

# ВОДОРОД



**Составил:  
учитель химии  
МОУ «Средняя общеобразовательная  
школа №92 с углубленным  
изучением отдельных предметов»  
Барсуков Д. Б.**

**г. Кемерово**

Выделение горючего газа при взаимодействии кислот и металлов наблюдали в XVI и XVII веках на заре становления химии как науки. Прямо указывал на выделение его и Михаил Васильевич Ломоносов, но уже определённо сознавая, что это не флогистон. Английский физик и химик Генри Кавендиш в 1766 году исследовал этот газ и назвал его «горючим воздухом». При сжигании «горючий воздух» давал воду, но приверженность Кавендиша теории флогистона помешала ему сделать правильные выводы. Французский химик Антуан Лавуазье совместно с инженером Ж. Менье, используя специальные газометры, в 1783 г. осуществил синтез воды, а затем и её анализ, разложив водяной пар раскалённым железом. Таким образом он установил, что «горючий воздух» входит в состав воды и может быть из неё

# Строение атома водорода



электрон



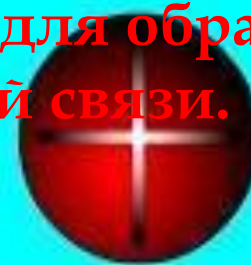
протон



$$A = 1$$

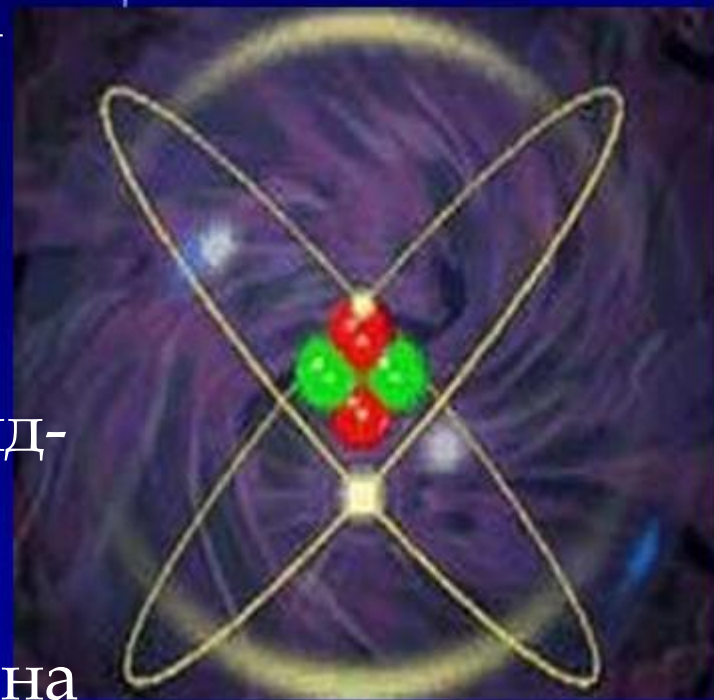
$$Z = 1$$

- Обычный водородный атом (протий) состоит из двух фундаментальных частиц (протона и электрона) и имеет атомную массу 1. Водород сходен со щелочными металлами в том, что все эти элементы способны отдавать электрон атому-акцептору для образования химической связи.



- На электронной орбите атома водорода могут находиться 2 электрона, поэтому водород способен также принимать электрон, образуя отрицательный ион  $H^-$ , гидрид-ион, и это роднит водород с галогенами, для которых характерно принятие электрона с образованием отрицательного галогенид-иона типа  $Cl^-$ .

Дуализм водорода находит отражение в том, что в периодической таблице элементов его располагают в IA подгруппе (щелочные металлы) с одной стороны, а также в VIIA



# Физические свойства

В нормальных условиях водород – бесцветный газ, без запаха и вкуса, очень легкий.

## СВОЙСТВА ОБЫЧНОГО ВОДОРОДА (при 273,16 К, или 0° С)

Атомный номер	1
Атомная масса ${}^1_1\text{H}$	1,00797
Плотность, г/л при нормальном давлении	0,08987
Температура плавления, ° С	-259,14
Температура кипения, ° С	-252,5
Теплоемкость, Дж/(моль·К)	28,8 ( $\text{H}_2$ )
Растворимость	
в воде, объем/100 объемов $\text{H}_2\text{O}$ (при стандартных условиях)	2,148
в бензоле, мл/г (35,2° С, 150,2 атм)	11,77
в аммиаке, мл/г (25° С)	
при 50 атм	4,47
при 1000 атм	79,25
Степени окисления	-1, +1



# Правила обращения

- Водород при смеси с воздухом образует взрывоопасную смесь — так называемый гремучий газ. Наибольшую взрывоопасность этот газ имеет при объёмном отношении водорода и кислорода 2:1, или водорода и воздуха приближённо 2:5, так как в воздухе кислорода содержится примерно 21 %. Также водород пожароопасен. Жидкий водород при попадании на кожу может вызвать сильное обморожение.
- Взрывоопасные концентрации водорода с кислородом возникают от 4 % до 96 % объёмных. При смеси с воздухом от 4 % до 75 (74) % объёмных.

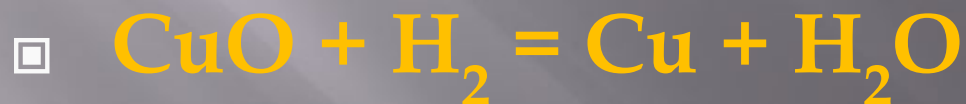
# Химические свойства

- при обычных температурах водород реагирует только с очень активными металлами, например с кальцием, образуя гидрид кальция:  
$$\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$$
- и с единственным неметаллом — фтором, образуя фтороводород:  
$$\text{F}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HF}$$

□ С большинством же металлов и неметаллов водород реагирует при повышенной температуре или при другом воздействии, например при освещении:



□ Он может «отнимать» кислород от некоторых оксидов, например:



□ Записанное уравнение отражает восстановительные свойства водорода.





# Взаимодействие со щелочными и щёлочноземельными металлами

- ▣ При взаимодействии с активными металлами водород образует гидриды:
- ▣  $2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaN}$
- ▣  $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$
- ▣ Гидриды — солеобразные, твёрдые вещества, легко гидролизуются:
- ▣  $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow$

# Получение водорода

## ■ В промышленности

■ 1. Электролиз водных растворов солей:



■ 2. Пропускание паров воды над раскаленным коксом при температуре около  $1000^\circ\text{C}$ :



■ 3. Из природного газа.

■ Конверсия с водяным паром:

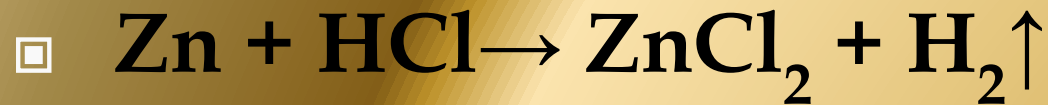


■ Каталитическое окисление кислородом:

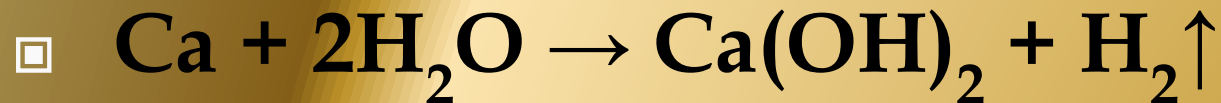


## □ В лаборатории

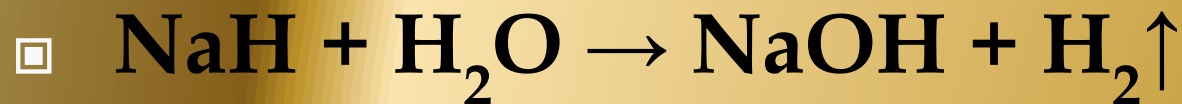
- 1. Действие разбавленных кислот на металлы. Для проведения такой реакции чаще всего используют цинк и разбавленную соляную кислоту:



- 2. Взаимодействие кальция с водой:



- 3. Гидролиз гидридов:



- ▣ 4. Действие щелочей на цинк или алюминий:
- ▣  $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
- ▣  $\text{Zn} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$



# Водород в природе

- Водород — самый распространённый элемент во Вселенной. На его долю приходится около 92 % всех атомов (8 % составляют атомы гелия, доля всех остальных вместе взятых элементов — менее 0,1 %). Таким образом, водород — основная составная часть звёзд и межзвёздного газа. В условиях звёздных температур (например, температура поверхности Солнца  $\sim 6000$  °C) водород существует в виде плазмы, в межзвёздном пространстве этот элемент существует в виде отдельных молекул, атомов и ионов и может образовывать молекулярные облака, значительно различающиеся по размерам, плотности и температуре.

## Домашнее задание

- ▣ Параграф 17,  
упр. 2,3,4  
(письменно)