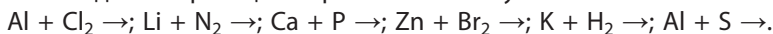


да в земной коре равна 49 %; г) при выплавке чугуна используют воздух, обогащённый кислородом; д) электроотрицательность кислорода меньше, чем фтора; е) кислород в соединениях проявляет степени окисления от -2 до $+2$.

5. Составьте уравнения реакций с участием неметаллов, учитывая, что атомы неметаллов в заданных реакциях проявляют низшую степень окисления:

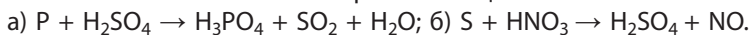


6. Определите массу углерода, необходимого для восстановления железа из оксида железа(III) массой 1 т. Углерод окисляется до высшей степени окисления.

7. Азот имеет очень низкие температуры плавления и кипения -210°C и -196°C , а бор высокие — $\approx 2075^\circ\text{C}$ и $\approx 3800^\circ\text{C}$ соответственно. Дайте объяснение такому различию.

8. Докажите, что фосфор выполняет функцию восстановителя в первой реакции и окислителя — во второй: 1) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$; 2) $\text{P} + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$.

9. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите, окислителем или восстановителем являются простые вещества:



10. Образец газообразного простого вещества неметалла объёмом 1 дм^3 (н. у.) имеет массу 3,17 г. Определите химическую формулу вещества.



§ 29. Водород

Водород как химический элемент

1	Н	1
1	водород	
1s ¹		1,00794

Имея самую малую массу атома, атом водорода ${}^1_1\text{H}$ имеет и самое простое строение: ядро, представляющее собой протон, и один электрон, который размещается на $1s$ -орбитали. Электронная конфигурация ${}^1_1\text{H } 1s^1$, электронно-графическая схема: ${}^1_1\text{H} \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array} 1s$.

Электроотрицательность водорода равна 2,2. Это выше, чем у металлов, кремния, фосфора, но меньше электроотрицательности кислорода и других халькогенов, галогенов. Поэтому для водорода характерны степени окисления -1 , 0 и $+1$, например, LiH^{-1} (гидрид лития), SiH_4^{-1} (силан), CH_4^{+1} (метан), H_2O^{+1} (оксид водорода, вода).

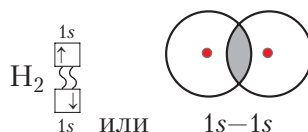
Как вы уже знаете, природный водород состоит из двух стабильных изотопов — ${}^1_1\text{H}$ (протий — 99,98 % от общего числа атомов), ${}^2_1\text{H}$ (дейтерий D — 0,015 %) и радиоактивного ${}^3_1\text{H}$ (третий T — следовые количества) (§ 7, рис. 12).

Водород является самым распространённым элементом во Вселенной. На Земле на долю водорода по массе, считая воду и воздух, приходится около 1 %, а при пересчёте от общего числа атомов — около 17 %. Водород преимущественно находится в связанном состоянии. Он входит в состав воды, нефти, природного газа, живых организмов. В виде простого вещества

водород почти не встречается. Следовые количества его обнаружены в верхних слоях атмосферы, вулканических газах и продуктах разложения бактериями органических веществ в условиях недостатка воздуха.

Водород как простое вещество

Водород как простое вещество состоит из двухатомных молекул H_2 , в которых атомы связаны ковалентной одинарной σ -связью, образующейся при перекрывании $1s$ -орбиталей:



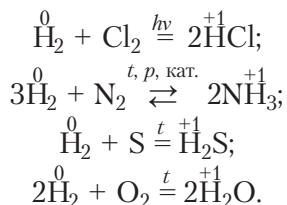
Электронная и графическая формулы молекулы имеют вид: $H:H$ и $H-H$.

Физические свойства. Водород при нормальных условиях — это газ без цвета, запаха и вкуса, плотностью $0,089 \text{ г/дм}^3$. Имеет очень низкие температуры кипения ($-252,6 \text{ }^\circ\text{C}$) и плавления ($-259,2 \text{ }^\circ\text{C}$). Растворимость водорода в воде как полярном растворителе мала, поэтому его можно собирать в сосуд методом вытеснения воды. Водород хорошо растворим во многих металлах (Ni, Pt, Pd и др.).

Химические свойства. Химическая активность водорода при комнатной температуре небольшая, так как высока прочность ковалентной связи в молекуле. В химических реакциях водород может быть как восстановителем (что более характерно), так и окислителем.

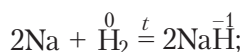
1. Реакции с простыми веществами:

а) реагирует как *восстановитель* с неметаллами, атомы которых имеют по сравнению с водородом более высокую электроотрицательность — галогенами, азотом, серой, кислородом:



Следует отметить, что водород не взаимодействует с фосфором и кремнием;

б) реагирует как *окислитель* со щелочными и щёлочноземельными металлами, образуя гидриды:



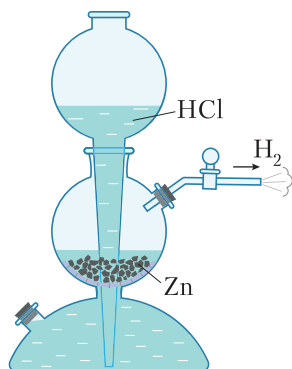
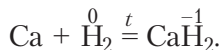
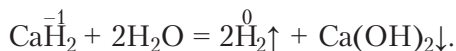


Рис. 63. Аппарат Киппа.
Получение водорода
в лаборатории

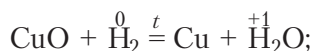
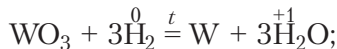


Гидриды легко разлагаются водой с выделением водорода:

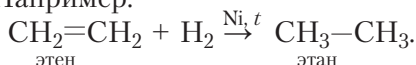


2. Реакции со сложными веществами:

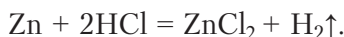
а) взаимодействует с некоторыми оксидами металлов В-групп как восстановитель:



б) реагирует с органическими веществами, содержащими кратные связи (реакция гидрирования) — алкенами, алкинами, диенами, аренами, а также альдегидами. Например:



Получение. Для получения водорода в лаборатории применяют металлы средней активности (цинк, алюминий, железо) и кислоты (хлороводородную или серную):

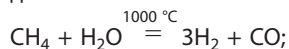


При этом часто используют аппарат Киппа — устройство, позволяющее получать газообразные вещества и регулировать их ток (рис. 63).

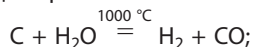


Важнейшими способами получения водорода в промышленности являются:

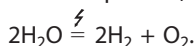
1) взаимодействие паров воды с метаном:



2) взаимодействие паров воды с раскалённым коксом:



3) электролиз воды (в присутствии электролита):



Применение. Одно из важнейших физических свойств водорода — малая плотность, поэтому его используют для наполнения зондов, исследующих верхние слои атмосферы.

В химической промышленности водород используют для получения аммиака NH_3 , хлороводорода HCl , метанола ($\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$), многих металлов из их оксидов, например тугоплавких молибдена и вольфрама. Уже

сейчас работают заводы, на которых для восстановления оксидов железа до металла вместо углерода (кокса) используют водород. Водород находит применение в производстве маргарина из растительных масел.

Реакция горения водорода в кислороде ($2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 484 \text{ кДж}$) используется в ракетных двигателях, выводящих в космос летательные аппараты (рис. 64). Например, мощная космическая ракета «Энергия» потребляет более 2000 тонн топлива, большую часть которого составляют жидкие водород и кислород. В настоящее время начато производство автомобилей, топливом в которых служит водород (рис. 65).

Эту же реакцию применяют и для сварочных работ (рис. 66). При использовании специальных горелок достигают температуры пламени около 4000°C , что позволяет проводить сварочные работы с самыми тугоплавкими материалами.

Учёные разных стран ведут поиски путей замены на водород нефти, газа и угля как топлива. При сгорании последних образуются вещества, загрязняющие и разрушающие окружающую среду (CO_2 , CO , SO_2 и др.), в то время как продуктом сгорания водорода является экологически чистое вещество — вода.

Летучие водородные соединения

Летучие водородные соединения являются веществами молекулярного строения, которые при нормальных условиях представляют собой газы (HCl , NH_3 , H_2S) или жидкости (H_2O , HF) (рис. 67).



Рис. 65. Автозаправка водородом



Рис. 66. Сварка ювелирных изделий кислородно-водородным пламенем

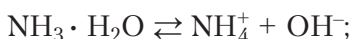


Рис. 64. Старт космической ракеты

Номер периода	Номер группы			
	IVA	VA	VIA	VIIA
2	CH ₄ Метан	NH ₃ Аммиак	H ₂ O Вода	HF Фтороводород
3	SiH ₄ Силан	PH ₃ Фосфин	H ₂ S Сероводород	HCl Хлороводород
4		AsH ₃ Арсин	H ₂ Se Селеноводород	HBr Бромоводород
5			H ₂ Te Теллуrowодород	HI Йодоводород
Общая формула	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR

Рис. 67. Летучие водородные соединения неметаллов

Кислотно-основные свойства водных растворов летучих водородных соединений изменяются в зависимости от положения элемента в периодической системе. Известно, что CH₄ не растворяется в воде, NH₃ образует слабое основание NH₃ · H₂O, раствор HF — слабая, а раствор HCl — сильная кислота:



Значит, кислотные свойства водородных соединений неметаллов *в периоде* и *в группе* усиливаются.

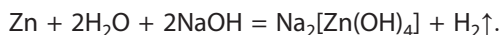
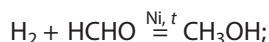
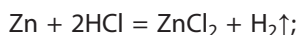
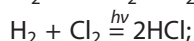
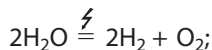
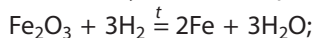
Для атома водорода характерны степени окисления –1, 0, +1. Простое вещество водород может быть как окислителем, так и восстановителем.

Водные растворы летучих водородных соединений могут проявлять свойства кислот, оснований.

Вопросы, задания, задачи

1. Назовите: а) изотопы водорода; б) возможные степени окисления атома водорода; в) группы веществ, с которыми может реагировать водород; г) реагенты для получения водорода в лаборатории.

2. Из предложенного перечня уравнений реакций выпишите те, которые характеризуют: а) свойства водорода; б) способы получения водорода:



3. Заполните таблицу «Применение водорода».

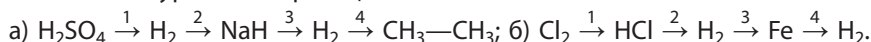
Свойства водорода	Области применения	Уравнение реакции
Реакция с кислородом		
Взаимодействие с азотом		
Взаимодействие с хлором		
Взаимодействие с оксидами тугоплавких металлов		
Гидрирование бензола		

4. Составьте уравнения реакций образования водорода (металлы олово Sn и никель Ni окисляются до степени окисления +2): а) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Sn} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow$; б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Ni} + \text{HCl} \rightarrow$.

5. Определите максимальный объём водорода (н. у.), который может быть получен в аппарате Киппа при загрузке цинка массой 0,39 кг.

6. Сравните: а) состав ядер протия, дейтерия, трития; б) кислотно-основные свойства водных растворов сероводорода и хлороводорода.

7. Составьте уравнения реакций согласно схеме:



8. Определите количество теплоты, выделившейся при сгорании водорода объёмом 1 м³ (н. у.), если термохимическое уравнение реакции имеет вид: $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 484 \text{ кДж}$.

9. К гидриду неизвестного двухвалентного металла массой 1,05 г добавили воду в избытке. При этом выделился водород объёмом 1,12 дм³ (н. у.). Определите металл.

10. В системе установилось равновесие: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Известно, что к этому моменту прореагировало 35 % водорода и образовалось 7 моль аммиака. Определите исходную массу водорода.

*Подготовьте сообщение «Водород — топливо будущего».



§ 29.1



§ 29.2

Лабораторный опыт 4. Испытание индикатором растворов водородных соединений неметаллов

В трёх пронумерованных пробирках находятся водные растворы растворимых в воде летучих водородных соединений азота и хлора, а также дистиллированная вода. С помощью индикатора установите содержимое каждой из пробирок, поясните соответствующими уравнениями диссоциации веществ.

§ 30. Галогены

Галогены как химические элементы

К галогенам относят пять элементов VIIA-группы периодической системы: фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I и астат At.

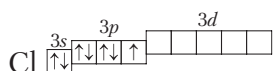
Атомы галогенов содержат по 7 электронов на внешнем электронном слое, общая электронная конфигурация которого ns^2np^5 , то есть галогены являются p -элементами (Приложение 1). Электронно-графические схемы внешнего электронного слоя атомов фтора и хлора выглядят следующим образом:

9	F
7	фтор
2	
$1s^2 2s^2 2p^5$	18,9984
17	Cl
7	хлор
8	
2	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	35,4527
35	Br
7	бром
18	
8	
2	
$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$	79,904
53	I
7	йод
18	
8	
2	
$[\text{Kr}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$	126,90447

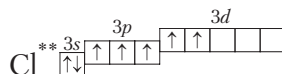


При этом на внешнем электронном слое у атома фтора четыре орбитали, а атомы остальных содержат ещё пять незаполненных d -орбиталей.

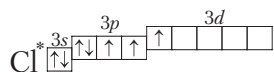
Фтор как самый электроотрицательный элемент в соединениях проявляет только отрицательную степень окисления -1 . Характерные для других элементов степени окисления (-1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$) можно объяснить возможностью распаривания электронов внешнего электронного слоя. В случае атомов хлора это выглядит так:



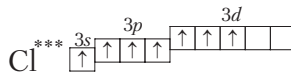
Степени окисления $+1$, -1 , 0



Степень окисления $+5$



Степень окисления $+3$



Степень окисления $+7$