

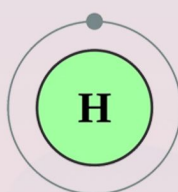
# ВОДОРОД. ВОДА. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА.

## ТИПЫ РЕАКЦИЙ

<b>окислитель + восстановитель (+ среда) - ОВР</b> <b>ПРИМЕРЫ:</b> 1) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 = \text{FeCl}_3$ 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<b>основное + кислотное = соль - основно-кислотные взаимодействия</b> <b>ПРИМЕРЫ:</b> 1) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ 2) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
<b>более сильный ВЫТЕСНЯЕТ более слабого - вытеснение</b> <b>ПРИМЕРЫ:</b> 1) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ 2) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	<b>электролит + электролит (р-р) = газ/осадок/сл.электролит - РИО</b> <b>ПРИМЕРЫ:</b> 1) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{AgI}$

## ВОДОРОД

### ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ



Нахождение: **IA-группа ПС**  
 Электронная формула:  **$1s^1$**   
 Степени окисления: **-1, 0, +1**

#### НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ:



в космосе



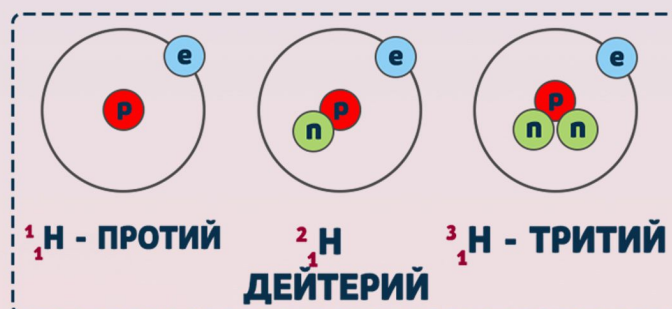
в вулканических газах



неорг. в-ва:  
 $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$



орг. в-ва:  
 нефть, уголь,  
 белки, жиры



#### ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА $\text{H}_2$ :

без цвета, без запаха

легче воздуха

нерастворим в воде

## ПОЛУЧЕНИЕ

Чем отличается получение в лаборатории и в промышленности?

Промышленность, в отличие от лаборатории, отличается:

- + БОЛЬШИМИ объёмами производства
- + более дешёвыми и доступными источниками получения
- + очень часто: наиболее специфичным оборудованием

## В ЛАБОРАТОРИИ

1) Ме до H<sub>2</sub> + кислота-неокислитель



2) Щ/ЩЗ Ме + H<sub>2</sub>O



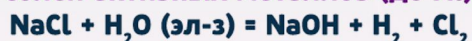
3) Al/Zn/Be + р-р щёлочи



4) Si + щёлочь + H<sub>2</sub>O

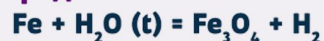


5) эл-з растворов щелочей/кислот/ солей активных металлов (до Al)



## В ПРОМЫШЛЕННОСТИ

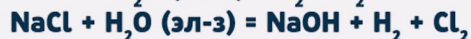
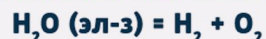
1) Ме средней активности + H<sub>2</sub>O (t)



2) раскалённый уголь + H<sub>2</sub>O (t)



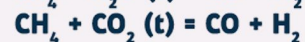
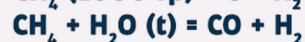
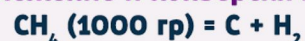
3) эл-з воды/растворов щелочей/кислот/ солей активных металлов (до Al)



4) гидрид Ме + H<sub>2</sub>O



5) разложение и конверсия метана



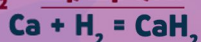
## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Водороду, чтобы обрести счастье, нужно всего-то отдать ОДИН (!!!) электрон, поэтому для него характерна больше отдача электрона, то бишь ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ свойства. Он дико хочет отдать свой-собственный электрон!

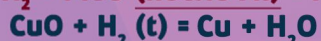
H<sub>2</sub> + неметалл = бинарное соединение



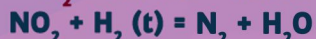
H<sub>2</sub> + Щ/ЩМ/Al = гидрид металла



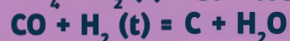
H<sub>2</sub> + MeO (после Al) = Me + H<sub>2</sub>O



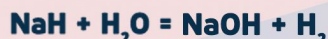
H<sub>2</sub> + неMeO = неMe + H<sub>2</sub>O



H<sub>2</sub> + соль/разл. бинарные соединения



гидриды металлов гидролизуются  
(игра "просто соедини плюстик с минусом")



## ПРИМЕНЕНИЕ

Водород используется для синтеза **HNaI**, для получения **металлов**, а также:



топлива



сварки/резки Ме



маргарина



аммиака



метанола



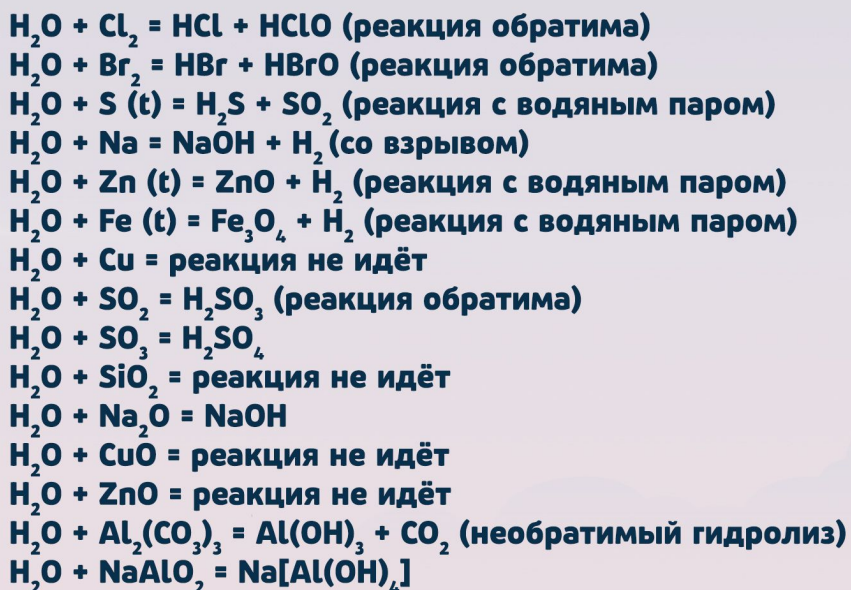
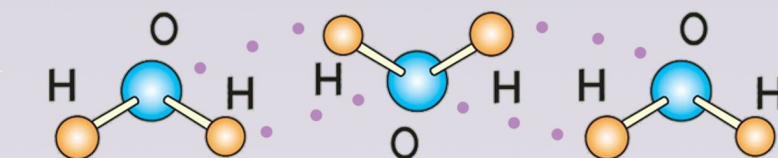
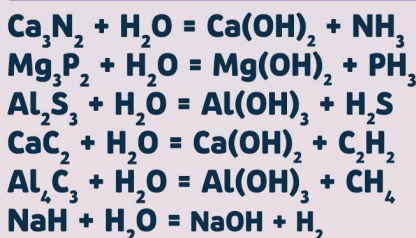
## ОКСИД ВОДОРОДА. ВОДА $H_2O$

бесцветная жидкость

без цвета, без запаха

универсальный растворитель

взаимодействует с некоторыми неметаллами ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $S$ ), с металлами (до  $H_2$ ), основными (щелочными металлами) и кислотными (кроме  $SiO_2$ ) оксидами, некоторыми солями (1. к-е гидролизуются в водном растворе; 2. средними солями с амф. металлами в анионе)



## ПЕРОКСИД ВОДОРОДА. ПЕРЕКИСЬ ВОДОРОДА $H_2O_2$

бесцветная жидкость

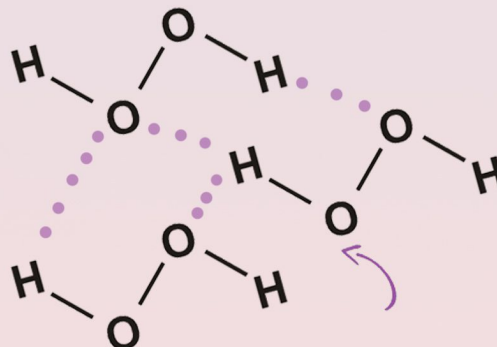
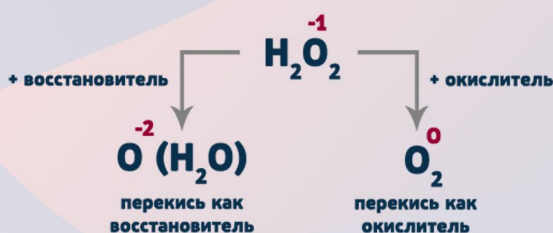
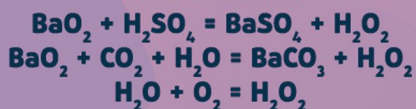
с металлическим вкусом

хорошо растворима в воде, спирте, эфире

концентрированные р-ры взрывоопасны

является очень слабой кислотой

ПОЛУЧЕНИЕ:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

