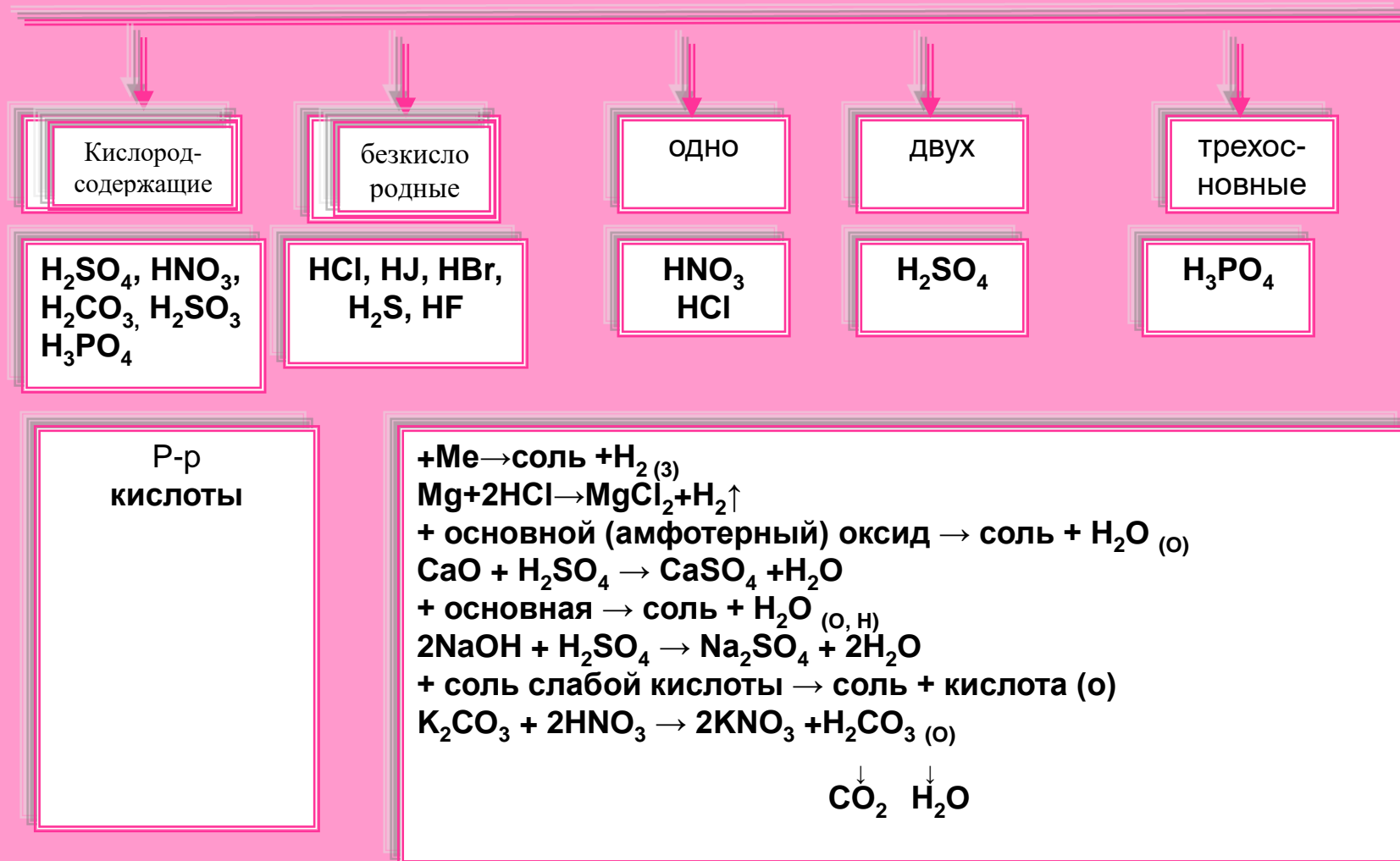


В сильнощелочных растворах ($\text{pH}_{\text{приб14}}$) возможно образования и более сложных комплексов.



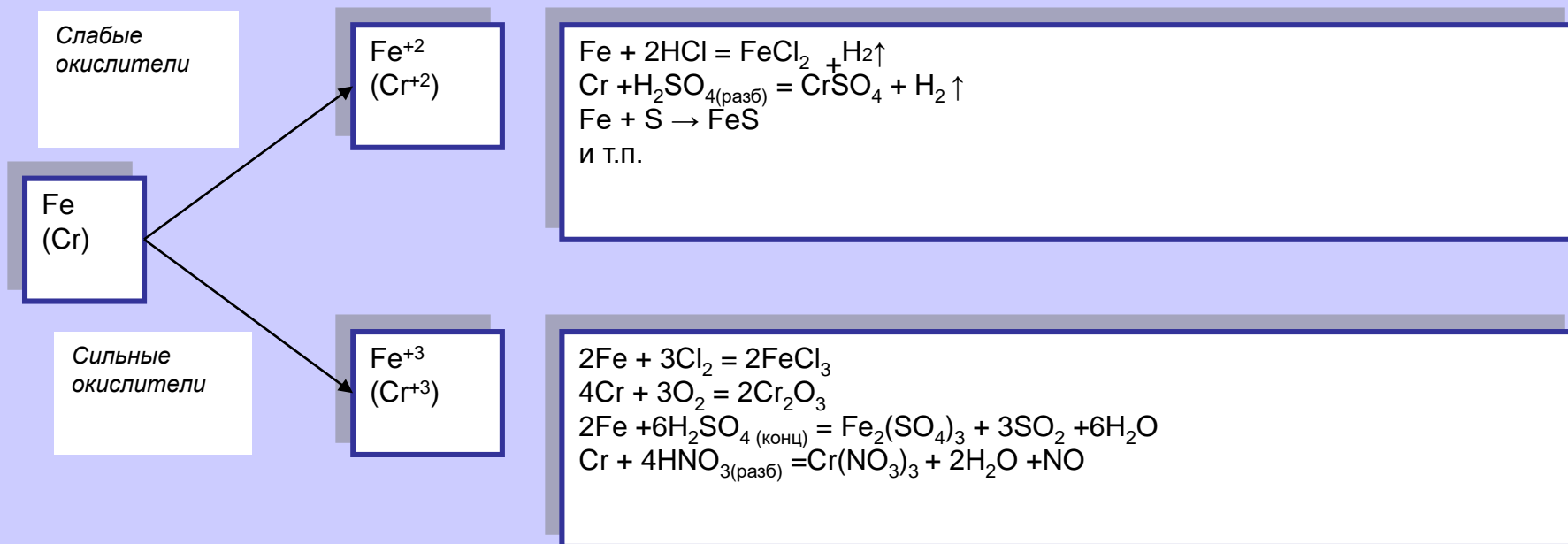
Химические свойства кислот

кислоты



Одной из частых ошибок при записи продуктов в реакции $\text{Me} + \text{кислота} \rightarrow$ является неверное определение степени окисления самого металла. Это особенно важно для переходных элементов, таких как Fe и Cr, степень окисления которых в катионе образующейся в реакции соли зависит от вида окислителя.

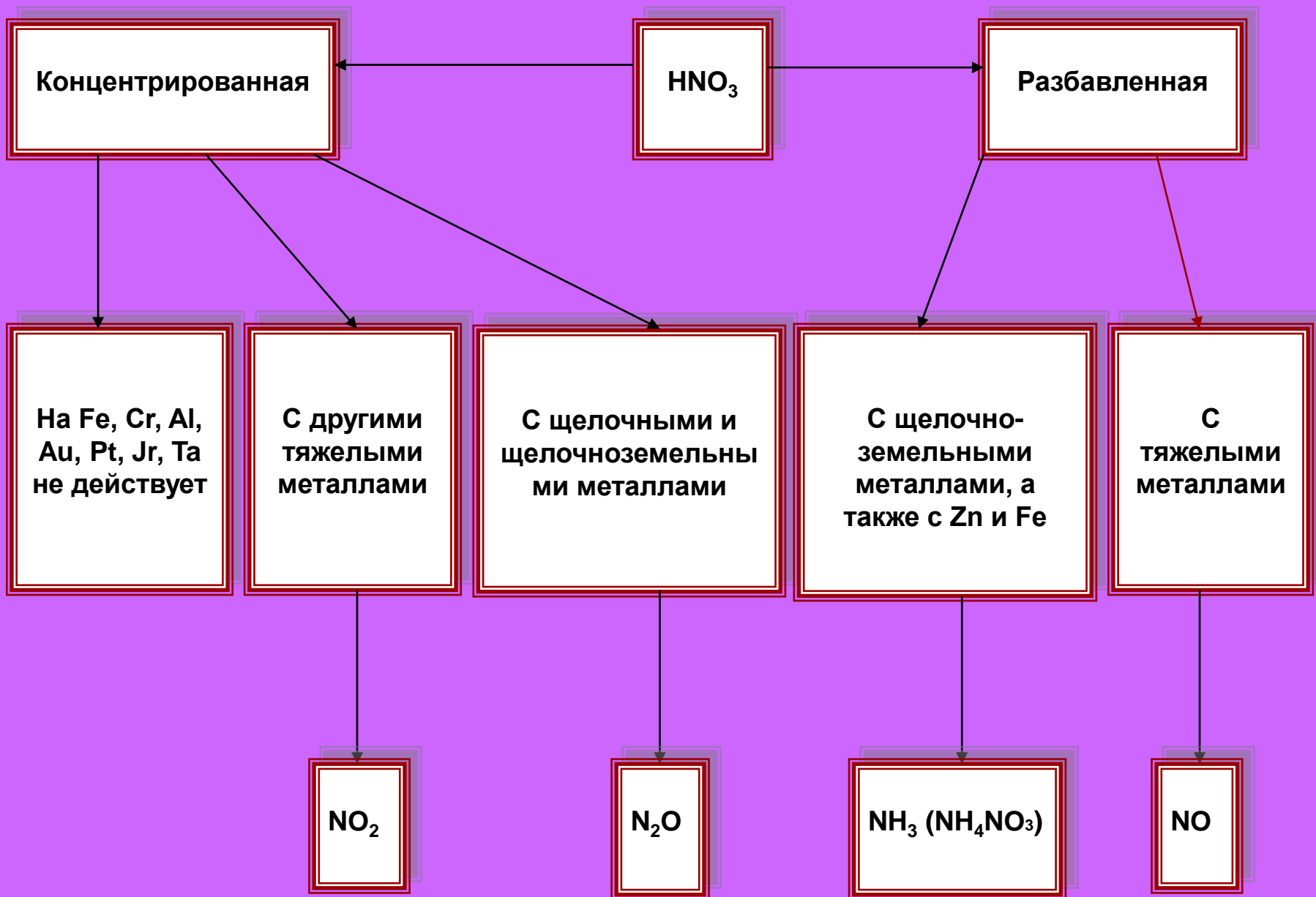
Для предотвращения таких ошибок необходимо запомнить следующую схему:



Впрочем, некоторые переходные металлы, такие, как Mn, Co, Ni даже при окислении HNO_3 или $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц, t})}$ окисляются только до состояния Me^{2+} .

Взаимодействие концентрированной H_2SO_4 с Me

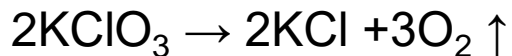
Менее активные Me: Cu, Hg, Ag	Me средней активности от H_2 - Mn	Me - активные	
SO_2	S (при ком. t) SO_2 (при t)	H_2S	Не реагирует с Al, Cr, Fe, Ni



Взаимодействие HNO_3 с Me

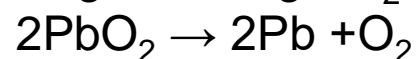
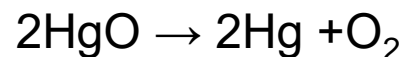
	Менее активные Me: Cu, Hg, Ag и слабые восстановители	средней активности от H_2 - Mn	Сильные восстановители и активные Me от Li - Al	
HNO_3 концентр.	NO_2	NO_2	N_2O	не реагирует с Cr, Al, Fe, Ni, Jr, Ta
HNO_3 разбав.	NO	N_2	$\text{NH}_4 \text{NO}_3$	<p>(ком. t) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$</p> <p>Fe</p> <p>t $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$</p>
HNO_3 < 5%	NO	$\text{NH}_4 \text{NO}_3$	$\text{NH}_4 \text{NO}_3$	

Термическое разложение некоторых солей.



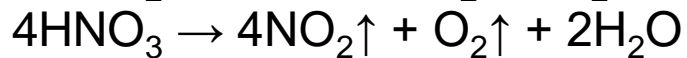
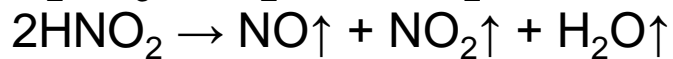
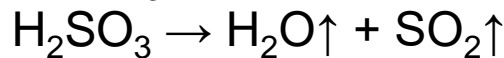
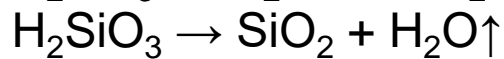
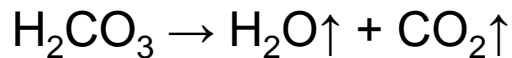
Оксиды.

(не разлагаются все оксиды,
кроме)

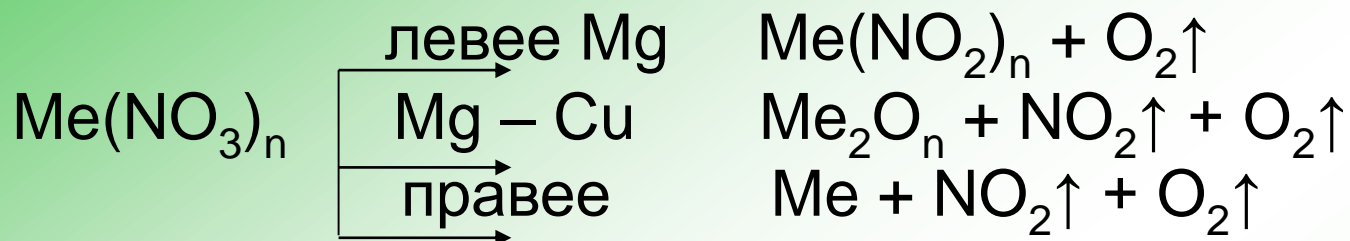


Кислоты.

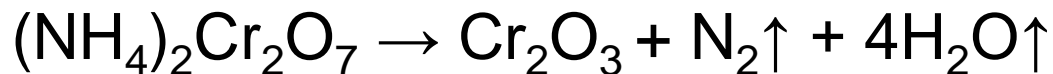
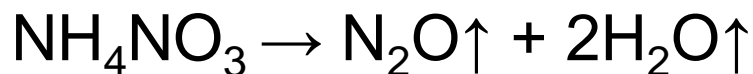
(не разлагаются все кислоты, кроме)



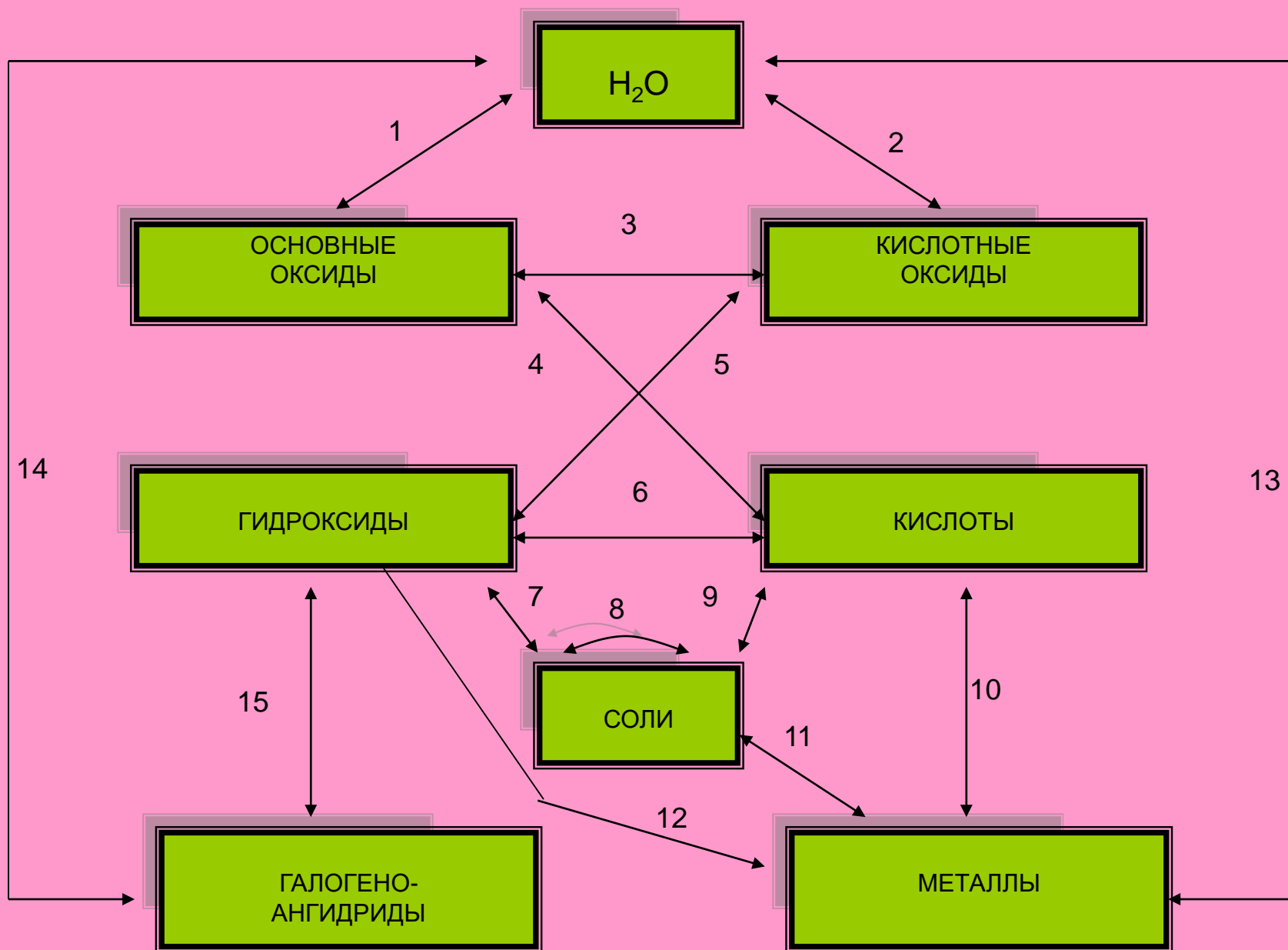
Термическое разложение



Все соли аммония по схеме



Химические свойства классов соединений



№	Продукты реакции	Условия протекания
1	Гидроксид	Только для восьми оксидов: $\text{Li}_2\text{O}, \text{Na}_2\text{O}, \text{K}_2\text{O}, \text{Rb}_2\text{O}, \text{Cs}_2\text{O}, \text{CaO}, \text{SrO}, \text{BaO}$
2	Кислота	Кислота, растворимая в воде
3	Соль	Ограничений нет (проблемы с растворимостью нет)
4	Соль + H_2O	1) кислота, растворимая в воде 2) желательна, чтобы соль была растворима в воде
5	Соль + H_2O	1) Гидроксид растворим в воде
6	Соль + H_2O	1) Хотя бы одно из исходных веществ, растворима в воде
7	Новая соль + новый гидроксид	1) оба исходных соединений растворимы в воде 2) образуется газ, осадок, H_2O , принцип Ле - Шателье
8	соль + соль	1) Также как и 7
9	Новая соль + новая кислота	1) Исходная кислота растворима в воде (искл. H_2SiO_3) 2) Как правило, более сильная кислота вытесняет более слабую 3) принцип Ле - Шателье
10	Соль + H_2	1) кислота растворима в воде 2) Me активнее H_2 3) факт ограничения: $\text{Me}(\text{Fe}) \rightarrow^{+2}; \text{HNO}_3; \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} \rightarrow \text{H}_2$ не выделяется
11	Соль + Me	1) Обе соли растворимы в воде 2) более акт. Me вытесняет менее акт. Me 3) примечания 8Me (5 щ. Me и 3 щ. з. Me не брать, одновременно идет 13)
12	Соль амфотерного гидроксида (гидроксокомплекс) и H_2	1) Только для амфотерных металлов ($\text{Al}, \text{Cr}, \text{Zn}, \text{Be}, \text{Pb}, \text{Sn}$)
13	гидроксид + H_2	1) 8 Me, т.е 5 щ. и 3 щ. з. Me
14	Смесь двух кислот + H_2O	$\text{SO}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ без ограничений сульфорил хлорид
15	Две соли	$\text{SO}_2\text{Cl}_2 + 4\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$

Галогеноангриды

(5 класс неорганических соединений , т.е производные кислот, которые образуются при замене OH группы на галогены.)



HSO_3X - галогенсульфоновые кислоты

SO_2X_2 - сульфил



SOX_2 – тионил (галогенид)



NOX - нитрозил



POX_3 – фосфорил



COX_2 - карбонил

(COCl_2 - фосген)



CrO_2X_2 – хромил

**Электролиз
катодные процессы**

<p>Ионы от: K^+ - Al^{3+} (вкл)</p>	<p>Все прочие Me^{n+}</p>	<p>От H^+ - Au^{3+}</p>
<p>Только H_2 $2H_2O + 2e^- + H_2 + 2OH^-$</p>	<p>Me и H_2</p>	<p>Только Me $Me^{n+} + ne^- = Me$</p>

Анодные процессы

$S^{2-}, J^-, Br^-, Cl^-, Se^{2-}, Te^{2-}, As^{3-}$

$OH^-, F^-, CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, NO_3^- \dots$

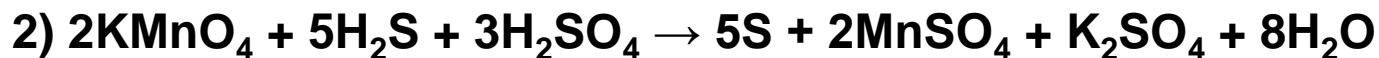
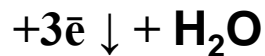
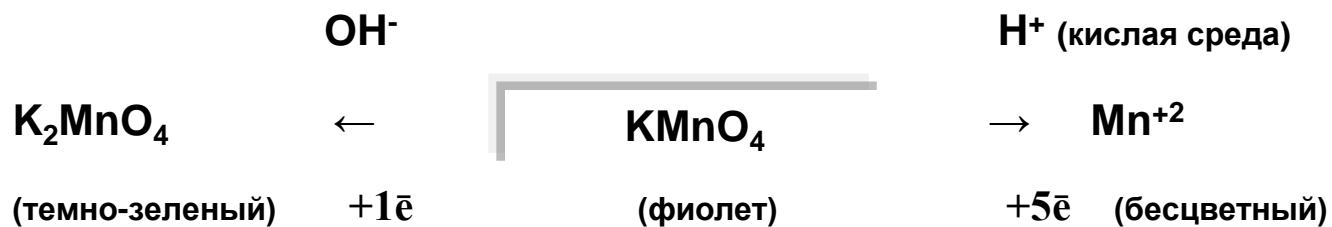
$X^{m-} - m\bar{e} = X$

$4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2\uparrow + 2H_2O$

или точнее:

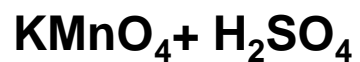
$2H_2O + 4\bar{e} = O_2\uparrow + 4H^+$

Направление химических реакций



KMnO_4
окислитель

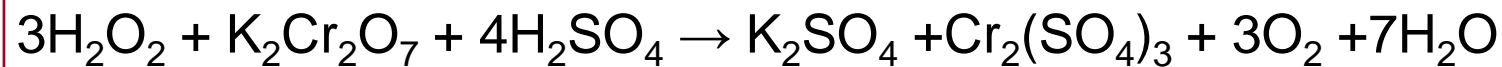
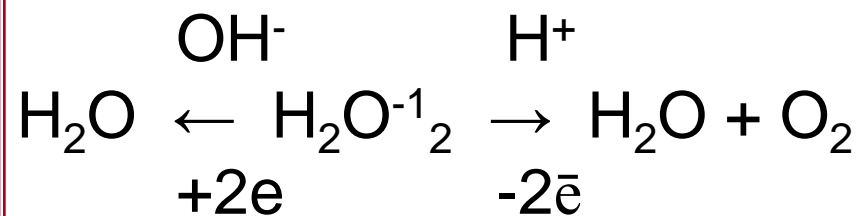
в среде H_2SO_4 реагирует с различными восстановителями.



K_2SO_3
 H_2S
 NH_3
 KJ
 FeSO_4
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$

*Продукты,
общие
для всех реакций*
 K_2SO_4
+ +
 MnSO_4
+
 H_2O

*Продукты, разные
для каждой реакции*
 K_2SO_4
 S
 N_2
 J_2
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
 CO_2
 CO_2

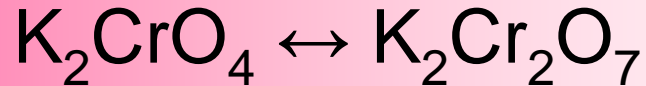
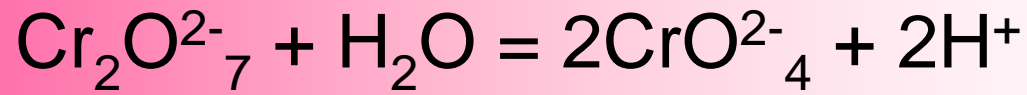


Хроматное равновесие



(Бихромат анион ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) в кислой среде $\rightarrow \text{Cr}^{3+}$)

(В щелочной среде $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow$ в Cr^{+3} , т.е ($\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$)



(OH⁻)

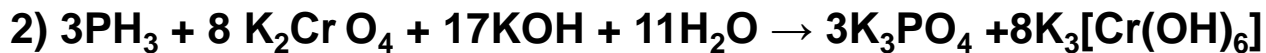
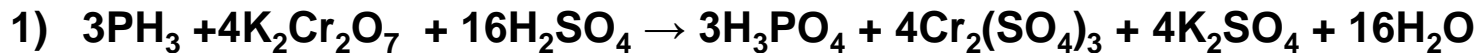
(H⁺)

Хромат
калия
существует
т в
щелочной

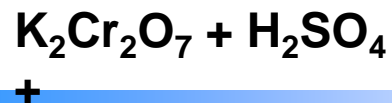
Бихромат
калия
существует
только в
кислой среде

воде

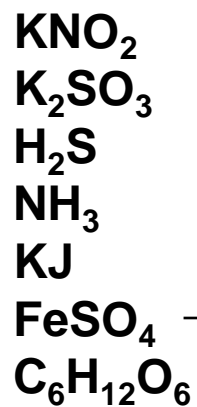
(оранж. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + капли щелочи → желтый (хромат))



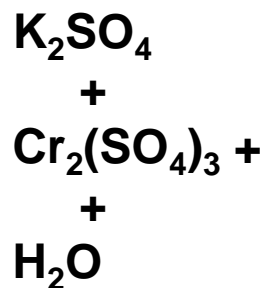
Реакции дихромата калия в кислой среде



+



*Продукты,
общие для
всех реакций*



*Продукты,
разные для
каждой реакции*

