

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Авторы – составители:  
Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

## ГИДРОКСИДЫ И ИХ СВОЙСТВА

Учебно-методическое пособие

Саратов  
2015

УДК 546

Авторы-составители: Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

**Гидроксиды и их свойства.** Учебно-методическое пособие. – Электронный ресурс. - 2015. - 29 с.

В пособии излагаются основные сведения, необходимые для изучения курса “Общая и неорганическая химия” в соответствии с программой лекционного курса, читаемого студентам Института химии по направлению подготовки «Техносферная безопасность». Характеристика гидроксидов включает их классификацию, способы получения, химические свойства. Представленный в пособии материал позволяет студенту проследить изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств гидроксидов по группам и периодам. В конце пособия приведены вопросы и задания для самостоятельной подготовки.

Материал, изложенный в данном пособии, окажется полезным и студентам, изучающим химию в Институте химии и на нехимических факультетах университета.

Рекомендует

Кафедра общей и неорганической химии  
Института химии СГУ

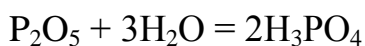
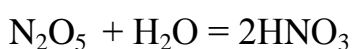
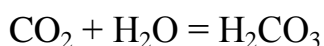
Рецензент

Доцент кафедры общей и неорганической химии  
к.х.н Акмаева Т.А.

## Гидроксиды и их свойства

**Гидроксиды** — соединения элементов с гидроксогруппами  $\text{OH}^-$ . В гидроксидах степень окисления элемента всегда положительна — от +I до +VIII. По химическим свойствам делятся на *основные, кислотные и амфотерные* гидроксиды.

**Кислотные гидроксиды (кислородсодержащие кислоты)** образованы кислотными оксидами:

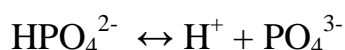
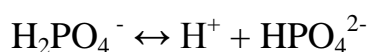
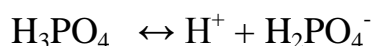


Некоторые студенты пытаются запомнить формулы кислот и очень часто допускают большое количество ошибок при выполнении различных самостоятельных заданий. Чтобы этого избежать, нужно научиться работать с таблицей растворимости, которая всегда имеется в распоряжении студента. По горизонтали в таблице растворимости приведены различные катионы с указанием заряда, а по вертикали указаны анионы (кислотные остатки). Чтобы составить формулу любой кислоты, нужно выписать соответствующий анион, например,  $\text{SO}_3^{2-}$ , заряд этого аниона равен -2, следовательно, перед символом аниона необходимо записать символ катиона водорода  $\text{H}^+$   $\text{SO}_3^{2-}$ , и число атомов водорода в составе кислоты должно быть равно 2:  $\text{H}_2^+ \text{SO}_3^{2-}$ , чтобы выполнялось условие электронейтральности:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

Состав	$\text{CO}(\text{OH})_2$	$\text{NO}_2(\text{OH})$	$\text{PO}(\text{OH})_3$	$\text{SO}_2(\text{OH})_2$
Химическая формула	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HNO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$

Кислотные гидроксиды замещают (полностью или частично) атом водорода на катион металла по правилам валентности с образованием средних или кислых солей, — средние ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) и кислые ( $\text{HCO}_3^-$ ). При полной дегидратации кислотные гидроксиды переходят в кислотные оксиды:  $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3$ . Кислотные гидроксиды называют кислородсодержащими кислотами или оксокислотами.

При диссоциации кислотных гидроксидов в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода:



*Номенклатура кислот.* Названия кислородсодержащих кислот образуются от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная*, *-вая*, если степень окисления его соответствует номеру группы периодической системы:

$\text{HClO}_4$	+7	хлорная
$\text{HNO}_3$	+5	азотная
$\text{H}_2\text{SO}_4$	+6	Серная
$\text{HMnO}_4$	+7	Марганцовая

по мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: *-оватая*, *-истая*:

$\text{HClO}_3$	+5	Хлорноватая
$\text{HNO}_2$	+3	Азотистая
$\text{H}_2\text{SO}_3$	+4	Сернистая
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	+6	Марганцовистая

Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то к названию кислоты с меньшим содержанием кислородных атомов добавляется префикс "мета", при наибольшем числе - префикс "орто" :



Все кислоты классифицируются по основности (по числу ионов водорода, образующихся при электролитической диссоциации) и силе (по константе диссоциации кислот):

Основность кислоты	<i>одноосновные:</i> $\text{HNO}_3, \text{HNO}_2, \text{HClO}, \text{HClO}_2, \text{HClO}_3, \text{HClO}_4$ ; <i>двухосновные:</i> $\text{H}_2\text{SO}_4$ , <i>трехосновные:</i> $\text{H}_3\text{PO}_4$
Сила кислоты	<i>сильные:</i> $\text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$ <i>средней силы:</i> $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_2$ , <i>слабые:</i> $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_4\text{SiO}_4$

Названия наиболее применяемых в химической практике кислот и соответствующих солей приведены ниже:

Названия кислот и соответствующих солей

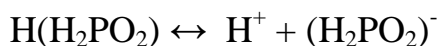
Кислота	Формула	Анион	Название соли	Примеры солей
1	2	3	4	5
Хлорная	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	перхлорат	$\text{NaClO}_4$
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	$\text{ClO}_3^-$	хлорат	$\text{NaClO}_3$
Хлористая	$\text{HClO}_2$	$\text{ClO}_2^-$	хлорит	$\text{NaClO}_2$
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$	гипохлорит	$\text{NaClO}$

1	2	3	4	5
Азотная	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	нитрат	$\text{NaNO}_3$
Азотистая	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	нитрит	$\text{NaNO}_2$
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$	гидросульфат	$\text{NaHSO}_4$
		$\text{SO}_4^{2-}$	сульфат	$\text{Na}_2\text{SO}_4$
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{HSO}_3^-$	гидросульфит	$\text{NaHSO}_3$
		$\text{SO}_3^{2-}$	сульфит	$\text{Na}_2\text{SO}_3$
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	гидрокарбонат	$\text{NaHCO}_3$
		$\text{CO}_3^{2-}$	карбонат	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
Ортофосфорная (фосфорная)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	дигидрофосфат	$\text{NaH}_2\text{PO}_4$
		$\text{HPO}_4^{2-}$	гидрофосфат	$\text{Na}_2\text{HPO}_4$
		$\text{PO}_4^{3-}$	фосфат	$\text{Na}_3\text{PO}_4$
Ортокремневая (кремневая)	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	$\text{H}_3\text{SiO}_4^-$	тригидросиликат	$\text{NaH}_3\text{SiO}_4$
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	перманганат	$\text{NaMnO}_4$
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$\text{CrO}_4^{2-}$	хромат	$\text{Na}_2\text{CrO}_4$
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

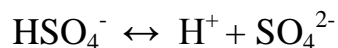
При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорные), жидкими (серная) или растворами газов в воде (сернистая).

*Общие химические свойства* кислот обусловлены ионами водорода  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$  - гидроксония), образующимися в растворе. Растворы кислот имеют кислый вкус, разъедают растительные и животные ткани.

1. Диссоциация в воде на ионы:



двухосновные кислоты:



$\text{H}_3\text{PO}_3$  -  $\text{H}_2(\text{HPO}_3)$  фосфористая кислота

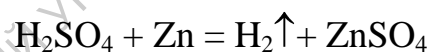


2. Изменение цвета индикатора:

Вещество	Индикатор	Изменение окраски раствора
Кислота ( $\text{H}^+$ )	Лакмус	От фиолетовой на красную
	Фенолфталеин	Остается бесцветной
	Метилоранж	От оранжевой до розовой

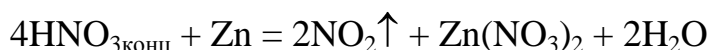
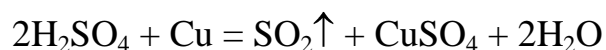
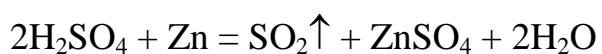
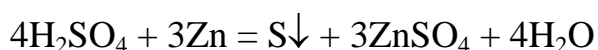
3. Кислота <sub>разб.</sub> + металл =  $\text{H}_2$  + соль (кроме  $\text{HNO}_3$ )

С выделением водорода взаимодействуют металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода:



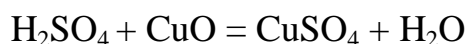
Приведенная реакция относится к *окислительно-восстановительной*, протекает с изменением степени окисления элементов, т.к. окислителем является  $\text{H}^+$ , а восстановителем – металл.

4. Кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц.,  $\text{HNO}_3$  любой конц.) + металл  $\rightarrow$  продукты восстановления аниона кислоты + соль металла; *проявление окислительных свойств* кислот за счет катионов, содержащих серы и азота в максимальной степени окисления:





5. Кислота + основной (или амфотерный) оксид  $\rightarrow$  соль +  $\text{H}_2\text{O}$ :

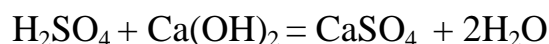


(проявление общих кислотных свойств)



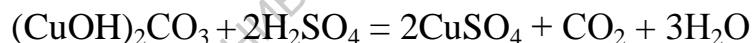
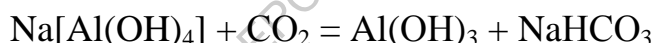
(проявление одновременно общих кислотных свойств и окислительных свойств кислоты)

6. Кислота + основание  $\rightarrow$  соль +  $\text{H}_2\text{O}$  (реакция нейтрализации):



(проявление одновременно общих кислотных свойств и окислительных свойств кислоты)

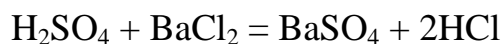
7. Кислота + соль: (сильные кислоты вытесняют слабые из их солей):



образование кислых солей:

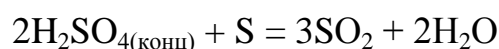
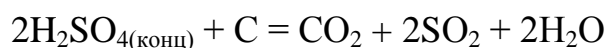


образование осадка:

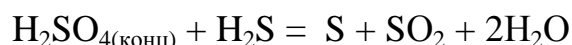


(проявление окислительных свойств кислоты)

8. Кислота + неметалл  $\rightarrow$  проявление окислительных свойств кислоты:



9. Проявление окислительных свойств кислоты:





У элементов одной группы при одной и той же степени окисления сверху вниз увеличиваются эффективные заряды центральных атомов, что приводит к уменьшению силы кислот:  $H_2SO_3 > H_2SeO_3 > H_2TeO_3$ .

Сила кислородсодержащих кислот зависит от строения их молекул. Формулу кислородсодержащих кислот можно в общем виде записать:  $ЭO_m(OH)_n$ , учитывая, что в молекулах имеются связи  $Э - O - H$  и  $Э=O$ . Сила кислот не зависит от их основности – числа групп  $OH$  (числа  $n$ ). Но сила кислот существенно зависит от числа не связанных в  $OH$ -группы атомов кислорода (т.е. числа  $m$ ). По первой ступени диссоциации кислоты типа  $Э(OH)_n$  относятся к очень слабым, типа  $ЭO(OH)_n$  – к слабым, типа  $ЭO_2(OH)_n$  – к сильным, типа  $ЭO_3(OH)_n$  – к очень сильным.

Классификация кислородсодержащих кислот по силе  
(по первой ступени диссоциации)

Тип кислоты	Кислота	Константа диссоциации	Сила кислоты
$Э(OH)_n$	$HClO$	$3,2 \cdot 10^{-8}$	Очень слабые
	$H_3BO_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	
	$H_4SiO_4$	$2,0 \cdot 10^{-10}$	
	$H_6TeO_6$	$2,0 \cdot 10^{-8}$	
$ЭO(OH)_n$	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-8}$	Слабые
	$HNO_2$	$4,0 \cdot 10^{-4}$	
	$H_2CO_3$	$1,32 \cdot 10^{-4}$	
	$H_2SO_3$	$1,3 \cdot 10^{-2}$	
	$H_3PO_4$	$7,25 \cdot 10^{-3}$	
	$H_5IO_6$	$3,1 \cdot 10^{-2}$	
$ЭO_2(OH)_n$	$HNO_3$	$4,36 \cdot 10$	Сильные
	$HClO_3$	$10^3$	
	$H_2MnO_4$	$10^{-1}$	
	$H_2SO_4$	$1 \cdot 10^3$	
$ЭO_3(OH)_n$	$HClO_4$	$10^8$	Очень сильные
	$HMnO_4$	$10^8$	

Резкое возрастание силы кислот с увеличением  $m$  можно объяснить оттягиванием электронной плотности от связи  $O - H$  на связь  $\Delta = O$ . Это приводит к снижению прочности связи  $O - H$ , облегчению ее разрыва с отщеплением иона  $H^+$ . Некоторые неметаллы образуют несколько кислот:  $H_2SO_3$  и  $H_2SO_4$ ;  $HNO_2$  и  $HNO_3$ ;  $HClO$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO_3$  и  $HClO_4$ . Чем выше степень окисления элемента, тем сильнее кислота.

**В окислительно-восстановительных реакциях** кислородсодержащие кислоты, как правило, выступают в роли **окислителей**. В эту группу окислителей входят такие кислоты, как  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  (конц), центральные атомы кислотных остатков находятся в высшей степени окисления:

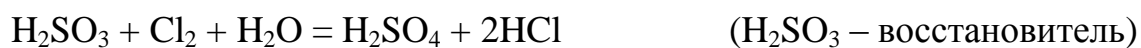


Следует отметить, что высшая степень окисления центрального атома кислоты не всегда обуславливает проявление сильных окислительных свойств. Например,  $H_3PO_4$ ,  $H_2WO_4$ ,  $H_2SO_4$ (разб),  $H_2CO_3$  и кремниевые кислоты окислительных свойств в растворах практически не проявляют.

Рассмотрим изменение окислительной способности в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Казалось бы, с увеличением степени окисления атома хлора должна увеличиваться способность к присоединению электронов. В действительности окислительные свойства увеличиваются в обратном порядке:  $HClO > HClO_2 > HClO_3 > HClO_4$ .

Связано это с тем, что в процессе восстановления должно происходить отщепление атомов кислорода, которое происходит тем труднее, чем выше степень окисления хлора. Окислительные свойства концентрированной серной кислоты (азотной кислоты) зависят от силы восстановителя, концентрации, температуры и определяются величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (более подробно в теме «Окислительно-восстановительные процессы»).

*Окислительно-восстановительная двойственность* характерна для кислородсодержащих кислот, в которых элемент находится в промежуточной степени окисления:  $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$ .

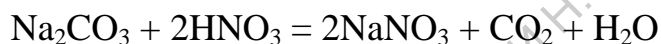


Основные способы *получения кислот* в лаборатории:

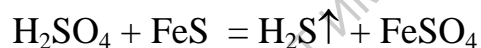
1. Растворение кислотного оксида в воде (кислотные оксиды растворимы в воде, за исключением  $\text{SiO}_2$ ):



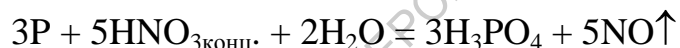
2. Вытеснение летучих кислот из их солей менее летучими кислотами:



3. Вытеснение слабых кислот из их солей сильными кислотами:

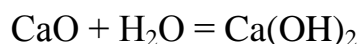
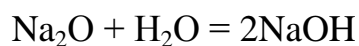


4. Окисление неметаллов различными окислителями:

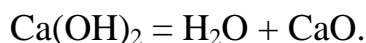


Способы получения кислот, имеющих наибольшее значение в промышленности, более подробно изложены в **соответствующих главах различных учебников.**

**Основные гидроксиды (основания)** образованы металлическими элементами, им соответствуют основные оксиды (продукты реального или условного взаимодействия с водой). Например  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ :



Основные гидроксиды замещают свои гидроксогруппы по правилам валентности с образованием солей, степень окисления атома металла не изменяется. При полной дегидратации переходят в основные оксиды:



Составить формулы основных гидроксидов также помогает таблица растворимости: необходимо выписать формулу катиона, например,  $\text{Fe}^{3+}$  и справа написать символ гидроксогруппы в скобках ( $\text{OH}^-$ ):  $\text{Fe}^{3+}(\text{OH})$  и по правилам электронейтральности число гидроксильных групп должно быть равно 3:  $\text{Fe}^{3+}(\text{OH})_3$ . Таким образом, формула гидроксида железа (III) имеет вид:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Названия оснований составляются из слова гидроксид и названия металла в родительном падеже. Если элемент образует несколько оснований, то степень его окисления указывается римской цифрой в скобках:

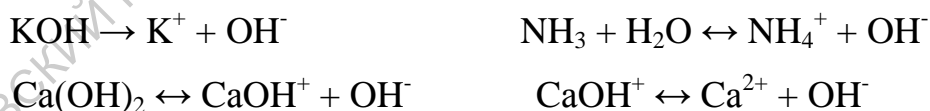
$\text{KOH}$  — гидроксид калия,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  — гидроксид хрома (II),  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  — гидроксид хрома (III).

Сильные основания, растворимые в воде, называются щелочами:  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Традиционные русские названия некоторых оснований:

$\text{NaOH}$	$\text{KOH}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
едкий натр	едкое кали	гашеная известь (тв.)
		известковая вода (в растворе)

Гидроксиды металлов принято делить на *растворимые* (щёлочи) и *нерастворимые* в воде. Основное различие между ними заключается в том, что концентрация ионов  $\text{OH}^-$  в растворах щелочей достаточно высока, для нерастворимых - обычно очень мала.

*Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы:*



Тем не менее, небольшие равновесные концентрации  $\text{OH}^-$  даже в растворах нерастворимых оснований определяют свойства этого класса соединений.

### Константы ионизации оснований

Название	Формула	Растворимость в воде	Константа диссоциации
Гидроксид лития	LiOH	р	$6.8 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид натрия	NaOH	р	5.9
Гидрат аммиака	NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O	р	$6.3 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид магния	Mg(OH) <sub>2</sub>	м	(II) $2.5 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид стронция	Sr(OH) <sub>2</sub>	м	(II) $1.5 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид бария	Ba(OH) <sub>2</sub>	м	$2.3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид цинка	Zn(OH) <sub>2</sub>	н	(II) $4.0 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид свинца	Pb(OH) <sub>2</sub>	н	(I) $9.6 \cdot 10^{-4}$ (II) $3.0 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид меди (II)	Cu(OH) <sub>2</sub>	н	(II) $3.4 \cdot 10^{-7}$
Гидроксид марганца (II)	Mn(OH) <sub>2</sub>	н	(II) $5.0 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид железа (II)	Fe(OH) <sub>2</sub>	н	(II) $1.3 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид железа (III)	Fe(OH) <sub>3</sub>	н	(II) $1.82 \cdot 10^{-11}$ $1.35 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид алюминия	Al(OH) <sub>3</sub>	н	(III) $1.38 \cdot 10^{-9}$
Гидроксид хрома (III)	Cr(OH) <sub>3</sub>	н	(III) $1.02 \cdot 10^{-10}$

р — растворим, м — малорастворим, н — нерастворим

Основания классифицируются по кислотности (по числу гидроксильных групп, образующихся при электролитической диссоциации) и по силе (по величине константы диссоциации):

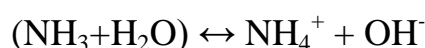
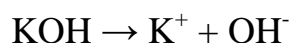
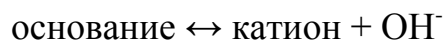
Кислотность основного гидроксида	<p><i>однокислотные:</i> NaOH, KOH</p> <p><i>двухкислотные:</i> Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub></p> <p><i>трехкислотные:</i> Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub></p>
----------------------------------	--

Сила основного гидроксида	<i>сильные:</i> NaOH, KOH, Ca(OH) <sub>2</sub> <i>средние:</i> Mg(OH) <sub>2</sub> <i>слабые:</i> Fe(OH) <sub>3</sub> , Al(OH) <sub>3</sub>
---------------------------	---

Несмотря на малую растворимость в воде Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub> и Ba(OH)<sub>2</sub> являются сильными электролитами, так как та часть, которая растворилась полностью распадается на ионы.

*Общие основные химические свойства* оснований обусловлены гидроксид-ионами OH<sup>-</sup>, образующимися в растворе. Растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу и ткани.

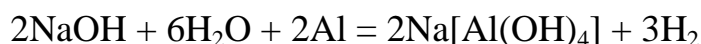
1. Диссоциация в воде на ионы:



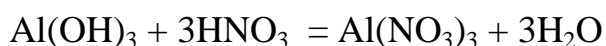
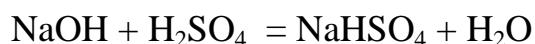
2. Изменение цвета индикатора:

Вещество	Индикатор	Изменение окраски раствора
Щелочь (OH <sup>-</sup> )	Лакмус	От фиолетовой на синюю
	Фенолфталеин	Приобретает малиновую
	Метилоранж	От оранжевой до желтой

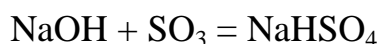
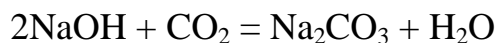
3. Взаимодействие щелочей с амфотерными металлами



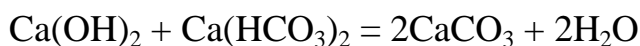
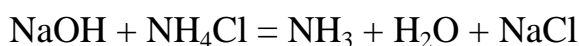
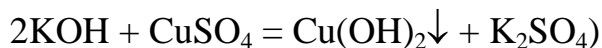
4. Основание + кислота → соль + H<sub>2</sub>O (реакция нейтрализации):



5. Основание + кислотный (амфотерный) оксид  $\rightarrow$  соль +  $H_2O$



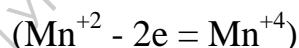
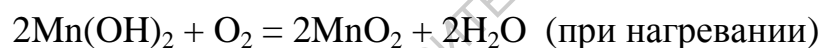
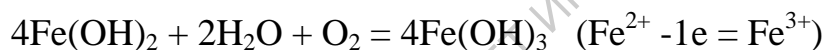
6. Растворимое основание + соль:



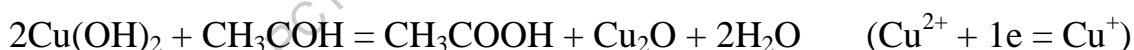
7. Основание (щелочь) + амфотерный гидроксид:



*Проявление восстановительных свойств:*



*Проявление окислительных свойств:*



Реакция происходит при нагревании со свежеполученным гидроксидом меди.

Признак реакции – образование осадка красно-оранжевого цвета  $Cu_2O$ .

**Амфотерные гидроксиды** образованы амфотерными элементами, например  $Be(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ .

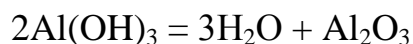
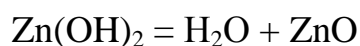
**Амфотерные гидроксиды** - гидроксиды, которые при электролитической диссоциации образуют одновременно и катионы водорода и гидроксид-ионы.

Например:  $Al(OH)_3 \leftrightarrow Al^{3+} + 3OH^-$

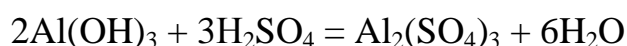


диакватетрагидроксоалюминат-ион

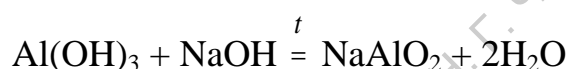
При полной дегидратации переходят в амфотерные оксиды:



Проявляют свойства *основных* и *кислотных* гидроксидов, образуют два вида солей, в которых амфотерный элемент входит в состав либо катионов солей, либо их анионов. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей:

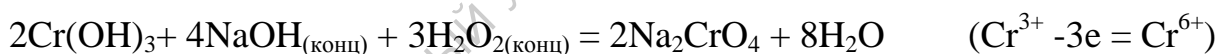


при **сплавлении** со щелочью образуется метаалюминат:



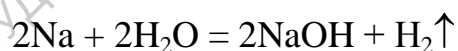
Основной характер амфолитов в подгруппах возрастает с номером периода; а сила кислот уменьшается в том же порядке.

Если элемент, образующий амфотерный гидроксид, находится в промежуточной степени окисления, то он может проявлять **восстановительные** свойства в сильно щелочной среде в присутствии сильного окислителя:

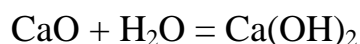


*Получение оснований* в лаборатории:

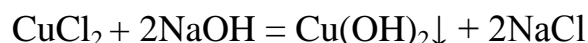
1. Взаимодействие активного металла с водой:



2. Взаимодействие основного оксида с водой:



3. Действие щелочи на растворы солей (способ получения нерастворимого в воде основания):



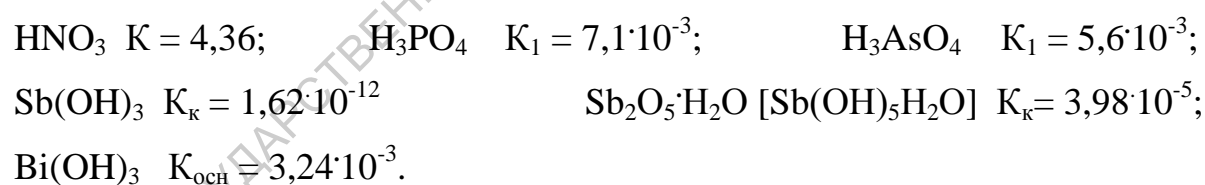
Промышленные способы получения оснований изложены в соответствующих учебниках.



## *Характеристика силы оксокислот и оснований по таблице Д.И.Менделеева.*

Все основания и оксокислоты (*кислородсодержащие кислоты*) можно рассматривать как *основные и кислотные* гидроксиды. С точки зрения теории электролитической диссоциации отнесение гидроксида к основанию или кислоте зависит от характера его диссоциации в водном растворе. Характер диссоциации гидроксида зависит от полярности связи Э – О и О – Н. Полярность связи зависит от разности электроотрицательностей атомов ее образующих. Зная электроотрицательность атомов, можно легко определить, какая из связей более полярна, а следовательно, и установить какими свойствами обладает данный гидроксид. В периодах слева направо полярность связи Э – О резко падает, так как резко уменьшается разность в электроотрицательностях атомов, поэтому слева направо происходит увеличение кислотных свойств гидроксидов и уменьшение основных свойств гидроксидов.

В главных подгруппах сверху вниз увеличивается полярность связи Э – О и, следовательно, увеличиваются основные свойства и уменьшаются кислотные свойства:



С точки зрения строения атома тип диссоциации, а, следовательно, и тип гидроксида. зависит от заряда иона элемента, образующего гидроксид, и его радиуса: *сила оснований растет с уменьшением положительного заряда иона и увеличением его радиуса, а сила кислот – в противоположном направлении.*

Можно воспользоваться и количественными характеристиками - рассмотрим гидроксиды элементов III периода:

NaOH	$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	$K = 5,9$
$\text{Mg(OH)}_2$	$\text{Mg(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Mg(OH)}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Mg(OH)}^+ \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$	$K_1 = 2,5 \cdot 10^{-3}$
$\text{Al(OH)}_3$	$\text{Al(OH)}_3 \leftrightarrow \text{Al(OH)}_2^+ + \text{OH}^-$ $\text{Al(OH)}_2^+ \leftrightarrow \text{Al(OH)}^{2+} + \text{OH}^-$ $\text{Al(OH)}^{2+} \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$	$K_1 = 8,3 \cdot 10^{-9}$ $K_2 = 2,1 \cdot 10^{-9}$ $K_3 = 1,0 \cdot 10^{-9}$
$\text{H}_4\text{SiO}_4$	$\text{H}_4\text{SiO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_3\text{SiO}_4^-$ $\text{H}_3\text{SiO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{SiO}_4^{2-}$ $\text{H}_2\text{SiO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSiO}_4^{3-}$	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$ $K_3 = 2,0 \cdot 10^{-14}$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$K_1 = 10^3$ $K_2 = 1,1 \cdot 10^{-2}$
$\text{HClO}_4$	$\text{HClO}_4 = \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	$K = 10^8$

Константы диссоциации основных и кислотных гидроксидов по периоду слева направо изменяются следующим образом: в начале периода располагаются элементы, образующие гидроксиды с ярко выраженными основными свойствами; затем гидроксиды со слабыми основными свойствами, амфотерные и затем кислотные, свойства которых увеличиваются по периоду.

Для проверки усвоения материала по свойствам кислотных гидроксидов предлагаются следующие тестовые задания. *Особенность! Правильных ответов может быть несколько.*

1. Какие из кислот, формулы которых приведены ниже, можно получить непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде?

- 1)  $H_3PO_4$                       2)  $H_2SiO_3$                       3)  $HPO_3$                       4)  $H_2SO_4$

2. С какими веществами реагирует ортофосфорная кислота:

- 1) сульфид натрия                      2) силикат натрия  
3) карбонат натрия                      4) ортофосфат калия

3. Укажите формулы кислот, которым отвечает один и тот же оксид:

- 1)  $H_2S$                       2)  $H_2SO_3$                       3)  $H_2SO_4$                       4)  $H_2S_2O_7$

4. Азотная кислота в отличие от ортофосфорной реагирует с:

- 1)  $Zn$                       2)  $CaCO_3$                       3)  $Cu$                       4)  $Ba(OH)_2$

5. С какими веществами реагирует разбавленная серная кислота:

- 1) аммиак                      2) силикат натрия  
3) оксид фосфора(V)                      4) гидроксид железа(III)

6. В каком ряду вторая кислота более сильная, чем первая?

- 1)  $HClO$  и  $HClO_4$                       2)  $H_2SO_4$  и  $H_2SO_3$   
3)  $HNO_2$  и  $HNO_3$                       4)  $H_2SO_4$  и  $H_3PO_4$

7. В уравнении реакции  $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow \text{кислая соль} + \dots$  коэффициент перед формулой кислоты равен:

- 1) 1                      2) 2                      3) 4                      4) 5

8. Укажите формулу кислоты, которая отвечает оксиду азота (III):

- 1)  $HN_3$                       2)  $HNO_2$                       3)  $HNO_3$                       4)  $Cu(NO_3)_2$

9. Охарактеризуйте  $H_2SO_4$  (разбавленную):

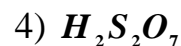
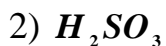
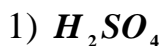
- 1) сильная                      2) двухосновная  
3) реагирует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода

- 4) реагирует с нитратом бария
10. Какие характеристики возрастают слева направо в ряду кислот  $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4$ ?
- 1) сила кислот
  - 2) степень окисления атома хлора
  - 3) устойчивость
  - 4) массовая доля хлора
11. В каких группах все вещества, формулы которых приведены ниже, реагируют с разбавленной серной кислотой?
- 1)  $\text{Hg}; \text{BaCl}_2; \text{CaCO}_3$
  - 2)  $\text{FeS}; \text{Mg}; \text{NH}_3$
  - 3)  $\text{NaCl}; \text{NaHCO}_3; \text{NaOH}$
  - 4)  $\text{Al}(\text{OH})_3; \text{Al}; \text{CuO}$
12. Азотную кислоту можно очистить от примесей серной с помощью:
- 1) хлорида калия
  - 2) нитрата бария
  - 3) аммиака
  - 4) карбоната калия
13. Каким кислотам, формулы которых приведены ниже, отвечает оксид фосфора (V)?
- 1)  $\text{H}_3\text{PO}_3$
  - 2)  $\text{HPO}_3$
  - 3)  $\text{H}_3\text{PO}_4$
  - 4)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
14. Растворы каких солей реагируют с разбавленной серной кислотой?
- 1) сульфита натрия
  - 2) сульфида натрия
  - 3) силиката натрия
  - 4) нитрата кальция
15. Укажите окраску лакмуса в кислой среде:
- 1) бесцветная
  - 2) синяя
  - 3) красная
  - 4) малиновая
16. Кислоты, способные к образованию кислых солей:
- 1) серная
  - 2) угольная
  - 3) бромоводородная
  - 4) соляная
17. Отметьте формулы кислот, которым отвечает один и тот же оксид:
- 1)  $\text{H}_3\text{PO}_3$
  - 2)  $\text{HPO}_3$
  - 3)  $\text{H}_3\text{PO}_4$
  - 4)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
18. С какими веществами реагирует ортофосфорная кислота:
- 1) карбонат калия
  - 2) оксид магния
  - 3) ортофосфат натрия
  - 4) гидроксид бария
19. С концентрированными серной и азотной кислотами при комнатной температуре не реагируют металлы:





31. Каким кислотам, формулы которых приведены ниже, отвечает оксид серы (VI)?



32. Укажите формулу кислоты, которая отвечает оксиду хлора(VII):



33. Какие кислоты не выделены в свободном состоянии при  $20^\circ C$ :

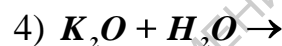
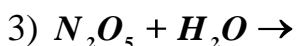
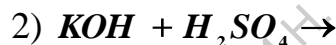
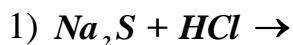
1) сернистая

2) ортофосфорная

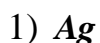
3) угольная

4) хлорная

34. Укажите схемы реакций, в результате которых образуется кислота:



35. С какими веществами реагирует как ортофосфорная, так и азотная разбавленная кислота?



36. Реагируя с какими веществами азотная кислота проявляет общие свойства кислот?

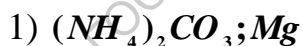
1) фосфором

2) оксидом кальция

3) гидроксидом калия

4) углеродом

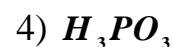
37. При обычных условиях с соляной кислотой не взаимодействуют вещества ряда:



38. Осадок образуется при добавлении серной кислоты к раствору соли:



39. Укажите формулу кислоты, которой отвечает оксид фосфора(III):



40. Укажите схемы реакций, в результате которых может получиться ортофосфорная кислота:



41. С какими веществами реагирует серная разбавленная кислота?

- 1) нитратом калия                                      2) карбонатом натрия  
3) нитратом бария                                      4) гидросульфитом натрия

Для проверки усвоения материала по свойствам основных гидроксидов предлагаются следующие тестовые задания. *Особенность!* Правильных ответов может быть несколько.

1. Укажите формулы соединений, которые образуются при растворении соответствующих оксидов в воде:

- 1)  $Al(OH)_3$                       2)  $Mn(OH)_2$                       3)  $Ba(OH)_2$                       4)  $KOH$

2. Укажите формулы термически неустойчивых оснований:

- 1)  $Fe(OH)_3$                       2)  $NaOH$                                       3)  $Ca(OH)_2$                       4)  $RbOH$

3. В каком ряду гидроксидов указаны только амфотерные:

- 1)  $Mn(OH)_2; Fe(OH)_3; KOH$                       2)  $Be(OH)_2; Al(OH)_3; Zn(OH)_2$

- 3)  $Fe(OH)_2; Ca(OH)_2; Pb(OH)_2$                       4)  $Al(OH)_3; Mg(OH)_2; Ba(OH)_2$

4. Какая схема реакции отражает процесс получения нерастворимого в воде основания:



5. Гидроксид кальция в растворе реагирует по отдельности с веществами:

- 1)  $CO_2; Ca(HCO_3)_2; HCl$                                       2)  $Zn(OH)_2; Fe(OH)_2; SO_3$

- 3)  $KOH; Al(OH)_3; SO_2$                                       4)  $P_2O_5; Fe_2O_3; Mn(OH)_2$

6. Какие гидроксиды растворимы в воде:

- 1)  $Zn(OH)_2$                       2)  $NaOH$                                       3)  $Ba(OH)_2$                       4)  $Fe(OH)_2$

7. Укажите формулы термически устойчивых оснований:

- 1)  $Cu(OH)_2$       2)  $NaOH$       3)  $CsOH$       4)  $Al(OH)_3$

8. Какие гидроксиды могут взаимодействовать с кислотами и щелочами:

- 1)  $Ba(OH)_2$       2)  $Cr(OH)_3$       3)  $Be(OH)_2$       4)  $Fe(OH)_2$

9. Какая схема реакции отражает процесс получения нерастворимого в воде основания:



10. Гидроксид натрия в растворе реагирует по отдельности с веществами:



11. Укажите формулы соединений, которые образуются при растворении соответствующих оксидов в воде:

- 1)  $Zn(OH)_2$       2)  $Fe(OH)_3$       3)  $Ca(OH)_2$       4)  $RbOH$

12. Какие основания легче разлагаются при нагревании?

- 1) гидроксид железа(III)      2) гидроксид лития  
3) гидроксид калия      4) гидроксид магния

13. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции

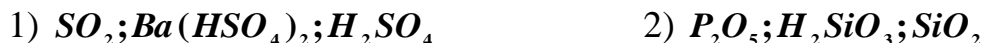


- 1) 4      2) 5      3) 6      4) 8

14. Какие пары соединений реагируют между собой:



15. Гидроксид бария в растворе реагирует по отдельности с веществами:



16. Укажите схемы реакций, в результате которых образуется основание:

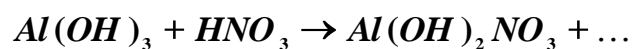




17. В растворах щелочей лакмус имеет цвет:

- 1) синий      2) красный      3) малиновый      4) бесцветный

18. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции



- 1) 5      2) 6      3) 4      4) 3

19. Какие пары соединений реагируют между собой:



20. Гидроксид алюминия в растворе реагирует по отдельности с веществами:



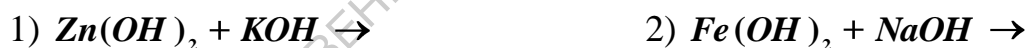
21. Укажите схемы реакций, в результате которых образуется основание:



22. Фенолфталеин в растворах щелочей имеет цвет:

- 1) бесцветный      2) малиновый      3) красный      4) жёлтый

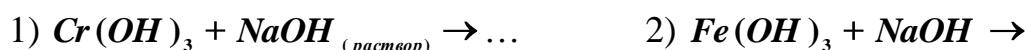
23. Какие гидроксиды могут взаимодействовать с кислотами и щелочами:



24. Какие пары соединений реагируют между собой:



25. Гидроксид натрия реагирует по отдельности с веществами:



26. Укажите металлы, которые реагируют с водой с образованием оснований:

- 1) железо      2) алюминий      3) кальций      4) цинк

27. Укажите формулы термически неустойчивых оснований:

- 1)  $Zn(OH)_2$                       2)  $RbOH$                       3)  $Al(OH)_3$                       4)  $NaOH$

28. Какие схемы реакций подтверждают амфотерные свойства гидроксида цинка:



29. Метилоранж в растворах щелочей имеет цвет:

- 1) розовый                      2) оранжевый                      3) бесцветный                      4) синий

30. Гидроксид бария в растворе реагирует по отдельности с веществами:



31. Какие металлы реагируют с водой с образованием оснований:

- 1) калий                      2) хром                      3) барий                      4) железо

32. Какое основание в большей степени проявляет основные свойства?

- 1)  $Ba(OH)_2$                       2)  $RbOH$                       3)  $Zn(OH)_2$                       4)  $Al(OH)_3$

33. Какие основания являются амфотерными?

- 1) гидроксид бериллия                      2) гидроксид магния                      3) гидроксид цинка                      4) гидроксид бария

34. Какая схема реакции отражает процесс получения нерастворимого в воде основания:



35. Гидроксид кальция в растворе реагирует по отдельности с веществами:



36. Укажите формулы соединений, которые образуются при растворении соответствующих оксидов в воде:

- 1)  $Ca(OH)_2$                       2)  $Fe(OH)_3$                       3)  $Al(OH)_3$                       4)  $Ba(OH)_2$

37. В каком ряду основные свойства веществ усиливаются?

- 1)  $LiOH$ ;  $CsOH$ ;  $RbOH$                       2)  $Al(OH)_3$ ;  $Mg(OH)_2$ ;  $Ba(OH)_2$   
3)  $Mg(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_3$ ;  $LiOH$             4)  $KOH$ ;  $Ca(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_3$

38. Укажите формулы термически устойчивых гидроксидов:

- 1)  $CsOH$                       2)  $Be(OH)_2$                       3)  $NaOH$                       4)  $Al(OH)_3$

39. Метилоранж в растворах щелочей имеет цвет:

- 1) синий                      2) розовый                      3) оранжевый                      4) бесцветный

40. Гидроксид калия в растворе реагирует по отдельности с веществами:

- 1)  $H_2SO_4$ ;  $SO_3$ ;  $SiO_2$                       2)  $Al(OH)_3$ ;  $Fe(OH)_2$ ;  $Fe_2O_3$   
3)  $P_2O_5$ ;  $Ca(OH)_2$ ;  $FeO$                       4)  $H_2SiO_3$ ;  $K_2O$ ;  $Ca(OH)_2$

41. Укажите ряд, в котором указаны формулы хорошо растворимых в воде оснований:

- 1)  $NaOH$ ;  $Ba(OH)_2$ ;  $RbOH$                       2)  $Mn(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_3$ ;  $CsOH$   
3)  $Cu(OH)_2$ ;  $Al(OH)_3$ ;  $Ca(OH)_2$                       4)  $Zn(OH)_2$ ;  $Be(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_2$

42. В каком ряду основные свойства соединений увеличиваются?

- 1)  $Be(OH)_2$ ;  $Ca(OH)_2$ ;  $Ba(OH)_2$                       2)  $Zn(OH)_2$ ;  $Mn(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_3$   
3)  $NaOH$ ;  $Ba(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_2$                       4)  $Cu(OH)_2$ ;  $Al(OH)_3$ ;  $Ba(OH)_2$

43. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции  $AlCl_3 + KOH \rightarrow K[Al(OH)_4] + \dots$

- 1) 5                      2) 8                      3) 9                      4) 4

44. Какая схема реакции отражает процесс получения нерастворимого в воде основания:

- 1)  $Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow$                       2)  $Al(OH)_3 + KOH \rightarrow$   
3)  $Al(NO_3)_3 + NaOH \rightarrow$                       4)  $Al_2O_3 + KOH \rightarrow$

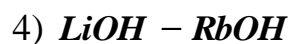
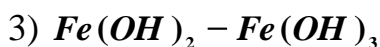
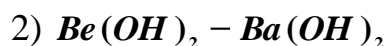
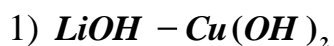
45. Гидроксид натрия в растворе реагирует по отдельности с веществами:

- 1)  $H_2SO_4$ ;  $CuO$ ;  $FeCl_2$                       2)  $SO_2$ ;  $KHSO_4$ ;  $Al(OH)_3$   
3)  $H_2SiO_3$ ;  $FeO$ ;  $CuSO_4$                       4)  $Cl_2$ ;  $HNO_3$ ;  $Fe_2O_3$

46. В растворах щелочей лакмус имеет цвет:

- 1) красный                      2) синий                      3) малиновый                      4) бесцветный

47. В каком ряду второе вещество проявляет более сильные основные свойства, чем первое?



48. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции  $CrCl_3 + NaOH \rightarrow Cr(OH)_2Cl + \dots$

1) 4

2) 5

3) 6

4) 3

49. Промышленным способом получения гидроксида натрия является процесс:

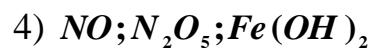
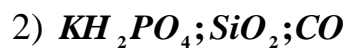
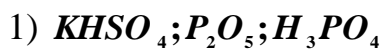
1) электролиза водного раствора гидроксида натрия;

2) электролиз расплава хлорида натрия;

3) взаимодействие металлического натрия с водой;

4) взаимодействие оксида натрия с водой.

50. Гидроксид калия в растворе реагирует по отдельности с веществами:



## Список литературы

1. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т.- М.: Академия, 2004. – Т.1. – 240с.
2. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник в 2 томах. / Ю.Д.Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Изд-во МГУ; ИКЦ «Академкнига», 2007.
3. Неорганическая химия: учеб.для вузов / Д.А. Князев, С.Н. Смарилин. – 3-е изд., испр.,- М.: Дрофа, 2005. – 591с.
4. Гельфман М.М., Юстратов В.П.Химия. Серия «Учебники для ВУЗов Специальная литература». – СПб.: Лань. 2000. – 480с.
5. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю., Логинова Г.Н. Общая и неорганическая химия в вопросах: пособие для ВУЗов / Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Дрофа, 2004. – 304с.
- 6.Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец.ВУЗов. – М.: Высш.шк., 1998. – 559с.
7. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические Свойства неорганических веществ / Под ред. Р.А.Лидиа. – 5-е изд., стер.- М.:КолосС, 2006. – 480 с.
8. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю.М. Коренев, А.Н. Григорьев, Н.Н. Желиговская, К.М.Дунаева. – М.: Мир, 2004. – 368 с.