

**ЕСТЕСТВОЗНАНИЕ.
ХИМИЯ. ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ
ХИМИЯ.**



Классификация
неорганических
соединений и их свойства.
Основания. Кислоты

Классификация гидроксидов



- **Гидроксиды** – это электролиты, в результате диссоциации их водных растворов образуется только один вид анионов: гидроксид-анион OH^- .
- **По растворимости в воде** гидроксиды делятся на:



- К растворимым гидroxидам относятся гидroxиды щелочных и щелочноземельных металлов. Остальные гидroxиды относятся к нерастворимым.

Классификация гидроксидов



- По количеству гидроксогрупп гидроксиды делятся на:



Физические свойства гидроксидов



– **Гидроксиды щелочных металлов** при обычных условиях – это твердые белые вещества, гигроскопичны и очень хорошо растворимы в воде. При растворении в воде гидроксидов щелочных металлов происходит интенсивное выделение тепла. Поэтому при приготовлении их растворов нужно быть очень осторожным.

Физические свойства гидроксидов



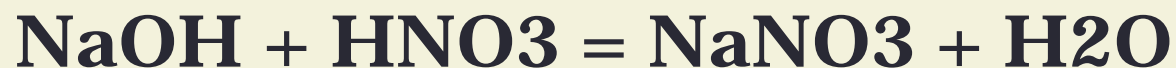
- **Гидроксиды щелочноземельных металлов** – это также белые кристаллические вещества, но менее растворимые в воде, чем гидроксиды щелочных металлов.
- **Амфотерные гидроксиды** в основном образуются в виде студенистых гелеобразных осадков при прибавлении растворов щелочей к растворимым солям соответствующих металлов.

Химические свойства гидроксидов



1. Реакция с кислотами. Все гидроксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды.

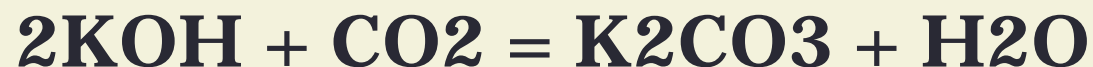
Реакция сильных гидроксидов с сильными кислотами называется ***реакцией нейтрализации.***



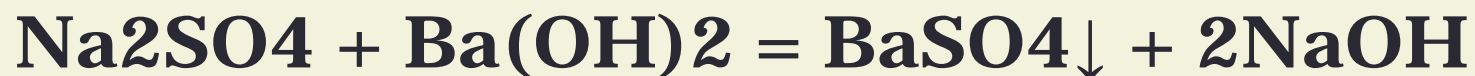
Химические свойства гидроксидов



2. Реакция с кислотными оксидами.



3. Реакция с солями. Щелочи реагируют с растворами солей, если в результате реакции один из продуктов выпадает в осадок, поскольку образование нерастворимых соединений смещает равновесие вправо и делает её практически необратимой.

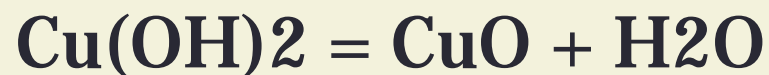


Химические свойства гидроксидов



4. Разложение при нагревании.

Нерастворимые гидроксиды при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду.



Гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$



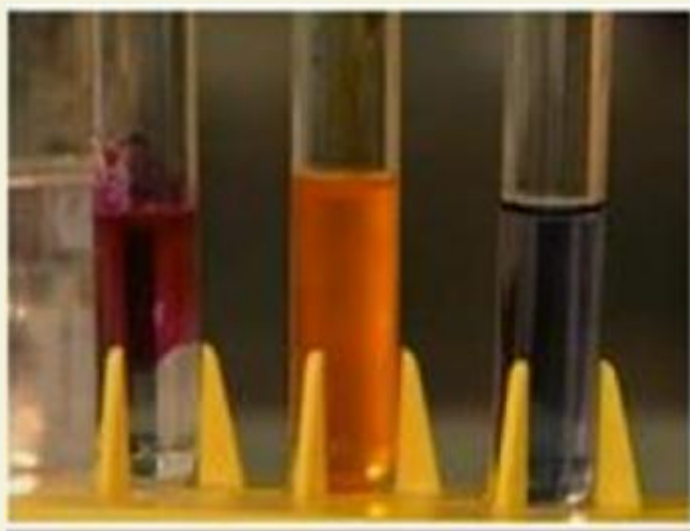
Оксид меди (II) CuO

Химические свойства гидроксидов



5. Обнаружение щелочей при помощи кислотно-основных индикаторов.

В щелочной среде лакмус приобретает синюю окраску. Метиловый оранжевый – желтую, а фенолфталеиновый – малиновый.



Получение гидроксидов



1. Щелочи можно получить при взаимодействии соответствующих металлов с водой.



Активность щелочных металлов возрастает с увеличением их молярной массы. Взаимодействие цезия с водой происходит уже со взрывом.

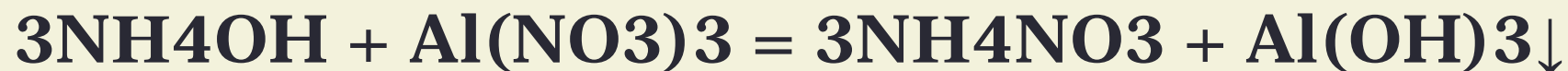
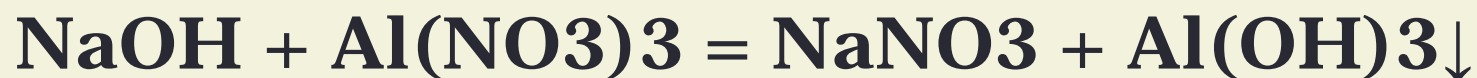
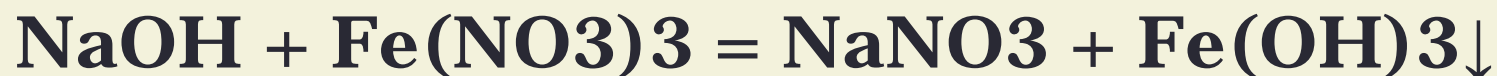


Реакция цезия с водой

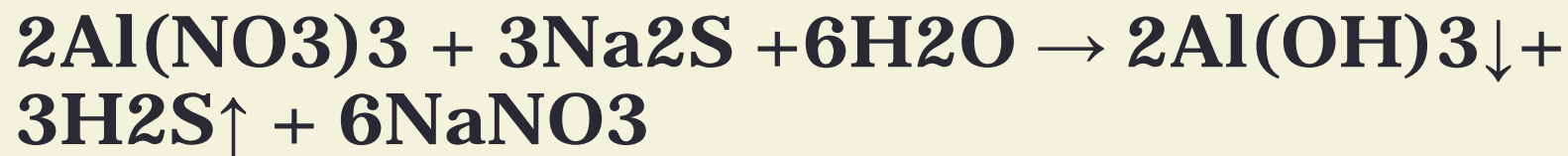
Получение гидроксидов



4. Нерастворимые и амфотерные гидроксиды получают в основном обменными реакциями солей соответствующего металла со щелочью.



5. Нерастворимые гидроксиды можно получить при необратимом гидролизе некоторых солей.



Применение гидроксидов



Встретиться со щелочами можно и в быту. Гидроксид натрия используется в качестве агента при растворении засора в трубах. Применяется он в виде сухих гранул или в виде раствора. Средство для прочистки труб «Крот» – это подкрашенный раствор гидроксида натрия. Щелочь вызывает растворимость органических соединений, содержащихся в засоре. Способствует его разрушению.

Применение гидроксидов



Гидроксид натрия иногда применяется даже в пищевой промышленности. В России он зарегистрирован в качестве пищевой добавки E-524. Некоторые традиционные блюда готовятся с применением этого вещества. Например, это скандинавское блюдо из рыбы под названием Лютефиск. Для его приготовления сушеная треска вымачивается 5-6 дней в щелочи и приобретает из-за этого мягкую желеобразную консистенцию.

Применение гидроксидов



Малорастворимые гидроксиды алюминия и магния применяются для лечения изжоги. Они нейтрализуют избыток соляной кислоты при повышенной кислотности желудочного сока, таким образом, уменьшая его вредное действие на слизистую желудка. Важно, что избыток гидроксидов не вредит организму. Так как они нерастворимы, то они просто выводятся из организма. Известный препарат «Альмагель» – это почти целиком гель гидроксида алюминия с небольшой добавкой гидроксида магния, а «Маалокс» – это смесь гидроксидов алюминия и магния в одинаковом соотношении по массе.



Альмагель



Маалокс

Классификация кислот



Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных заместиться на атом металла, и кислотного остатка.

Число атомов водорода определяет основность кислот.

Общая формула: $H_x(Ac)$ Ac - кислотный остаток (от англ. "acid" - кислота).

Кислоты образуют неметаллы и металлы со степенью окисления больше, чем +4.

<i>Признаки классификации</i>	<i>Группы кислот</i>	<i>Пример</i>
<i>Наличие кислорода</i>	Кислородсодержащие	H ₂ SO ₄ , HNO ₃
	Бескислородные	H ₂ S, HCl
<i>Основность (число атомов водорода, способных замещаться на металл)</i>	Одноосновные	HNO ₃ , HCl
	Двухосновные	H ₂ S, H ₂ CO ₃
	Трёхосновные	H ₃ PO ₄
<i>Растворимость</i>	Растворимые	H ₂ SO ₄ , HNO ₃
	Нерастворимые	H ₂ SiO ₃
<i>Летучесть</i>	Летучие	HCl
	Нелетучие	H ₂ SO ₄
<i>Степень электролитической диссоциации</i>	Сильные	H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HCl
	Слабые	H ₂ S, H ₂ CO ₃
<i>Стабильность</i>	Стабильные	H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₄ , HCl
	Нестабильные	H ₂ CO ₃ , H ₂ SO ₃

Химические свойства кислот

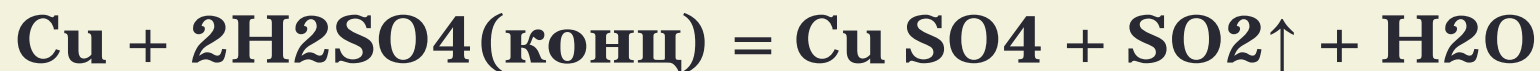


1. Реакция с металлами.

Металлы, расположенные в ряду напряжений металлов до водорода, вытесняют водород из кислот.



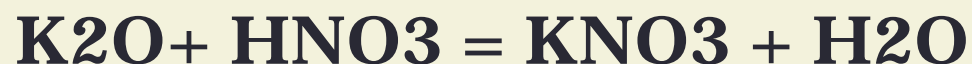
С концентрированной **азотной** и **серной** кислотой реакции идут за счет анионного остатка. Водород не выделяется.



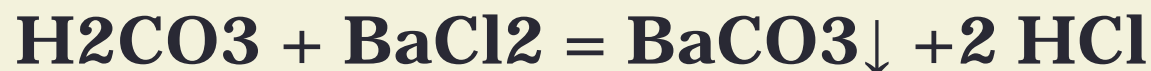
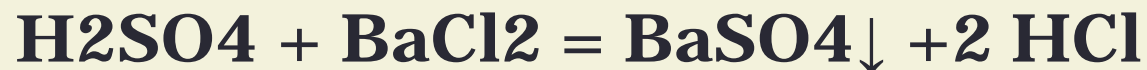
Химические свойства кислот



2. Реакция с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды.



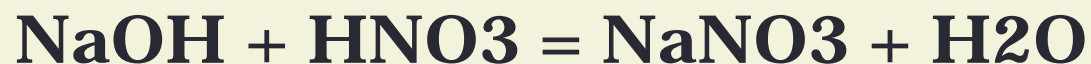
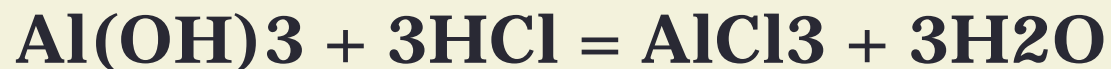
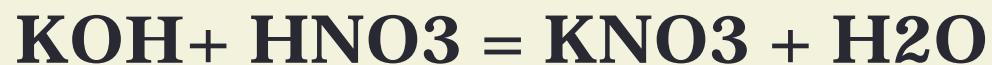
3. Реакция с солями. Кислоты реагируют с растворами солей, если в результате реакции один из продуктов выпадает в осадок, поскольку образование нерастворимых соединений смещает равновесие вправо и делает её практически необратимой.



Химические свойства кислот



4. Реагируют с основаниями и амфотерными гидроксидами.



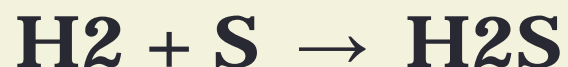
5. Обнаружение кислот при помощи кислотно-основных индикаторов.

В кислой среде лакмус приобретает красную окраску. Метиловый оранжевый – красную, а фенолфталеиновый – бесцветный.

Получение кислот



1. Бескислородные кислоты можно получить из простых веществ.



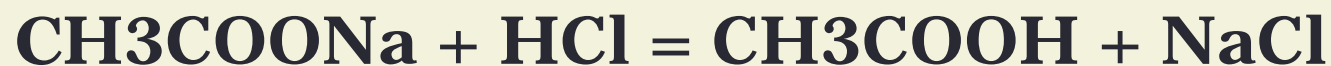
2. Кислородсодержащие кислоты можно получить гидратацией соответствующих кислотных оксидов.



Получение кислот



3. Получение кислот вытеснением слабых кислот сильными, летучих – нелетучими, растворимых – нерастворимыми. Например, сильная соляная кислота вытесняет слабую уксусную из растворов их солей.



4. Кислоты можно получить **при гидролизе** некоторых солей или галогенидов.



Кислоты в организме



В организме человека большую роль играют три неорганических кислоты.

Это – фосфорная кислота, угольная и соляная.

Фосфорная кислота входит в состав буферных систем крови. Буферными называются такие растворы, которые при добавлении небольших количеств кислот или оснований изменяют свой водородный показатель pH. Эти системы нужны для того, чтобы поддерживать кислотность крови в определенном и довольно узком интервале. Остатки фосфорной кислоты входят в состав многих биологически активных веществ, например нуклеиновых кислот и многих ферментов. Наши кости состоят из гидроксида фосфата кальция $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ или гидроксиапатита кальция, а зубы включают в себя фторапатит кальция $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2$.



$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$
Гидроксиапатит кальция



$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2$
Фтороапатит кальция

Кислоты в организме



Угольная кислота также входит в состав буферных систем крови. За счёт действия легких такие системы можно быстро и легко регулировать и можно варьировать количество углекислого газа в крови.

Соляная кислота содержится в желудочном соке. Она способствует денатурации и набуханию белков, что облегчает их последующее расщепление ферментами. Она создает кислую среду, необходимую для действия ферментов. Она ответственна за антибактериальную среду желудочного сока.

Домашнее задание



- **Соли по плану:**
- Классификация;
- Физические свойства;
- Химические свойства;
- Нахождение в природе.

