

Серия «Без репетитора»

**Ж. А. Кочкаров**

# **ХИМИЯ В УРАВНЕНИЯХ РЕАКЦИЙ**

**Учебное пособие**

*Издание 10-е*

Ростов-на-Дону

 **ЕНИКС**  
2023

УДК 373.167.1:54

ББК 24я721

КТК 444

К75

**Рецензенты:**

*Гасаналиев А. М.* — д. х. н., профессор каф. химии Дагестанского педагогического университета, заслуженный деятель науки РФ;

*Гаркушин И. К.* — д. х. н., профессор каф. химии Самарского технологического университета, заслуженный деятель науки РФ

**Кочкаров Ж. А.**

**К75** Химия в уравнениях реакций : учебное пособие / Ж. А. Кочкаров. — Изд. 10-е. — Ростов н/Д : Феникс, 2023. — 332, [1] с. — (Без репетитора).

ISBN 978-5-222-38249-3

Пособие включает систематизированный материал по химии элементов и их соединений. С помощью химических реакций описаны методы получения и свойства простых и сложных неорганических и органических веществ.

Рекомендуется учащимся и учителям средних общеобразовательных школ, абитуриентам, студентам.

УДК 373.167.1:54

ББК 24я721

ISBN 978-5-222-38249-3

© Кочкаров Ж. А., 2017

© Оформление: ООО «Феникс», 2017

## ПРЕДИСЛОВИЕ

В этом учебном пособии систематически изложены курсы неорганической и органической химии. Основное внимание уделено ознакомлению школьников с принципиально важными закономерностями протекания процессов в химических системах, установлению связей между составом, строением и свойствами веществ.

Поскольку в современной химической систематике разделение соединений на классы ведется в соответствии с природой наиболее электроотрицательной части соединения, то рассмотрение химии элементов начинается с неметаллов. Выделение в отдельное рассмотрение переходных металлов оправдано особенностями электронного строения соединений этих элементов. Поэтому материал построен таким образом, чтобы дать школьникам представление о свойствах соединений химических элементов, основанное на Периодическом законе Д. И. Менделеева.

В книге изложены важнейшие разделы органической химии, в которых отражены основные способы получения и свойства органических соединений.

Учебное пособие позволит школьникам получить представление о современном состоянии и путях развития неорганической и органической химии, о их роли в получении веществ с заданными свойствами и создании современных технологий.

# ГЛАВА 1. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

---

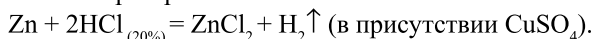
## 1. ХИМИЯ ВОДОРОДА, ВОДЫ И ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

### 1.1. ВОДОРОД

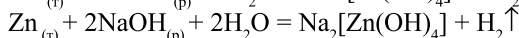
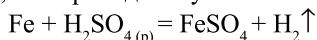
$H_2$  — газ без цвета, запаха и вкуса, мало растворим в воде и в других жидкостях, хорошо растворяется в металлах; элемент космоса. **Это самый легкий газ: он в 14,4 раза легче воздуха.** Восстановительные свойства водорода выражены сильнее, чем окислительные. Кристаллическая решетка молекулярная; электронная формула:  $1s^1$ ; проявляемые степени окисления —  $(\pm 1)$ ; изотопы с массовыми числами 1 ( $H$  — протий), 2 ( $D$  — дейтерий) и 3 ( $T$  — тритий).

#### Возможные пути получения

- В лаборатории:



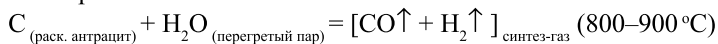
В ходе реакции  $Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$  происходит образование гальванической пары  $Cu // Zn$ , облегчается перекачивание электронов с металлического цинка-анода на металлическую медь-катод, что приводит к увеличению скорости реакции.



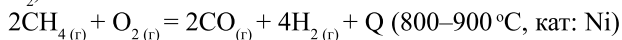
$2H_2O = 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$  (электролиз разбавленных растворов щелочей)

$2NaCl_{(p)} + 2H_2O = H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow + 2NaOH$  (электролиз раствора  $NaCl$  с диафрагмой)

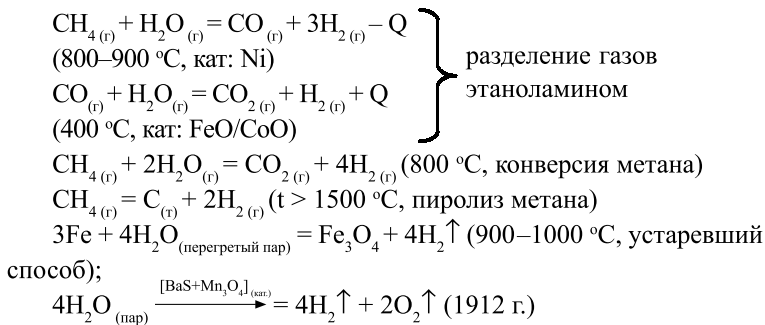
- В промышленности:



$3CH_{4(r)} + O_{2(r)} + H_2O_{(r)} = 3CO_{(r)} + 7H_{2(r)}$  (800–900 °С, кат, недостаток  $O_2$ )



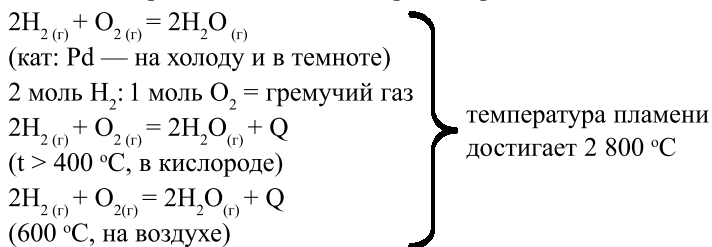




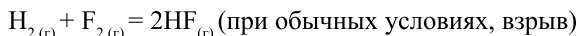
## Химические свойства

### 1. Восстановительные свойства

- Реакции простого вещества водорода с простыми веществами:

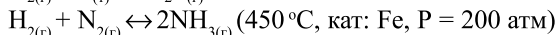
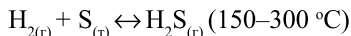


$\text{H}_{2(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = 2\text{HCl}_{(r)}$  (при поджигании на свету — взрывается; в присутствии кат: Pt — протекает на холоду и в темноте).



$\text{H}_{2(r)} + \text{Br}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{(r)}$  (t, a в присутствии кат: Pd — на холоду и в темноте)

$\text{H}_{2(r)} + \text{I}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(r)}$  (t, a в присутствии кат: Pd — на холоду и в темноте)



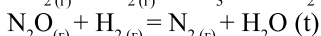
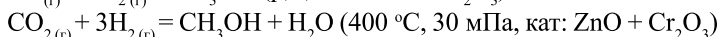
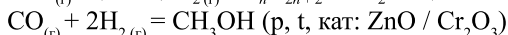
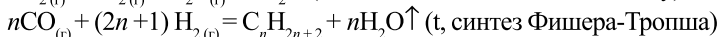
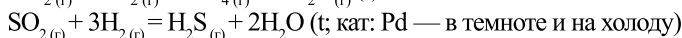
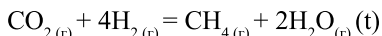
$\text{H}_{2(r)} + \text{N}_{2(r)} \rightarrow$  без катализатора в обычных условиях реакция не протекает;

$2\text{H}_{2(r)} + 2\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_4\text{NO}_2$  (кат: Pd, в обычных условиях)

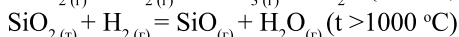
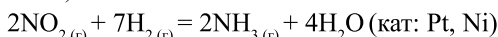
$\text{H}_{2(r)} + \text{C}_{(r)} \neq$  в обычных условиях реакция не протекает;

$\text{H}_{2(r)} + \text{Si}_{(r)} \neq$  в обычных условиях реакция не протекает.

• Реакции простого вещества водорода с кислотными и безразличными оксидами:



$2\text{NO}_{(\text{r})} + 2\text{H}_{2(\text{r})} = \text{N}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{t}, \text{используется в очистительных системах})$



• Реакции простого вещества водорода с оксидами металлов.

Водород широко применяется для восстановления металлов из их оксидов. Восстановление водородом особенно удобно для получения тонкодисперсных порошков металлов, поскольку реакция протекает при относительно низких температурах и металл не спекается.

Ниже представлен ряд реакционной способности простых веществ металлов по отношению к простому веществу кислороду и воде, в котором металлы расположены по возрастанию  $\Delta G^\circ$ , кДж на единицу степени окисления металла в оксиде (отличается от ряда СЭП):

Восстановительные свойства простых веществ металлов в ряду понижаются  $\rightarrow$

$\text{Ca}_{\text{кр}}$	$\text{Mg}_{\text{кр}}$	$\text{Li}_{\text{кр}}$	$\text{Sr}_{\text{кр}}$	$\text{Ba}_{\text{кр}}$	$\text{Al}_{\text{кр}}$	$\text{Na}_{\text{кр}}$	$\text{K}_{\text{кр}}$	$\text{Zn}_{\text{кр}}$	$\text{Rb}_{\text{кр}}$	$\text{Sn}_{\text{кр}}$
$\Delta G^\circ: -302$	$-285$	$-281$	$-280$	$-264$	$-264$	$-189$	$-161$	$-160$	$-147$	$-129$

$\text{CaO}_{\text{кр}}$	$\text{MgO}_{\text{кр}}$	$\text{Li}_2\text{O}_{\text{кр}}$	$\text{SrO}_{\text{кр}}$	$\text{BaO}_{\text{кр}}$	$\text{Al}_2\text{O}_{3\text{кр}}$	$\text{Na}_2\text{O}_{\text{кр}}$	$\text{K}_2\text{O}_{\text{кр}}$	$\text{ZnO}_{\text{кр}}$	$\text{Rb}_2\text{O}_{\text{кр}}$	$\text{SnO}_{\text{кр}}$
--------------------------	--------------------------	-----------------------------------	--------------------------	--------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------	-----------------------------------	--------------------------

Окислительные свойства оксидов усиливаются  $\rightarrow$

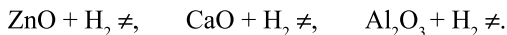
Восстановительные свойства простых веществ металлов в ряду понижаются  $\rightarrow$

$\text{H}_{2\text{г}}$	$\text{Fe}$	$\text{Cd}_{\text{кр}}$	$\text{Co}_{\text{кр}}$	$\text{Ni}_{\text{кр}}$	$\text{Pb}_{\text{кр}}$	$\text{Cu}_{\text{кр}}$	$\text{Au}_{\text{кр}}$	$\text{Ag}_{\text{кр}}$
$\Delta G^\circ: -119$	$-117$	$-115$	$-107$	$-106$	$-95$	$-65$	$-13$	$-6$

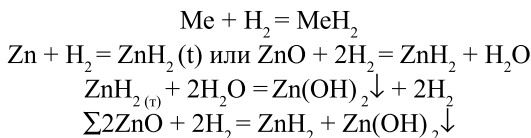
$\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}$	$\text{FeO}$	$\text{CdO}_{\text{кр}}$	$\text{CoO}_{\text{кр}}$	$\text{NiO}_{\text{кр}}$	$\text{PbO}_{\text{кр}}$	$\text{CuO}_{\text{кр}}$	$\text{Au}_2\text{O}_{3\text{кр}}$	$\text{Ag}_2\text{O}_{\text{кр}}$
---------------------------------	--------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

Окислительные свойства оксидов усиливаются  $\rightarrow$

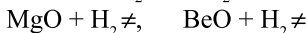
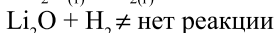
Металлы, стоящие в этом ряду левее водорода, не могут быть восстановлены водородом из их оксидов при стандартных условиях:



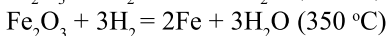
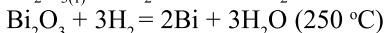
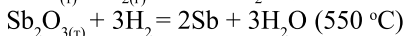
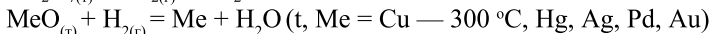
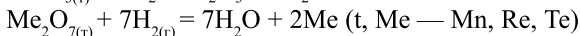
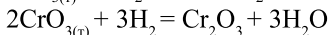
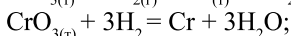
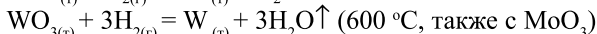
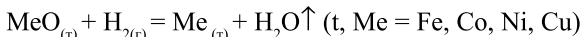
Что, видимо, объясняется следующими реакциями:



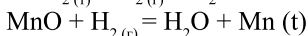
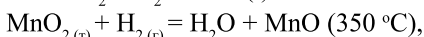
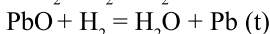
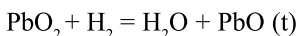
• Реакции взаимодействия простого вещества водорода с оксидами щелочных и щелочноземельных металлов идут по схеме внутримолекулярной дисмутации:



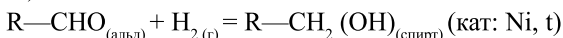
• Реакции с оксидами металлов, расположенных в представленном ряду правее водорода, идут по схеме восстановления металлов из их оксидов:



• Оксиды металлов с переменной валентностью восстанавливаются последовательно, что позволяет, изменяя температуру, давление и состав реакционной смеси, получать оксиды металлов в более низких степенях окисления:



• Реакции водорода с некоторыми органическими веществами:  $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})} = \text{C}_2\text{H}_{6(\text{r})}\uparrow$  (p, t, кат: Ni, гидрирование, восстановление)

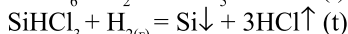
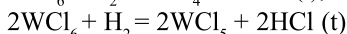
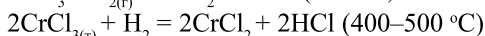
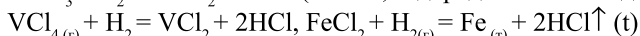
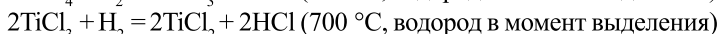
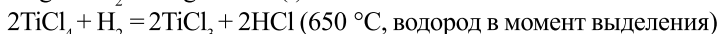
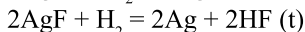
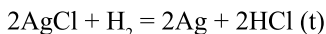


$R-CO-R_{(кетон)} + H_{2(r)} = R-CH(OH)-R_{(втор. спирт)}$  (кат: Ni, восстановление)

$R-CH = CH_2 + H_{2(r)} + CO = R-CH_2CH_2CHO$  (кат.)

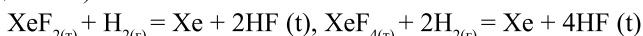
• Реакции водорода (или атомарного водорода) с галогенидами:

Водород при нагревании может восстанавливать галогениды поливалентных металлов в высших степенях окисления до галогенидов металлов в более низких степенях окисления, а в ряде случаев — и до металлов:

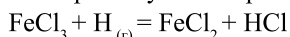


$2MeCl_3 + H_{2(r)} = 2MeCl_2 + 2HCl \uparrow (t, Zn + HCl \uparrow \text{ водород в момент выделения})$

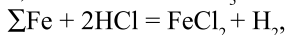
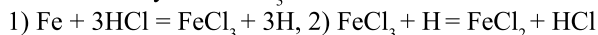
$2MeCl_3 + Zn + HCl = 2MeCl_2 + 2ZnCl_2 + H_2 \uparrow$  (водород в момент выделения)



\*Именно протекание промежуточной реакции

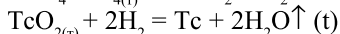
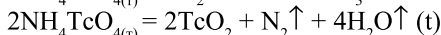
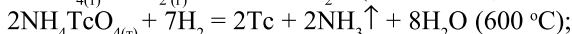


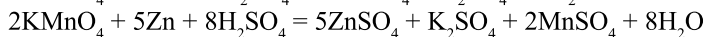
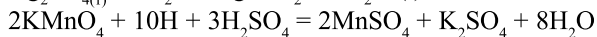
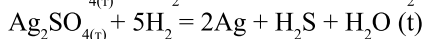
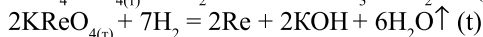
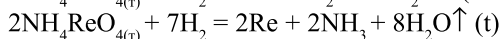
не позволяет получить  $FeCl_3$ :



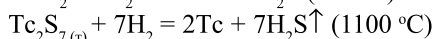
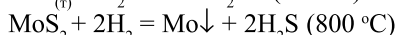
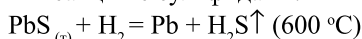
• Реакции с солями кислородсодержащих кислот.

Чем выше температура реакции, тем активнее водород. Так при сильном нагревании водород восстанавливает сульфаты до сульфидов:





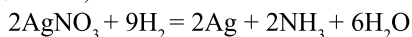
• Реакции с сульфидами:



• Реакции с нитратами:



$\text{MeNO}_3 + 2\text{H} = \text{MeNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (т, Zn + HCl → водород в момент выделения)

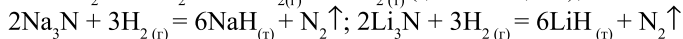
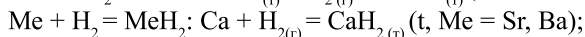
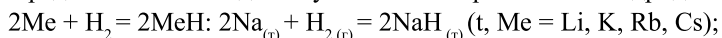


## 2. Окислительные свойства

В ряду реакционной способности простых веществ металлов по отношению к простому веществу водороду металлы расположены по возрастанию  $\Delta G^\circ$ , кДж на единицу степени окисления в гидриде:

	Ca <sub>кр</sub>	Li <sub>кр</sub>	Ba <sub>кр</sub>	Sr <sub>кр</sub>	Na <sub>кр</sub>	K <sub>кр</sub>	Rb <sub>кр</sub>	Cs <sub>кр</sub>	Mg <sub>кр</sub>	Zn	H <sub>2г</sub>	Be	Al
$\Delta G^\circ$	-5	-68,5	-75,6	-70	-38	-34	-34	-29,3	-18,2		0	7,7	15,5
	CaH <sub>2</sub>	LiH	BaH <sub>2</sub>	SrH <sub>2</sub>	NaH	KH	RbH	CsH	MgH <sub>2</sub>	ZnH <sub>2</sub>	H <sup>-</sup>	BeH <sub>2</sub>	AlH <sub>3</sub>

• Металлы и нитриды металлов, расположенные до водорода, непосредственно взаимодействуют с ним с образованием гидридов:



• Металлы, стоящие после водорода, с ним непосредственно не взаимодействуют.

• *d*- и *f*-элементы образуют металлические гидриды, *p*-элементы — ковалентные гидриды, *s*-элементы (кроме Be, Mg и He) — ионные (солеобразные гидриды), Be, Mg, Cu, Zn, Ag, Cd, In, Au, Hg, Tl — граничные гидриды.

**3. Окислительно-восстановительные свойства:****Качественная реакция**

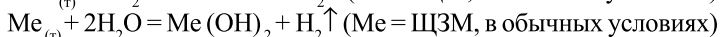
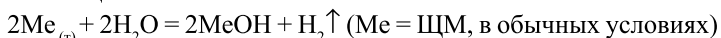
Качественной реакцией на водород является «лающий» хлопок при поднесении горячей лучинки к источнику водорода.

**1.2. В О Д А****Химические свойства**

$\text{H}_2\text{O}$  не имеет цвета, запаха и вкуса; проявляет окислительно-восстановительные свойства. Наличие водородной связи определяет ее аномальные свойства. Имеется молекулярная кристаллическая решетка, характерна  $sp^3$ -гибридизация атома кислорода; валентный угол составляет  $104^\circ 52'$ , имеет угловое строение.

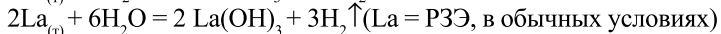
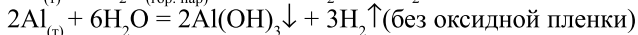
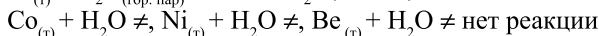
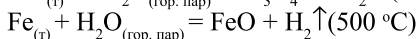
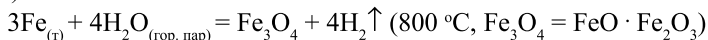
**Окислительные свойства**

- Реакции с активными металлами:

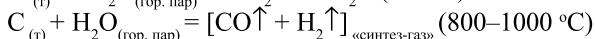


- Реакции с остальными металлами

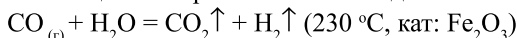
В ряду СЭП металлы, стоящие до водорода, реагируют при определенных условиях (снятие оксидной пленки, высокая температура):



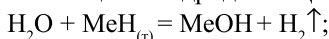
- Реакции с неметаллами:

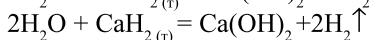
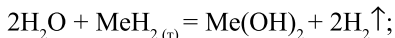


- Реакции с безразличными оксидами:

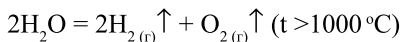


- Реакции с гидридами ЩМ и ЩЗМ:



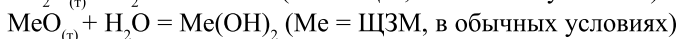
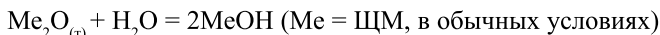


**Окислительно-восстановительная двойственность:**

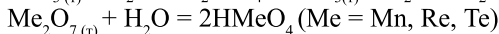
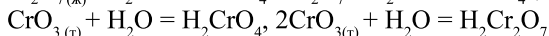
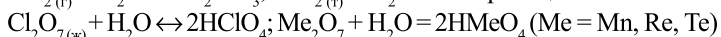
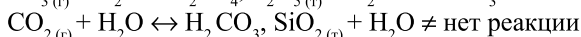
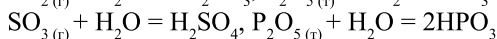
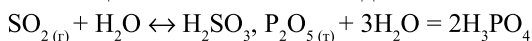


### Кислотно-основные свойства

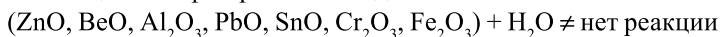
- Реакции с основными оксидами активных металлов:



- Реакции с кислотными оксидами:

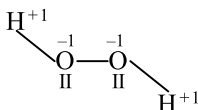


- Реакции с амфотерными оксидами:



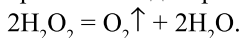
## 1.3. Пероксид водорода

$\text{H}_2\text{O}_2$  — бесцветная вязкая жидкость с металлическим вкусом, хорошо растворимая в воде, спирте и эфире; концентрированные водные растворы взрывоопасны; 30%-ный раствор пероксида водорода называют *пергидролем*; вследствие несимметричности молекула  $\text{H}_2\text{O}_2$  сильно полярна; высокая вязкость жидкого пероксида водорода обусловлена водородными связями внутри молекулы; структурная формула:



Атомы кислорода в молекуле  $\text{H}_2\text{O}_2$  находятся в промежуточной степени окисления  $-1$ , что и обуславливает способность пероксидов выступать в роли как окислителей, так и восстановителей; наиболее характерны окислительные свойства;  $\text{H}_2\text{O}_2$  — неустойчивое соедине-

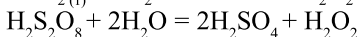
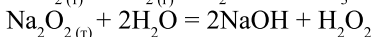
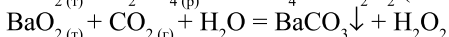
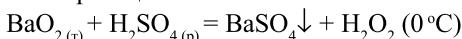
ние, легко разлагается, в разбавленных растворах пероксид водорода тоже неустойчив и самопроизвольно диспропорционирует:



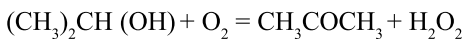
Пероксид водорода является очень слабой кислотой, по силе примерно равной иону  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

### Получение

• По реакциям:



надсерная кислота



изопропиловый спирт

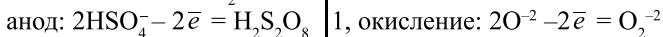
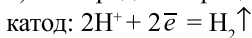
ацетон



• Электролизом 50% раствора серной кислоты:

1)  $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$  (электролитическая диссоциация)

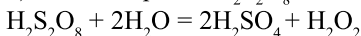
2) электродные процессы:



$\Sigma 2\text{HSO}_4^- + 2\text{H}^+ = \text{H}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  или в молекулярной форме:

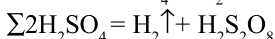
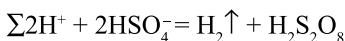
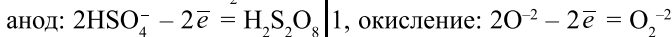
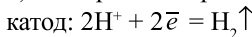
$\Sigma 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ , пероксодисерная или надсерная к-та;

3) далее гидролиз  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ :

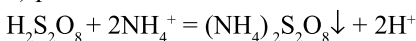


• Электролизом раствора  $\text{NH}_4\text{HSO}_4$  в серной кислоте:

1) электродные процессы:



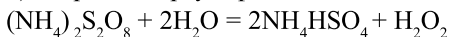
2) реакция обмена:



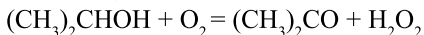
персульфат



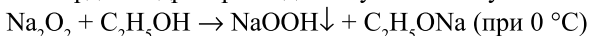
3) гидролиз персульфата:



• Каталитическим окислением изопропилового спирта (в промышленности):

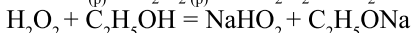
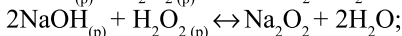
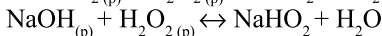
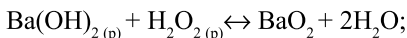


• Твердые гидропероксиды могут быть получены по реакции:



### Кислотно-основные свойства

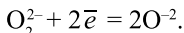
Пероксид кислорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  — очень слабая кислота, поэтому в водных и щелочных растворах ее молекулы превращаются в гидропероксид-ионы:



**Окислительно-восстановительная активность  $\text{H}_2\text{O}_2$**  зависит от концентрации.

20%-ный раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$  — сильный окислитель, в разбавленных растворах окислительная активность  $\text{H}_2\text{O}_2$  снижается. Восстановительные свойства для  $\text{H}_2\text{O}_2$  менее характерны и также зависят от концентрации.

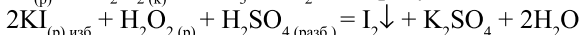
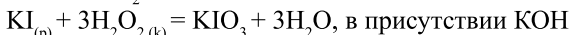
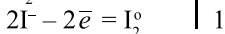
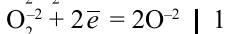
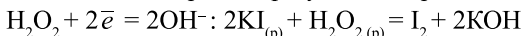
**Окислительные свойства  $\text{H}_2\text{O}_2$**  сильнее выражены при  $\text{pH} \leq 7$ .



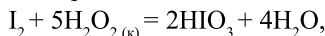
• при этом в кислой среде образуются молекулы воды:



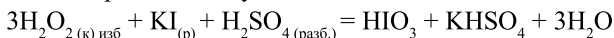
• в щелочной среде образуются гидроксид-ионы:

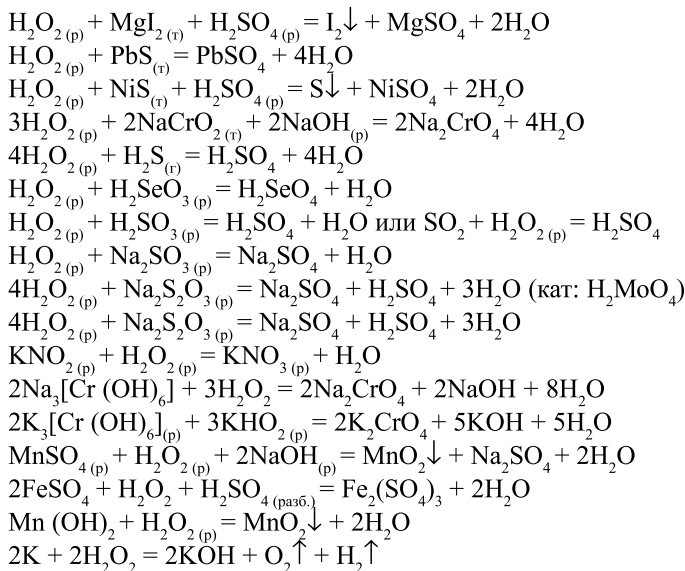


Так как имеет место реакция

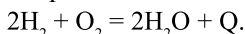


в избытке пероксида получим:

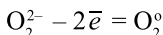




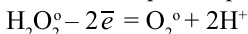
Велика вероятность взрыва:



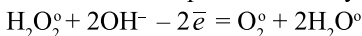
**Восстановительные свойства**  $\text{H}_2\text{O}_2$  выражены сильнее при  $\text{pH} > 7$ :



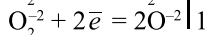
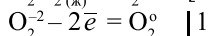
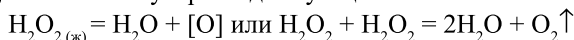
• в кислой среде образуются молекулы кислорода и протоны:



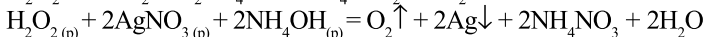
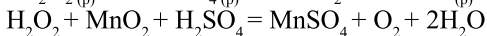
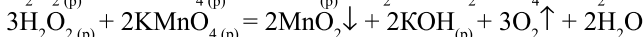
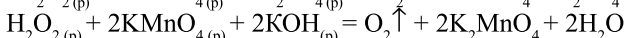
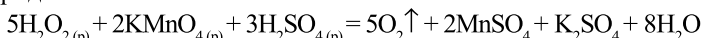
• в щелочной среде — молекулы кислорода и воды:

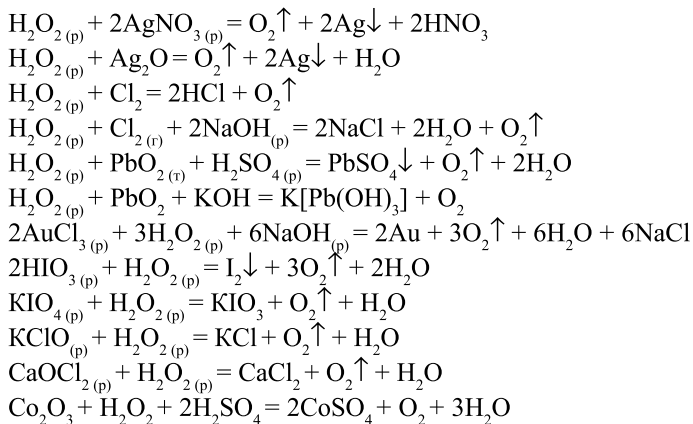


При комнатной температуре и на свету  $\text{H}_2\text{O}_2$  разлагается по реакции межмолекулярной дисмутации:

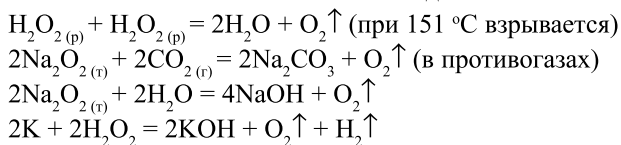


Реакция катализируется  $\text{MnO}_2$ , ионами переходных металлов и хлорид-ионами.





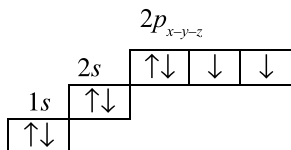
**Окислительно-восстановительная двойственность  $\text{H}_2\text{O}_2$**



## 2. ХИМИЯ КИСЛОРОДА И ОЗОНА

### 2.1. КИСЛОРОД

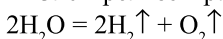
$O_2$  — бесцветный газ, без вкуса и запаха, умеренно растворим в воде; аллотропные модификации кислорода:  $O_2$ ,  $O_3$  и  $O_4$  (неустойчивая форма); сильный окислитель, непосредственно не соединяется с галогенами и благородными газами, Pt и Au.



#### Возможные пути получения

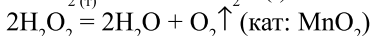
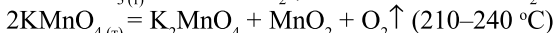
- Из воздуха — методом низкотемпературной ректификации: из сжиженного воздуха вначале испаряется азот ( $t_{\text{кип}}(O_2) = -183^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}}(N_2) = -195,8^\circ\text{C}$ ).

- Электролизом разбавленных водных растворов щелочей:

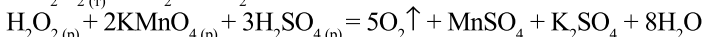
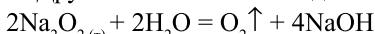


- Термическим или каталитическим разложением:

$2KClO_{3(r)} = 2KCl + 3O_2$  (400–500 °С, образуемый  $KClO_4$  разлагается) или  $2KClO_{3(r)} = 2KCl + 3O_2$  (150–200 °С, кат:  $MnO_2$ , загрязнен  $ClO_2$ )



- Другие возможные методы:

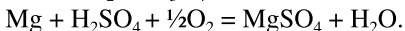
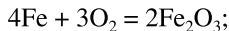
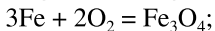
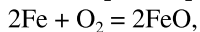
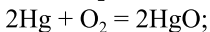
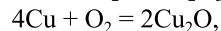
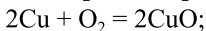
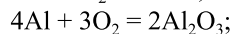
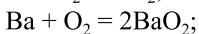
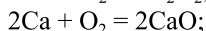
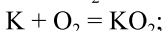
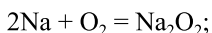
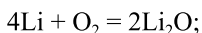


$2K_2O_{2(r)} + 2CO_{2(r)} = 2K_2CO_3 + O_2\uparrow$  (регенерация  $O_2$  из  $CO_2$  на космических станциях).

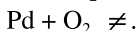
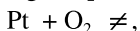
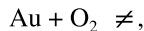
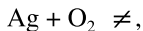
## СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

С большинством элементов взаимодействует непосредственно, кроме гелия, неона, аргона, галогенов (за исключением фтора), серебра, золота, платины и др. Горение, гниение, ржавление и дыхание — это окислительно-восстановительные реакции при участии кислорода. За редким исключением ( $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO - Q$ ) все эти реакции экзотермические.

### Реакции с металлами



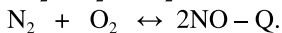
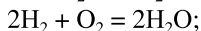
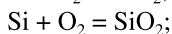
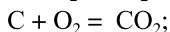
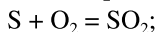
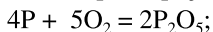
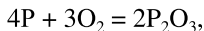
### Помните!



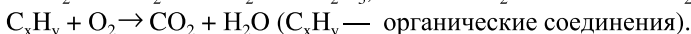
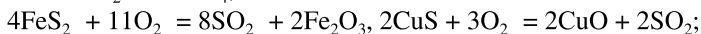
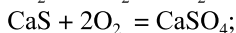
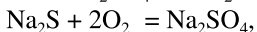
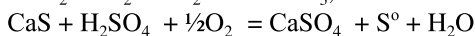
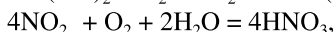
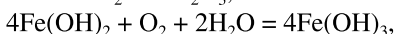
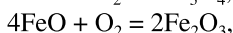
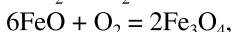
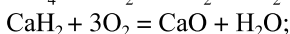
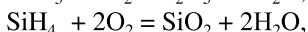
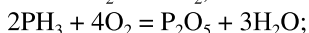
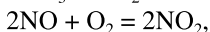
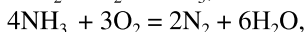
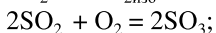
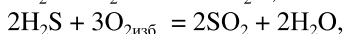
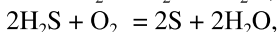
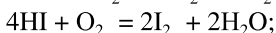
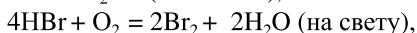
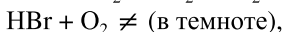
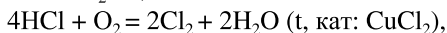
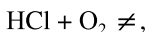
**Помните!** Все реакции с ЩЭ и ЩЗЭ протекают при ОУ быстро. С остальными металлами — медленно и только с поверхности (Al, Zn, Sn, Ni, Cu и др.), поэтому нагревают.

### Реакции с неметаллами

**Внимание!** За исключением гелия, неона, аргона, галогенов (кроме фтора), серебра, золота, платины кислород реагирует со всеми неметаллами. В большинстве случаев образуются высшие оксиды, за исключением серы и азота.



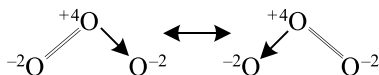
## Реакции со сложными веществами



## 2.2. ОЗОН

$O_3$  — газ синего цвета с характерным запахом свежести; молекула диамагнитна имеет угловое строение. Характерна  $sp^2$ -гибридизация центральной частицы, валентный угол составляет  $117^\circ$ , в озонид-ионе  $O_3^-$  —  $sp^3$ -гибридизация, валентный угол —  $108^\circ$ . В  $O_3$   $\pi$ -связь делокализуется между тремя атомными частицами кислорода-трехцентровая связь; растворимость больше, чем растворимость кислорода; сильный окислитель, ядовит, сероуглерод  $CS_2$  растворяет озон, при этом раствор окрашивается в синий цвет. Самым лучшим растворителем озона является четыреххлористый углерод  $CCl_4$ , один объем которого поглощает три объема озона, в этом случае растворение также сопровождается окрашиванием жидкости в синий цвет.

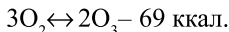
Структурные исследования показали, что атомы кислорода расположены в вершинах равнобедренного треугольника с валентным углом  $117^\circ$ : что делает эти атомы не равноценными, один из них является четырехвалентным:



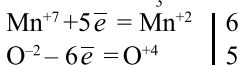
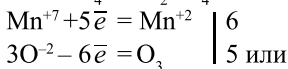
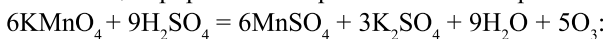
Между двумя атомными частицами кислорода образуются две ковалентные неполярные связи по обменному механизму за счет двух неспаренных электронов от каждой атомной частицы. Присоединение еще одного атома кислорода происходит по донорно-акцепторному механизму, при котором донором электронов выступает центральная атомная частица (в схеме указана стрелкой), а акцептором — соседняя атомная частица, у которой возникает свободная орбиталь (вакансия) за счет внутриатомного спаривания двух неспаренных электронов. При этом центральной атомной частице приписывают степень окисления  $+4$ , а двум соседним — степень окисления  $-2$ .

## Получение озона

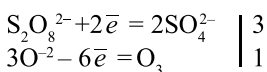
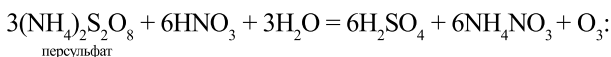
• Из кислорода (тепловая или электрическая энергия, излучение):



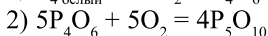
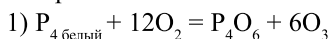
- Из концентрированной серной кислоты и перманганата калия:



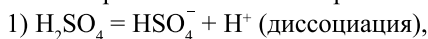
- Действием концентрированной азотной кислоты на персульфат аммония:



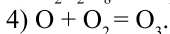
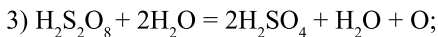
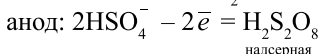
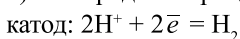
- При окислении влажного белого фосфора кислородом воздуха:



- Электролизом 50%-ной серной кислоты:

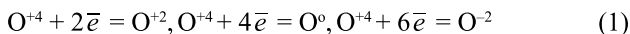


2) электродные процессы:

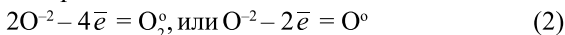


### Окислительно-восстановительные свойства

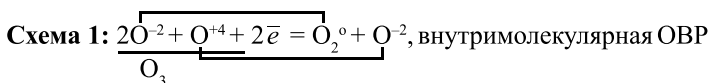
Озон очень сильный окислитель за счет атомной частицы кислорода  $\text{O}^{+4}$ :



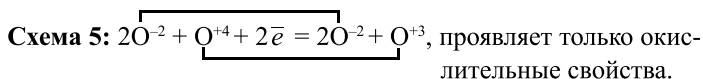
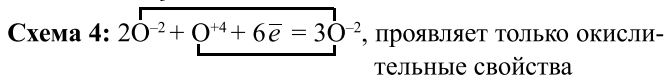
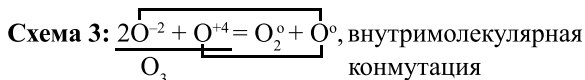
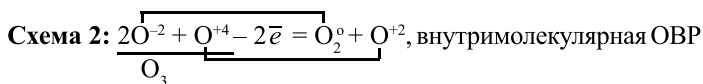
Но он может проявлять и восстановительные свойства за счет атомных частиц кислорода  $\text{O}^{-2}$ :



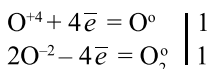
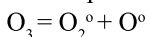
Ниже представлены следующие возможные электронные схемы внутримолекулярного окисления-восстановления и восстановления озона:



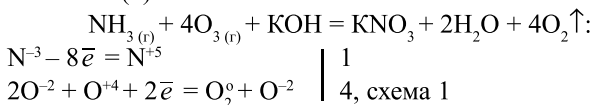




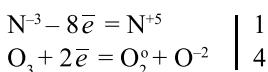
Как уже было отмечено, озон — сильный окислитель за счет атомной частицы кислорода  $\text{O}^{+4}$ , который в соответствии с полуреакцией (1) и схемой (3) дает атомарный кислород:



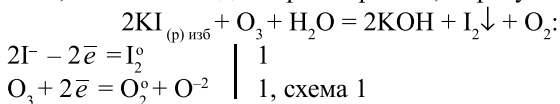
Поэтому большинство окислительно-восстановительных реакций с участием озона можно представить как реакцию с атомарным кислородом, проявляющим сильные окислительные свойства в соответствии с полуреакцией  $\text{O}^0 + 2\bar{e} = \text{O}^{-2}$ , в связи с чем схемы (3) и (1) можно считать сопряженными, т. е. вначале реализуется схема (3), а затем схема (1).



Или можно записать:



Реакция обнаружения озона в воздухе по посинению лакмусовой бумажки, смоченной водным раствором KI, в присутствии крахмала:



Синяя окраска йодокрахмальной бумаги постепенно исчезает, поскольку между йодом и щелочью протекает реакция:



# ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие .....	3
Глава 1. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ .....	4
1. Химия водорода, воды и пероксида водорода .....	4
2. Химия кислорода и озона .....	16
3. Химия галогенов и их соединений .....	25
4. Химия серы и ее соединений .....	40
5. Химия азота и его соединений .....	66
6. Химия фосфора и его соединений .....	95
7. Химия углерода и его соединений . .....	109
8. Химия кремния и его соединений .....	123
9. Химия щелочных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs) . .....	130
10. Химия бериллия, магния и щелочноземельных металлов (Ca, Sr и Ba) . .....	147
11. Химия цинка, кадмия и их соединений .....	160
12. Химия алюминия и его соединений .....	166
13. Химия железа и его соединений .....	172
14. Химия хрома и его соединений .....	184
15. Химия марганца и его соединений .....	198
16. Химия меди, серебра, золота и их соединений . .....	214
17. Качественные реакции катионов, анионов и газов . .....	224
Глава 2. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА КИСЛЫЕ СОЛИ .....	240
Примеры решения конкретных задач .....	245
Глава 3. ХИМИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ .....	253
1. Алканы .....	253
2. Циклоалканы .....	259
3. Алкены .....	261
4. Алкадиены .....	266
5. Алкины .....	269
6. Ароматические углеводороды (арены) .....	273

7. Предельные одноатомные спирты . . . . .	278
8. Многоатомные спирты . . . . .	283
9. Фенолы . . . . .	288
10. Альдегиды . . . . .	291
11. Кетоны . . . . .	296
12. Карбоновые кислоты . . . . .	299
13. Мыла . . . . .	306
14. Простые и сложные эфиры. Жиры . . . . .	308
15. Нитросоединения . . . . .	311
16. Амины . . . . .	312
17. Аминокислоты . . . . .	315
18. Белки . . . . .	318
19. Углеводы . . . . .	320
20. Качественные реакции органических веществ . . . . .	326
Приложение . . . . .	332

**ЕАС**



Учебное издание

**Кочкаров Жамал Ахматович**

# **ХИМИЯ В УРАВНЕНИЯХ РЕАКЦИЙ**

**Учебное пособие**

Ответственный редактор    *О. Морозова*  
Технический редактор        *Г. Логвинова*

Формат 84x108<sup>1</sup>/<sub>32</sub>. Бумага типографская № 2.

Тираж 2500 экз. Заказ №

Издатель и Изготовитель: ООО «Феникс»  
Юр. и факт. адрес: 344011, Россия, Ростовская обл.,  
г. Ростов-на-Дону, ул. Варфоломеева, 150.  
Тел./факс: (863) 261-89-50, 261-89-59.

Изготовлено в России. Дата изготовления: 03.2023.  
Срок годности не ограничен.

Отпечатано в АО «Первая Образцовая типография»  
филиал «УЛЬЯНОВСКИЙ ДОМ ПЕЧАТИ»  
432980, Россия, Ульяновская обл.,  
г. Ульяновск, ул. Гончарова, 14.