

**ШКОЛЬНИКУ И АБИТУРИЕНТУ**

**ДЕРЯБИНА Н.Е.**

# **ХИМИЯ**

## **ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ**

*Теоретические основы ♦ Вопросы ♦ Упражнения  
Задания ♦ Справочный материал*

Москва  
2010

## 7.6. Кислотные оксиды

**Кислотные оксиды** – оксиды, которым соответствуют гидроксиды – кислоты.

Кислотные оксиды – это оксиды неметаллов (исключая несолеобразующие CO, NO, N<sub>2</sub>O, SiO, S<sub>2</sub>O) и оксиды металлов в С.О. +5, +6, +7, +8.

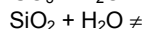
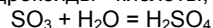
В оксидах неметаллов связь между атомами ковалентная полярная. Среди оксидов молекулярного строения есть газообразные (CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, NO<sub>2</sub>), жидкие (летучие SO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), твердые (летучие P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SeO<sub>2</sub>, TeO<sub>2</sub>). Твердый, очень тугоплавкий оксид SiO<sub>2</sub> (песок) – вещество с атомной кристаллической решеткой.

Для кислотных оксидов часто используются название "ангидрид" – продукт отщепления воды от соответствующей кислоты. Так, SO<sub>2</sub> – ангидрид сернистой кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub> – ангидрид серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – ангидрид трех кислот – метафосфорной HPO<sub>3</sub>, пиррофосфорной H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> и ортофосфорной H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

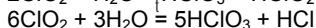
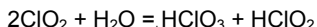
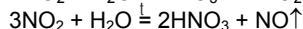
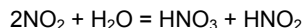
## 7.7. Химические свойства кислотных оксидов



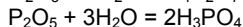
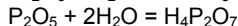
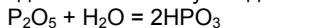
При растворении в воде кислотных оксидов образуются гидроксиды - кислоты, в которых сохраняется степень окисления неметалла (искл.: SiO<sub>2</sub> нерастворим в воде).



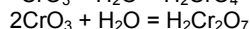
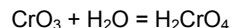
У оксидов NO<sub>2</sub> и ClO<sub>2</sub> нет соответствующих кислотных гидроксидов, при их растворении в воде протекает реакция диспропорционирования, в результате которой происходит изменение С.О. кислотообразующего элемента.



При растворении в воде P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> в зависимости от числа присоединенных молекул воды могут образоваться три кислоты – метафосфорная HPO<sub>3</sub>, пиррофосфорная H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> или ортофосфорная H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.



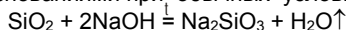
Оксид CrO<sub>3</sub> соответствует двум кислотам - хромовой H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> и дихромовой H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.



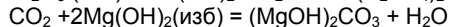
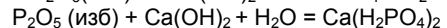
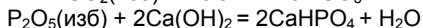
Оксиды CO<sub>2</sub> и SO<sub>2</sub> реагируют с водой обратимо, равновесие сильно смещено влево.



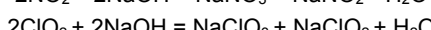
Растворимые кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями при обычных условиях, нерастворимые – при сплавлении.



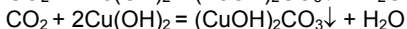
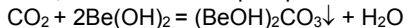
При избытке кислотного оксида, являющегося ангидридом многоосновной кислоты, образуется кислая соль. При избытке многокислотного основания - основная.



У оксидов NO<sub>2</sub> и ClO<sub>2</sub> нет соответствующих кислотных гидроксидов, при их взаимодействии со щелочами протекает реакция диспропорционирования, в результате которой происходит изменение С.О. кислотообразующего элемента и образуются две соли.



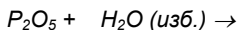
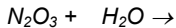
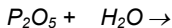
Кислотный оксид CO<sub>2</sub> реагирует также с некоторыми амфотерными гидроксидами (Be(OH)<sub>2</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub> и Cu(OH)<sub>2</sub>, также проявляющим частично амфотерные свойства) с образованием осадков основных солей и воды.



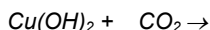
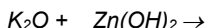
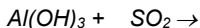
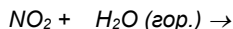
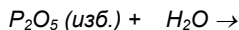
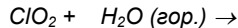
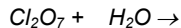
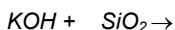
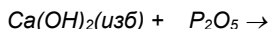
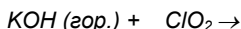
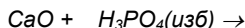
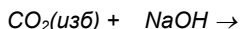
## ❖ Проверь себя

**Упражнение 1.** Закончи уравнения реакций.

1.



2.



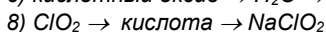
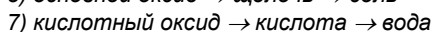
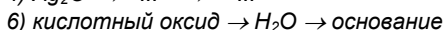
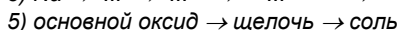
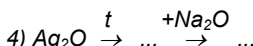
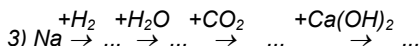
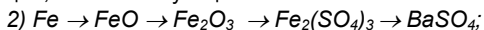
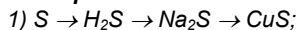
**Упражнение 2.** Заполни таблицу.

Оксиды, растворенные в воде	Уравнение реакции взаимодействия оксида с водой	Ионы, обнаруженные в растворе
		$\text{SO}_4^{2-}, \text{H}^+$
		$\text{NO}_2^-, \text{H}^+$
		$\text{Ca}^{2+}, \text{OH}^-$

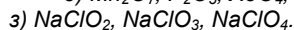
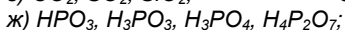
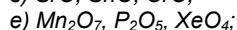
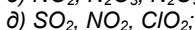
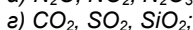
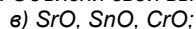
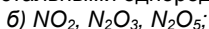
**Упражнение 3.** Напиши уравнения реакций с участием оксидов, в результате которых в растворе появились следующие ионы:

а)  $\text{CO}_3^{2-}, \text{K}^+$ ; б)  $\text{NO}_3^-, \text{H}^+$ ; в)  $\text{H}^+, \text{PO}_3^{2-}$ ; г)  $\text{Rb}^+, \text{OH}^-$ ; д)  $\text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{H}^+$ ; е)  $\text{Na}^+, \text{Cl}^-$ ?

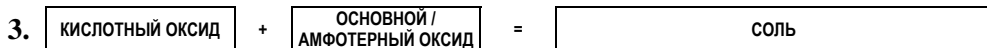
**Упражнение 4.** Составь уравнения реакций, соответствующие схемам:



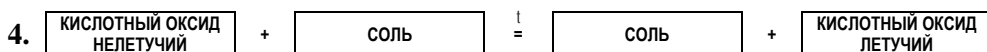
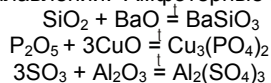
**Упражнение 5.** В предложенных рядах исключи (вычеркни) одну лишнюю формулу - такую, которая не образует с остальными однородную группу. Объясни свой выбор.



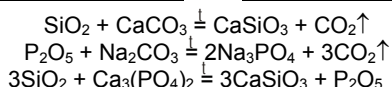
## 7.7. Химические свойства кислотных оксидов (продолжение)



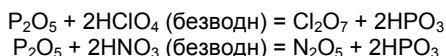
В этих реакциях элемент из основного / амфотерного оксида образует катион, а элемент из кислотного – анион соли, амфотерные оксиды в этом случае проявляют свойства основных. Реакции между твердыми оксидами идут при сплавлении. Амфотерные и нерастворимые в воде основные оксиды взаимодействуют только с твердыми и жидкими кислотными оксидами.



Нелетучие кислотные оксиды вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды из их солей.



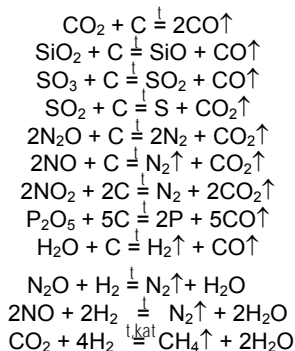
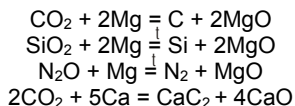
5. Кислотные оксиды чрезвычайно редко взаимодействуют друг с другом или с кислотами. Так, например, фосфорный ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$  – сильнейший дегидратирующий агент – взаимодействует с безводными кислородсодержащими кислотами с образованием  $\text{HPO}_3$  и ангидрида соответствующей кислоты.



### Некоторые окислительно-восстановительные реакции кислотных оксидов

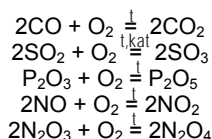
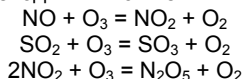
#### А. Восстановление.

При высокой температуре некоторые металлы ( $\text{C}$ ,  $\text{H}_2$ ) восстанавливают оксиды (частично или полностью). Для восстановления неметаллов из их оксидов часто используют и магниитермию.

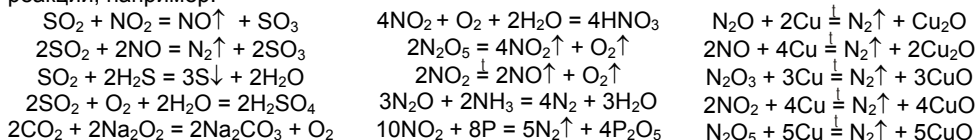


#### Б. Окисление.

Под действием кислорода (озона) при нагревании или в присутствии катализатора низшие оксиды переходят в высшие.



Помимо перечисленных, оксиды вступают и в другие окислительно-восстановительные реакции, например:



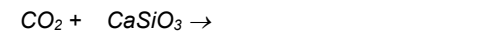
## ❖ Проверь себя

**Упражнение 1.** Закончи уравнения реакций.

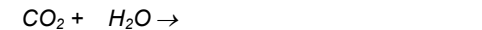
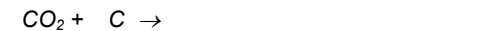
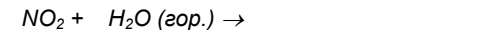
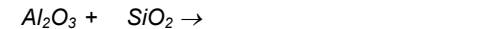
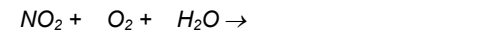
3.



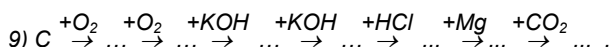
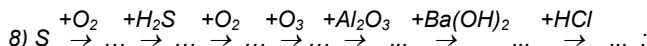
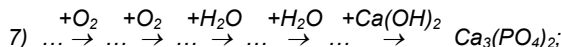
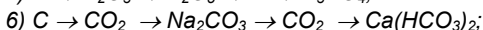
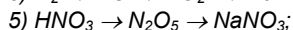
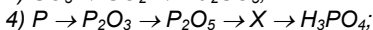
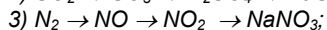
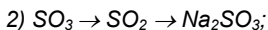
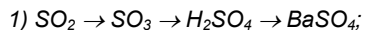
4.



5.



**Упражнение 2.** Составь уравнения реакций, соответствующие схемам:



## СОДЕРЖАНИЕ

1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ . . . . .	3
2. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ В НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ . . . . .	4
3. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ . . . . .	6
3.1. Названия простых веществ . . . . .	6
3.2. Названия бинарных соединений . . . . .	8
3.3. Названия оснований, амфотерных гидроксидов, кислот и солей . . . . .	10
4. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ . . . . .	12
4.1. Кислоты, основания и амфотерные гидроксиды как электролиты . . . . .	12
4.2. Средние, кислые и основные соли как электролиты . . . . .	14
5. КЛАССИФИКАЦИИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА . . . . .	16
6. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА – МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ . . . . .	18
6.1. Некоторые физические свойства простых веществ . . . . .	18
6.2. Некоторые химические свойства простых веществ . . . . .	18
7. ОКСИДЫ . . . . .	20
7.1. Классификация оксидов . . . . .	20
7.2. Оксиды и соответствующие им гидроксиды . . . . .	22
7.3. Несолеобразующие оксиды . . . . .	22
7.4. Основные оксиды . . . . .	24
7.5. Химические свойства основных оксидов . . . . .	24
7.6. Кислотные оксиды . . . . .	26
7.7. Химические свойства кислотных оксидов . . . . .	26
7.8. Амфотерные оксиды . . . . .	30
7.9. Химические свойства амфотерных оксидов . . . . .	30
8. ОСНОВАНИЯ . . . . .	32
8.1. Классификация оснований . . . . .	32
8.2. Химические свойства оснований . . . . .	32
9. КИСЛОТЫ . . . . .	38
9.1. Классификация кислот . . . . .	38
9.2. Химические свойства кислот . . . . .	38
10. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ . . . . .	46
10.1. Амфотерность. Амфотерные гидроксиды . . . . .	46
10.2. Химические свойства амфотерных гидроксидов . . . . .	46
11. СОЛИ . . . . .	48
11.1. Классификация солей . . . . .	48
11.2. Химические свойства солей . . . . .	48
12. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ . . . . .	54
13. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ, ОСНОВАНИЙ, АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ, КИСЛОТ И СОЛЕЙ . . . . .	55
13.1. Основные способы получения оксидов . . . . .	55
13.2. Основные способы получения оснований, амфотерных гидроксидов . . . . .	55
13.3. Основные способы получения кислот . . . . .	55
13.4. Основные способы получения солей . . . . .	56
Приложение . . . . .	57