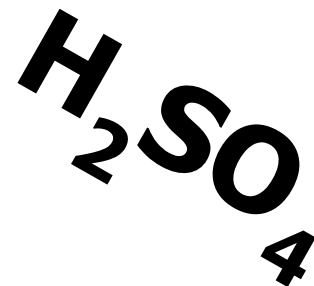


# Кислоты, их получение, свойства.



*Лекция №12*  
*Подготовка к ЕГЭ*



# План

- 1. Общая характеристика кислот.**
- 2. Свойства кислот.**
- 3. Способы получения кислот.**

# Характеристика кислот:

- 1) Сильные, устойчивые, образуют растворы с сильноокислой средой: азотная, серная, соляная,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$  (хлорная)
- 2) Средней силы и слабые растворимые, образуют растворы с довольно кислой средой: фосфорная, плавиковая ( $\text{HF}$ ), уксусная
- 3) Слабые, летучие, неустойчивые: сероводородная, сернистая, угольная, азотистая. Среда в растворах этих кислот **очень слабо кислая**.
- 4) Нерастворимые: кремниевая, борная  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Не меняют окраску индикатора.

## **Ряд напряжений металлов:**

**Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al,  
Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn,  
Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt,  
Au**

# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<b>1.Электролитическая диссоциация в водных растворах.</b>	<p><math>\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math> (точнее, не <math>\text{H}^+</math>, а <math>\text{H}_3\text{O}^+</math>-<b>ион гидроксония</b>)</p> <p><b>Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:</b></p> <p><math>\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-</math> (1 ступень) и</p> <p><math>\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}</math> (2 ступень)</p>	<p><b>Нерастворимые кислоты практически не диссоциируют</b></p>

# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<b>2. Действие на индикаторы</b>	<p>Так как растворы кислот имеют <b>кислую среду</b>, они меняют окраску индикаторов.</p> <p>Причина – наличие в растворе ионов <math>H^+</math> (<math>H_3O^+</math>).</p> <p>Лакмус и метилоранж приобретают <b>КРАСНУЮ</b> окраску.</p>	

# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<b>3. Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами.</b>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}(\text{изб}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{изб}) + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<b>Слабые кислоты реагирует только со щелочами. Возможно образование кислых солей.</b>

# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<b>4. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами</b>	$2 \text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2 \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{FePO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	<b>Кремниевая кислота – только при сплавлении</b>



# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<b>5. Взаимодействие со средними, кислыми, основными солями.</b>	<p><b>А) Соль1+кислота1=соль2+кислота2</b></p> $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ <p><b>Б) Средняя соль + её же кислота = кислая соль.</b></p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4$ <p><b>В) Основная соль+кислота = средняя соль.</b></p> $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{HCl} = 2\text{CuCl}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	<p><b>Реакция происходит, если соль образована более слабой кислотой, или если образуется осадок, газ, вода.</b></p>

# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<b>6. Взаимодействие с металлами <u>минеральных кислот</u>:</b> HCl, HBr, HI, HF, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (разб!), H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$2\text{HCl} + 2\text{Na} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ <b>Исключение:</b> при реакции с металлами азотной и конц. серной кислот водород не выделяется, реакция идёт по-другому! (см.п. 7) <b>Не реагируют с металлами:</b> H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	<b>Металл в ряду активности – должен находиться <b>левее водорода.</b></b>

# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<p><b>7. <u>Особые свойства</u></b>  <b><math>\text{HNO}_3</math> и <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> - реакция с металлами</b></p>	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $8\text{K} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 3\text{ZnSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	<p>Пассивация Al, Cr, Fe – не реагируют с холодной концентрированной <math>\text{HNO}_3</math> и <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></p>

# Свойства кислот

Свойство	Примеры	Примечания
<b>8. Разложение при нагревании.</b>	<b>1) <math>\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math> <math>2\text{HNO}_2 = \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math> <math>4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2</math> <b>2) <math>2\text{HI} \xrightarrow{t} \text{H}_2 + \text{I}_2</math></b></b>	<b>Угольная, сернистая и азотистая кислоты разлагаются при комнатной температуре.</b>

# Способы получения кислот

Способ получения	Примеры	Примечания
<b>1.</b> Взаимодействие оксидов с водой	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	Кислородсодержащие кислоты. <b>Кроме <math>\text{H}_2\text{SiO}_3</math></b>
<b>2.</b> Взаимодействие простых веществ	$\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$	Бескислородные кислоты.

# Способы получения кислот

Способ получения	Примеры	Примечания
<p>3. Вытеснение более слабых кислот из их солей более сильными кислотами.</p>	$2\text{HCl} + \underline{\text{Na}_2\text{S}} = 2\text{NaCl} + \underline{\text{H}_2\text{S}} \uparrow$ $2\text{HCl} + \underline{\text{Na}_2\text{SiO}_3} = 2\text{NaCl} + \underline{\text{H}_2\text{SiO}_3} \uparrow$	<p>Кремниевую кислоту можно получить <b>ТОЛЬКО</b> таким способом.</p>
<p>4. Окисление кислот (или оксидов в водном растворе) кислородом и другими окислителями.</p>	$\underline{\text{SO}_2} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} + \text{HBr}$ $\underline{\text{H}_3\text{PO}_3} + \text{O}_2 \rightarrow \text{t} \underline{\text{H}_3\text{PO}_4}$	<p>Реакции протекают в водном растворе.</p>

# ИСТОЧНИКИ

- <http://egeigia.ru/all-ege/materialy-ege/himiya/566-ege-him-2012-5>



- **Автор:** Калитина Тамара Михайловна
- **Место работы:** МБОУ СОШ №2 с. Александров-Гай Саратовской области
- **Должность:** учитель химии, биологии, экологии.
- **Дополнительные сведения:** сайт <http://kalitina.okis.ru/>
- **Мини-сайт** <http://www.nsportal.ru/kalitina-tamara-mikhailovna>