



М. К. Оспанова
К. С. Аухадиева
Т. Г. Белоусова

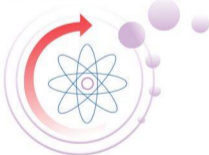
ХИМИЯ

Часть 1

Учебник для 10 классов естественно-математического направления общеобразовательных школ

Утверждено Министерством образования и науки Республики Казахстан

10



Алматы "Мектеп" 2019

УДК 373.167.1

ББК 24.1я72

О-76

Оспанова М.К. и др.

О-76 **Химия.** Учебник для 10 кл. естество-матем. направления общеобразоват. шк. Часть 1 / М. К. Оспанова, К. С. Аулахшева, Т. Г. Белоусова. — Алматы, 2019. Мектеп — 232 с., илл.

ISBN 978—601—07—1121—1

О 4306621596—047 68(1)—19
404(05)—19

УДК 373.167.1

ББК 24.1я72

© Оспанова М.К., Аулахшева К.С.,
Белоусова Т.Г., 2019

© Издательство "Мектеп",
художественное оформление, 2019

Все права защищены

Известные права на издание
принадлежат издательству "Мектеп"

ISBN 978—601—07—1121—1

Глава I
Строение атома

Глава II
Периодичность изменений
свойств элементов и их соединений

Глава III
Химическая связь

Глава IV
Стехиометрия

Глава V
Введение в термодинамику

Глава VI
Кинетика

Глава VII
Химическое равновесие

Глава VIII
Окислительно-восстановительные
реакции

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие учащиеся!

В этом учебном году в разделе “Строение атома” вы начнете более углубленно изучать атомы с точки зрения современной теории строения атома, поймете природу радиоактивности, применение природных изотопов и ядерных реакций.

В главе “Стехиометрия” научитесь и будете развивать навыки решения различных типов задач на стехиометрические законы химии.

В главе “Химическая связь” рассмотрите образование ковалентной связи по обменному и донорно-акцепторному механизмам, а также ее важнейшие характеристики. Поймете электронную природу образования всех типов химической связи (ковалентная, ионная, металлическая, водородная).

В главе “Введение в органическую химию” узнаете о применении нефти и продуктов ее переработки в различной деятельности человека. Изучая закономерности протекания химических реакций, вы узнаете, почему одни реакции идут годами, другие — мгновенно, а некоторые даже со взрывом. Приобретете знания об управлении химическим процессом.

В главе “Окислительно-восстановительные реакции” углубите свои знания о типах химических реакций, поймете, почему одну и ту же реакцию можно охарактеризовать по нескольким признакам. Узнаете, что для снятия копий различных предметов, защиты металлов от коррозии, а также для золочения и лужения применяется процесс электролиза.

В главе “Аналитические методы” вы ознакомились с таким методом, как хроматография, которая применяется в современных исследованиях. Изучение химических элементов, получение и применение их соединений приводятся на примере галогенов и щелочноземельных металлов.

Путеводителям по учебнику будут служить специальные знаки, знакомые вам с 7 класса. Внимательно рассмотрите условные обозначения, приводимые в учебнике, и вспомните, что они означают.

В учебнике особое внимание уделено рубрикам “Знаешь ли ты?”, “Домашний эксперимент”, “Подумай!”, “Это интересно!” и другие, которые помогут вам войти в удивительный мир химии. Вы поймете, что химические знания нужны каждому человеку, потому что они служат ориентиром правильного поведения в окружающем нас мире вещей.

Мы надеемся, что ваша дружба с химией не только окрепнет, но и у вас появится желание в будущем выбрать профессию, связанную с химией.

Желаем вам успехов в овладении химией!

Авторы

Условные обозначения :



— Вопросы и упражнения



— Задачи



— Повышенный уровень



— Дополнительный материал



— Домашний эксперимент



— Запомни!



— Это интересно!



— Самое важное



— топ-10



— Подумай!

СТРОЕНИЕ АТОМА



§1. АТОМ — СЛОЖНАЯ ЧАСТИЦА

Напомним, что слово “атом” переводится с древнегреческого языка как “неделимый”. Так и предполагалось почти до конца XIX века, но в 1897 г. английский физик Д. Томсон открыл электрон, а открытие французским ученым А. Беккерелем явления радиоактивности указывает на сложное строение атома. В 1911 г. Э. Резерфорд предложил так называемую ядерную модель атома.

Согласно этой модели атом состоит из положительно заряженного ядра, которое окружено электронной оболочкой — совокупностью движущихся вокруг ядра электронов. Позже было доказано, что существуют и другие элементарные частицы, такие как протон и нейтрон.

Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов. Протоны и нейтроны вместе носят название нуклоны, т. е. ядерные частицы (от лат. *nucleus* — “ядро”) (рис. 1).

Атомное ядро — сложная положительно заряженная частица, состоящая из нуклонов, связанных между собой ядерными силами. Таким образом, атом представляет собой сложную материальную систему, состоящую из ядра и электронной оболочки (характеристики частиц атомов представлены в табл. 1).

Размер атомов 10^{-8} см, размеры атомных ядер в сто тысяч раз меньше размеров атомов (рис. 2). Атомы очень маленькие — так, лист школьной тетради по толщине содержит сотни тысяч атомов.

Сегодня на уроке:

- поймем физический смысл нуклонов и нуклидов.

Ключевые понятия

- нуклоны
- нуклиды
- изотопы
- изобары
- изотоны

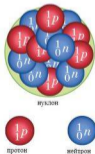


Рис. 1. Состав нуклонов

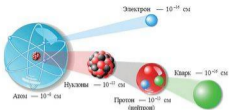


Рис. 2. Размеры частиц материи

Таблица 1

Важнейшие характеристики частицы атома

Характеристика	Электрон	Протон	Нейтрон
Год открытия	1897	1919	1932
Первооткрыватель	Джозеф Джон Томсон	Эрнест Резерфорд	Джеймс Чедвик
Символ	e^-	p^+	n^0
Масса: обозначение значения	$m(e^-)$ $9,108 \cdot 10^{-31}$ кг	$m(p^+)$ $1,673 \cdot 10^{-27}$ кг	$m(n^0)$ $1,675 \cdot 10^{-27}$ кг
Электрический заряд	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл = $-1e$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл = $+1e$	0
Радиус	*	$\approx 10^{-10}$ м	$\approx 10^{-10}$ м

Знаки “-”, “+” и “0” в символах частиц занимают место правого верхнего индекса.

Знаешь ли ты?

Название *электрон* происходит от греч. слова, означающего “ягтарь”. Название *протон* происходит от греч. слова, означающего “первый”. Название *нейтрон* происходит от лат. слова, означающего “ни тот, ни другой” (имеется в виду его электрический заряд).

Число нуклонов в ядре атома элемента равно относительной атомной массе элемента, округленной до целого числа. Например:

- водород $A_r = 1,001$ — это 1 нуклон
- углерод $A_r = 12,011$ — это 12 нуклонов

Общее число нуклонов в ядре называется *массовым числом* и обозначается буквой A . Число *нейтронов* в ядре обозначается буквой N , а число *протонов* — буквой Z . Эти числа связаны между собой простым соотношением:

$$A = Z + N.$$

Знаешь ли ты?

Английскому физику Генри Мозли удалось измерить заряд атомного ядра с помощью рентгеновских лучей. Именно в заряде ядра заключается основное различие между атомными ядрами разных элементов. Г. Мозли назвал заряд ядра *порядковым номером элемента*. Единичные положительные заряды позднее назвали *протонами* (p).

Любой атом в целом *электронейтрален*, а это значит, что число электронов в электронной оболочке атома равно числу протонов в его ядре.

При химических реакциях атомы могут терять часть своих электронов, а могут и присоединять “лишние”. При этом из нейтральных атомов образуются заряженные частицы — *ионы*, но химическая сущность атомов при этом не меняется.

Различные атомы элементов различны не только по числу нейтронов, но также и по числу протонов и электронов ядра, их называют *нуклидами*.

Нуклид (лат. *nucleus* — “ядро” и др.-греч. *νόσος* — “вид, сорти”) — совокупность атомов с определенными значениями заряда ядра Z (числом протонов в ядре) и массового числа A (суммой чисел протонов Z и нейтронов N в ядре).

Например, атом углерода с 12 нуклонами в ядре, атом кобальта с 59 нуклонами и атом урана с 238 нуклонами — это *нуклиды*, т. е. конкретные виды атомов различных элементов. Для обозначения конкретного нуклида применяется специальная символика. Слева от символа химического элемента верхним индексом указывается массовое число, а нижним индексом — заряд ядра (атомный номер элемента) (рис. 3). *Пример*:

$^{12}_6\text{C}$, $^{16}_8\text{O}$, $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{59}_{27}\text{Co}$, $^{238}_{92}\text{U}$, в общем случае — ^A_ZX .

Массовое число нуклида равно числу содержащихся в нем нуклонов (сумме протонов и нейтронов).

Теперь мы можем сформулировать окончательное определение понятия “химический элемент”. **Химический элемент** — совокупность нуклидов с одинаковым зарядом ядра.

Атомный номер элемента — характеристика химического элемента, равная числу протонов в ядре любого нуклида этого элемента.

Если заряд ядра определяется числом протонов, то химическим элементом можно назвать совокупность нуклидов с одинаковым числом протонов. Вспомнив сказанное в начале параграфа, мы можем уточнить один из важнейших химических законов — закон сохранения массы и энергии.



Рис. 3. Нуклиды некоторых элементов

При химических реакциях (и при физических взаимодействиях, не затрагивающих ядра) нуклиды не возникают, не исчезают и не превращаются друг в друга.

Итак, массовое число равно сумме чисел протонов и нейтронов. У нуклидов одного элемента заряд ядра одинаков ($Z = \text{const}$). У нуклидов одного элемента число нейтронов в ядре может быть одинаковым, а может и отличаться, поэтому и массовые числа нуклидов одного элемента могут быть разными. Примеры нуклидов одного элемента с разными массовыми числами — различные устойчивые нуклиды кислорода, характеристики которых приведены в таблице 2.

Таблица 2

Характеристика нуклидов кислорода

A	Z	N
15	8	7
16	8	8
17	8	9

У нуклидов с одинаковыми массовыми числами масса одинакова, а у нуклидов с разными массовыми числами — разная. Отсюда следует, что атомы одного элемента могут отличаться по массе. Таким образом, нуклид — это более широкое понятие, чем изотоп, так как каждый изотоп есть нуклид, но только нуклиды одного элемента являются изотопами. *Изотоп* — совокупность нуклидов одного элемента с разным массовым числом.

Следовательно, у нуклидов одного изотопа одинаковое число протонов (так как это один элемент), одинаковое число нейтронов (так как это один изотоп) и, естественно, одинаковая масса. Такие нуклиды совершенно одинаковы и потому принципиально неразличимы. Нуклиды разных изотопов одного элемента отличаются массовыми числами, т. е. числами нейтронов и массой (табл. 3):

Таблица 3

${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$	${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{37}_{17}\text{Cl}$
Изотопы элемента водорода	Изотопы элемента кислорода	Изотопы элемента хлора

Если нуклиды отличаются массовым числом A , но имеют один и тот же атомный номер Z , то они имеют одинаковую химическую природу, принадлежат одному и тому же элементу и являются *изотопами* этого элемента. Чтобы обозначить конкретный изотоп, к химическому символу элемента приписывают слева вверху число A (табл. 4):

Изотопы водорода

Протий	Деутерий	Тритий
${}^1\text{H}$	${}^2\text{H}$ или D	${}^3\text{H}$ или T
$Z = 1$	$Z = 1$	$Z = 1$
$N = 0$	$N = 1$	$N = 2$
$A = 1$	$A = 2$	$A = 3$

Как видно из таблицы, природный водород существует в виде трех изотопов, причем для деутерия и трития есть даже собственные химические символы. Общее число известных ученым нуклидов приближается к 2000. Из них устойчивы, т. е. существуют в природе, около 300. По происхождению нуклиды (виды атомов и ядер) делятся на *природные* и *искусственные* в зависимости от того, выделены они из природных объектов или синтезированы в лаборатории. По устойчивости, т. е. способности самопроизвольно видоизменяться, нуклиды делятся на *стабильные* и *радиоактивные*.

Элементов в настоящее время, включая искусственно полученные, известно 118. Среди нуклидов выделяют *изобары* — нуклиды с одинаковой массой. Кроме того, различают также *атомы разных элементов, имеющие одинаковое число нейтронов, которые называются изотонами*. Например, ${}^{138}\text{Ba}$ и ${}^{138}\text{Xe}$ — у них по 82 нейтрона в ядре атома. Некоторые элементы имеют по одному природному изотопу, например, Be, F, Na, Al, P, Mn, Co, I, Au и др. Но большинство элементов имеют по два, по три и более устойчивых изотопа. Для описания состава атомных ядер иногда рассчитывают *доли* протонов или нейтронов в этих ядрах. Итак, можно подвести итог. Важными характеристиками химических элементов являются нуклоны, нуклиды, изобары, изотопы, изотоны (табл. 5).

Таблица 5

Сравнение частиц

Название частиц	Пример	Характеристика частицы
1	2	3
Нуклоны	${}^6_3\text{C}$ 6 протонов, 6 нейтронов	Протоны и нейтроны, расположенные в ядре атома
Нуклиды	${}^6_3\text{C}$, ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{80}_{35}\text{Br}$	Атомы (протоны, нейтроны, электроны) разных химических элементов
Изотопы (изотопные нуклиды)	${}^8_1\text{O}$, ${}^7_1\text{O}$	Равновидности одного химического элемента, имеющие один атомный номер (протоны и электроны), но разное число нейтронов и атомную массу

1	2	3
Изобары	$^{14}_6\text{C}$, $^{14}_7\text{N}$ Оба атома имеют атомную массу 14	Атомы разных химических элементов, имеющие равную атомную массу
Изотоны	$^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$ Оба атома имеют по 20 нейтронов	Атомы разных химических элементов, имеющие равное число нейтронов

Знаешь ли ты?

Наибольшее число протонов (десять) имеет элемент олово Sn.



Атом — мельчайшая химически неделимая частица. **Атом** — сложная частица, состоящая из нуклонов (протонов и нейтронов) и электронной оболочки.

Нуклиды — совокупность атомов с определенными значениями заряда ядра и массового числа.

Химический элемент — совокупность нуклидов с одинаковым зарядом ядра. Важными характеристиками химических элементов являются нуклоны, нуклиды, изобары, изотопы, изотоны.

Изотопы — совокупность нуклидов одного элемента с разным массовым числом. **Изобары** — нуклиды с одинаковой массой (независимо от заряда ядра). **Изотоны** — нуклиды разных элементов, но с равным числом нейтронов.

Знаешь ли ты?

Практически вся масса атома сосредоточена в его ядре, так как масса электрона составляет всего лишь 1/1836 части массы протона. Плотность вещества в ядре фантастически велика — порядка 10^{13} — 10^{14} г/см³. Спичечный коробок, наполненный веществом такой плотности, весил бы 2,5 миллиарда тонн!



1. Определите, какую часть от массы атома составит масса его электронов, если в состав атома входят 8 протонов и 8 нейтронов.
2. Определите состав нуклонов элементов с порядковыми номерами: 9, 16, 25, 41, 50, 92, 105.
3. Определите число нейтронов и электронов в следующих атомах: $^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{56}_{26}\text{Fe}$, $^{39}_{19}\text{K}$ и $^{12}_6\text{C}$. Какова доля протонов в ядре каждого из этих атомов?
4. В приведенной ниже таблице описаны некоторые частицы:

Частица	Электроны	Протоны	Нейтроны
1	2	3	4
A	12	12	12
B	12	12	14

1	2	3	4
C	10	12	12
D	10	8	8
E	9	9	10

- а) Какие три частицы являются нейтральными атомами?
 б) Какая частица является анионом? Какой заряд имеет этот ион?
 в) Какая частица является катионом? Какой заряд имеет этот ион?
 г) Какие две частицы являются изотопами?
- Что такое нуклиды?
 - Что такое изобары и изотопы? Приведите примеры.
 - Какова доля нейтронов в ядрах нуклидов ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$, ${}^{28}_{14}\text{Si}$, ${}^{29}_{14}\text{Si}$, ${}^{107}_{47}\text{Ag}$ и ${}^{108}_{47}\text{Ag}$?
 - Массовое число нуклида равно 27. Доля протонов в нем 48,2%. Нуклидом какого элемента является данный нуклид?
 - В ядре нуклида ${}^{12}_Z\text{X}$ доля нейтронов 0,582. Определите Z.
 - Во сколько раз масса атома тяжелого изотопа урана ${}^{238}\text{U}$, содержащего 148 нейтронов в ядре, больше массы атома легкого изотопа урана, содержащего в ядре 135 нейтронов?
 - Изотопами каких элементов являются нуклиды, содержащие в ядре:

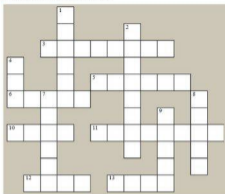
нейтронов	5	16	4	1	60	2	146	0
протонов	5	15	3	1	47	1	92	1

Запишите символы этих нуклидов.

- Определите число протонов, нейтронов и электронов: у изотопов ${}^{21}_{11}\text{X}$ и ${}^{34}_{16}\text{X}$; у изобаров ${}^{21}_{11}\text{Y}$ и ${}^{21}_{11}\text{Z}$. Назовите эти элементы.
- Соотнесите:

	Атом кислорода	Число протонов: 10 Число электронов: 10 Заряд: 0
	Атом неона	Число протонов: 8 Число электронов: 10 Заряд: -2
	Анион кислорода	Число протонов: 8 Число электронов: 8 Заряд: 0

Кроссворд "Химические элементы"



По вертикали:

1. Химический элемент, имеющий 26 протонов.
2. Область наиболее вероятного местонахождения электрона в атоме.
4. Максимальное число электронов, находящихся на втором энергетическом уровне.
7. Разновидность атомов (и ядер) какого-либо химического элемента, которые имеют одинаковый атомный (порядковый) номер, но при этом разные массовые числа.
8. Инертный газ, используемый для заполнения дирижаблей.
9. C_2H_2 — название вещества.

По горизонтали:

3. Частица, имеющая отрицательный заряд в атоме.
5. Изотоп водорода.
6. Отрицательно заряженный ион.
10. Электронейтральная частица.
11. Наименьшая частица вещества, обуславливающая его свойства.
12. Вращение электронов по своей оси.
13. благородный газ, применяемый для заполнения рекламных ламп.

§ 2. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ТЕМУ: "ВЫЧИСЛЕНИЕ СРЕДНЕЙ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ АТОМНОЙ МАССЫ"

Сегодня на уроке:

- рассмотрим количественные характеристики атомов и химических элементов.

Масса атома (m_a) сосредоточена прежде всего в ядре. Ее можно измерять в килограммах, но это очень неудобно. Например, масса самого легкого атома — атома водорода — равна $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, и даже масса самого тяжелого

- абсолютная масса атома
- относительная масса атома
- изотопный состав

из существующих на Земле атомов — атома урана — равна всего лишь $3,952 \cdot 10^{-25}$ кг. Даже используя самую маленькую десятичную долю грамма — аттограмм (аг), мы получим значение массы атома водорода $m_0(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-27}$ аг. Действительно неудобно, поэтому в качестве единицы измерений массы атомов используется специальная атомная единица массы, для которой знаменитый американский химик Лайнус Полинг (1901—1994) предложил название *дальтон*.

Атомная единица массы с точностью, достаточной в химии, равна массе любого нуклона и близка к массе атома водорода, ядро которого состоит из одного протона. Из соображений удобства измерений атомная единица массы определяется через массу нуклида самого распространенного изотопа углерода.

Дальтон (атомная единица массы) — $\frac{1}{12}$ часть массы нуклида ^{12}C .

Обозначение атомной единицы массы — а. е. м., или Дн (Дальтон). $1 \text{ Дн} = 1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.

Если массу атома измеряют в дальтонах, то по традиции она называется не *масса атома*, а *атомная масса*. Масса атома и атомная масса — одна и та же физическая величина, и так как речь идет о массе одного атома (нуклида), то ее называют *атомной массой нуклида*.

Атомная масса нуклида — *масса нуклида, выраженная в дальтонах*.

Обозначается атомная масса нуклида буквами A_i с указанием символа нуклида, например: $A_i(^{16}\text{O})$ — атомная масса нуклида ^{16}O ; $A_i(^{35}\text{Cl})$ — атомная масса нуклида ^{35}Cl ; $A_i(^{27}\text{Al})$ — атомная масса нуклида ^{27}Al .

Если у элемента есть несколько изотопов, то этот элемент состоит из нуклидов с разной массой. В природе изотопный состав элементов обычно постоянен, поэтому для каждого элемента можно посчитать *среднюю массу атомов* этого элемента (\bar{m}_0):

$$\bar{m}_0 = \sum_{i=1}^n D_i \cdot m_0(i) = D_1 \cdot m_0(1) + D_2 \cdot m_0(2) + \dots + D_n \cdot m_0(n),$$

где D_1, D_2, \dots, D_i — доля 1-го, 2-го, ..., i -го изотопа; $m_0(1), m_0(2), \dots, m_0(i)$ — масса нуклида 1-го, 2-го, ..., i -го изотопа; n — общее число изотопов данного элемента. Если среднюю массу атомов элемента измеряют в дальтонах, то в этом случае ее называют *атомной массой элемента*.

Атомная масса элемента — *средняя масса атомов элемента в природной смеси изотопов этого элемента, выраженная в атомных единицах массы (дальтонах)*.

Знаешь ли ты?

Алмаз состоит из элемента углерода. Если бы удалось приготовить два совершенно одинаковых бриллианта из углерода с массовым числом 12 и углерода с массовым числом 13, то оба кристалла в химическом отношении были бы одинаки и тем же элементом — углеродом (заряд ядра +6), но их масса была бы немного разной. Правда, стоимость бриллиантов из чистого углерода с массовым числом 12 и 13 была бы во много раз выше, чем у обычных. Дело в том, что разделить изотопы чрезвычайно трудно из-за того, что их химические и физические свойства очень близки.

Обозначается атомная масса элемента так же, как и атомная масса нуклида, буквой A_r , но в скобках указывается не символ нуклида, а символ соответствующего элемента, например:

$A_r(\text{O})$ — атомная масса кислорода;

$A_r(\text{Cl})$ — атомная масса хлора;

$A_r(\text{Al})$ — атомная масса алюминия.

Так как атомная масса элемента и средняя масса атома этого элемента одна и та же физическая величина, выраженная в разных единицах измерений, то и формула вычисления атомной массы элемента аналогична формуле вычисления средней массы атомов этого элемента:

$$A_r = \sum_{i=1}^n D_i \cdot A_r(i) = D_1 \cdot A_r(1) + D_2 \cdot A_r(2) + \dots + D_n \cdot A_r(n),$$

где D_1, D_2, \dots, D_n — доля 1-го, 2-го, ..., i -го изотопа; $A_r(1), A_r(2), \dots, A_r(i)$ — атомная масса 1-го, 2-го, ..., i -го изотопа; n — общее число изотопов данного элемента.



Массу атома можно выразить как абсолютную (в кг, г) или относительную величину (а. е. м / Дн). Любой элемент периодической системы имеет значение атомной массы как средневзвешенное содержание существующих изотопных нуклидов.

Примеры решения задач вычисления средней относительной атомной массы

Задача 1. Хлор имеет два изотопа ^{35}Cl (75,5%) и ^{37}Cl (24,5%). Чему равна его относительная атомная масса? Каково значение абсолютной атомной массы хлора?

Решение. Относительная атомная масса хлора равна:

$$A_r(\text{Cl}) = 0,755 \cdot m(^{35}\text{Cl}) + 0,245 \cdot m(^{37}\text{Cl}) = 35,5.$$

Из определения относительной атомной массы следует, что средняя абсолютная масса атома равна относительной атомной массе, умноженной на а. е. м. ∴

$$m(\text{Cl}) = 35,5 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} = 5,89 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Задача 2. Массовые доли изотопов ^{24}Mg , ^{25}Mg и ^{26}Mg составляют соответственно 79,7%; 9,8% и 10,5%. Рассчитайте среднюю относительную атомную массу магния.

Решение. Средняя относительная атомная масса магния рассчитывается суммированием произведений массовых долей каждого изотопа на его массовое число:

$$A_r = 0,797 \cdot 24 + 0,098 \cdot 25 + 0,105 \cdot 26 = 19,128 + 2,450 + 2,730 = 24,308.$$

Полученная величина близка к приводимому в периодической таблице элементов значению атомной массы магния (24,305).

Задача 3. Атомная масса меди — 64,546 Дн. В природе встречаются ^{63}Cu и ^{65}Cu . Определите, во сколько раз тяжелого изотопа меди больше в массовых долях, чем легкого.

Решение. Для решения задачи нам необходимо определить массовую долю каждого изотопа меди.

Пусть изотопа 63 — x мольных долей, а 65 — $(1-x)$ мольных долей:

$$64,546 = x \cdot 63 + (1-x) \cdot 65,$$

найдем $x = 0,227$ (изотоп 63), значит второго — 0,773. Следовательно, тяжелого больше, чем легкого: $\frac{0,773}{0,227} = 3,4$ (раза).



- Какова доля атомов водорода в молекуле воды? На этом примере докажите, что "доля не зависит от порции", т. е., что доля атомов водорода в любой порции воды равна доле атомов водорода в одной молекуле этого вещества.
- Какова доля: а) атомов кислорода в оксиде азота N_2O_5 ; б) атомов серы в серной кислоте?
- Принимая атомную массу нуклида численно равную массовому числу, рассчитайте атомную массу бора, если природная смесь изотопов бора содержит 19% изотопа ^{10}B и 81% изотопа ^{11}B .
- Принимая атомную массу нуклида, численно равную массовому числу, рассчитайте атомные массы следующих элементов, если доли их изотопов в природной смеси (изотопный состав) составляют:
 а) ^{24}Mg — 0,796; ^{25}Mg — 0,091; ^{26}Mg — 0,113;
 б) ^{28}Si — 92,2%; ^{29}Si — 4,7%; ^{30}Si — 3,1%.
 в) ^{63}Cu — 0,691; ^{65}Cu — 0,309;
- Определите изотопный состав природного таллия (в долях соответствующих изотопов), если в природе встречаются изотопы таллий-207 и таллий-203, а атомная масса таллия равна 204,37 Дн.
- Природный аргон состоит из трех изотопов. Доля нуклидов ^{36}Ar составляет 0,34%. Атомная масса аргона — 39,948 Дн. Определите, в каком соотношении встречаются в природе ^{36}Ar и ^{40}Ar .
- Природный магний состоит из трех изотопов. Атомная масса магния — 24,305 Дн. Доля изотопа ^{24}Mg — 9,1%. Определите доли остальных двух изотопов магния с массовыми числами 24 и 26.
- В земной коре (атмосфере, гидросфере и литосфере) атомы лития-7 встречаются примерно в 12,5 раза чаще, чем атомы лития-6. Определите атомную массу лития.

9. Атомная масса рубидия — 85,468 д.в. В природе встречаются ^{85}Rb и ^{87}Rb . Определите, во сколько раз легкого изотопа рубидия больше, чем тяжелого.
10. Природное серебро содержит два изотопа ^{107}Ag и ^{109}Ag . Относительная атомная масса серебра равна 107,8682. Рассчитайте массовые доли (в %) изотопов ^{107}Ag и ^{109}Ag в природном серебре.

§ 3. РАДИОАКТИВНОСТЬ

Сегодня на уроке:

- поймем природу радиоактивности и причину распада изотопов;
- научимся определять устойчивость изотопов.

Ключевые понятия

- радиоактивность
- α -, β -, β^+ -, γ -излучения
- позитронный распад
- электронный захват

Французский физик, ученый Анри Беккерель обнаружил, что природный минерал, содержащий соль урана, тоже испускает невидимое излучение, засвечивая фотопластины, закрытые от света. Это явление было названо **радиоактивностью**. Данный термин ввела М. Склодовская-Кюри.

Самостоятельное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента, при котором происходит испускание элементарных частиц, называется радиоактивностью.

Различают три основных вида радиоактивных лучей (рис. 4):

— **α -лучи**, которые состоят из α -частиц, имеющих заряд в 2 раза больше заряда электрона,

но с положительным знаком, и массу в 4 раза больше массы атома водорода;

— **β -лучи** представляют собой поток электронов;

— **γ -лучи** — это электромагнитные волны с ничтожно малой массой и не несущие электрического заряда.

Они названы так по трем первым буквам греческого алфавита. Кроме того, есть два менее распространенных вида радиоактивного распада:

- испускание позитронов;
- захват электронов.

Вначале ядро испускает *альфа* или *бета*-лучи, а если оно все еще остается нестабильным, ядро испускает и *гамма*-лучи. *Бета*-частицы — это электроны с очень большой энергией. Они возникают при распаде нейтрона. *Альфа*-частицы состоят из двух протонов и двух нейтронов. Точно такой же состав имеет ядро атома гелия. Ученые полагают, что гелий

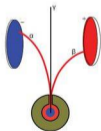


Рис. 4. Расщепление радиоактивного излучения в электрическом поле

на Земле есть продукт естественной радиоактивности. Альфа-частицы движутся медленно, и слой вещества более толстый, чем лист бумаги, задерживает их. Альфа-частица пролетает менее 10 см, и лист плотной бумаги задержит ее. Бета-частицы — это электроны с очень большой энергией. Они возникают при распаде нейтронов. Бета-частица пролетает в воздухе около 1 м. Задержать ее может лист меди толщиной 1 мм. Гамма-лучи — это электромагнитное излучение большой энергии, распространяющейся со скоростью света. Бета-частица пролетает в воздухе около 1 м, задержать ее может лист меди толщиной 1 м. Интенсивность гамма-лучей спадает наполовину при прохождении через слой свинца в 13 м или слой воздуха в 120 м (рис. 5, табл. 6).

Таблица 6

Характеристика излучений радиоактивности

Излучение	Обозначение	Заряд	Масса (а.е.м.)	Характеристика
α -лучи	${}^4_2\text{He}$	0	4	излучаются: два протона и два нейтрона проникающая способность: низкая облучение от источника: до 10 м скорость излучения: 20 000 км/с биологическое действие радиации: высокое
β -лучи	e^- e^+	-1 +1	0	излучаются: электроны или позитроны проникающая способность: средняя облучение от источника: до 20 м скорость излучения: 300 000 км/с биологическое действие радиации: среднее
γ -лучи	γ	0	0	излучаются: энергия в виде фотонов проникающая способность: высокая облучение от источника: до сотен метров скорость излучения: 300 000 км/с биологическое действие радиации: низкое

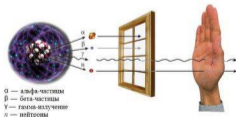


Рис. 5. Интенсивность альфа-, бета-, гамма-лучей при прохождении через разные препятствия

• *позитронным распадом* (позитрон — частица с элементарным положительным зарядом и массой электрона ${}_{+1}^0\beta$), в результате которого один протон превращается в нейтрон, а заряд ядра уменьшается на единицу (массовое число атома остается постоянным):



• *электронным захватом* (К-захватом), при котором электрон ближайшего к ядру К-слоя захватывается ядром, при этом протон ядра превращается в нейтрон. Заряд ядра при этом уменьшается на единицу, а массовое число не изменяется:



Ученые установили, что все химические элементы, в ядре которых **более 84 протонов** (под этим порядковым номером в таблице находится полоний — Po), являются **нестабильными** и время от времени подвергаются радиоактивному распаду. Однако существуют изотопы, в ядре которых меньше 84 протонов, но они также являются радиоактивными. Дело в том, что о стабильности изотопа можно судить по соотношению количества протонов и нейтронов атома. *Изотоп будет нестабилен, если разность между количеством протонов и нейтронов велика (много протонов и мало нейтронов либо мало протонов и много нейтронов). Изотоп элемента будет устойчивым, если количество нейтронов и протонов в его атоме примерно равно.* Устойчивость атомного ядра зависит от отношения числа нейтронов к числу протонов, а также четности или нечетности их числа, при этом ядра с четными числами протонов и нейтронов, как правило, устойчивее ядер с нечетными числами нуклонов (табл. 7).

Таблица 7

Число устойчивых изотопов с разными числами нуклонов

Число устойчивых изотопов	Число протонов	Число нейтронов
157	четное	четное
52	четное	нечетное
50	нечетное	четное
5	нечетное	нечетное

Скорость распада радиоактивных нуклидов характеризуется периодом полураспада. *Время, необходимое для распада половины атомов в статистической выборке определенного химического элемента, называется периодом полураспада изотопа и обозначается символом $T_{1/2}$.*

$$N = N_0/2^n.$$

Период полураспада необходимо знать для того, чтобы определить время, когда радиоактивный элемент станет безопасен — это произойдет, когда его радиоактивность упадет настолько, что ее нельзя будет обнаружить, т. е. через 10 периодов полураспада.

Ниже в таблице 8 приведены данные периода полураспада для некоторых радиоактивных изотопов:

Таблица 8

Изотоп	Период полураспада	Безопасный период
Криптон-94	1,4 секунды	14 секунд
Радон-222	3,8 суток	38 суток
Полоний-131	8 суток	80 суток
Кобальт-60	5,2 года	52 года
Водород-3	12,3 года	123 года
Углерод-14	5730 лет	57 300 лет
Уран-235	4,5 млрд. лет	45 млрд. лет
Резиум-187	70 млрд. лет	700 млрд. лет

Содержание изотопов ряда элементов в природе не является постоянным, оно отличается для различных геологических образцов. Для таких элементов величины A , не могут быть приведены с высокой степенью точности. Если элемент имеет один стабильный изотоп, его относительная атомная масса приведена в периодической системе с точностью пяти или шестизначных цифр.



Самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента, при котором происходит испускание элементарных частиц, называется *радиоактивностью*. Устойчивость атомного ядра зависит от отношения числа нейтронов к числу протонов. Скорость распада радиоактивных нуклидов характеризуется периодом полураспада атома.



1. Что такое *радиоактивность*?
2. Какие виды радиоактивного излучения вы знаете?
3. Заполните таблицу:

Излучение	Заряд	Проникающая способность	Проникающая способность (примеры)	Природа
α				
β				
γ				

4. Что такое *устойчивые* и *неустойчивые* изотопы?
5. Как определяют *устойчивость* изотопов?
6. Что такое *период полураспада* изотопа? Каково его значение?

7. Определите устойчивость следующих нуклидов: ^{89}Sr , ^{90}Sr , ^{91}Y , ^{90}Zr , ^{100}Ru , ^{106}Ru , ^{121}I , ^{137}Cs , ^{140}Ba , ^{140}Ce , ^{144}Ce .
8. Определите устойчивость природных изотопов: ^{232}Th , ^{232}Th , ^{234}U , ^{238}U , ^{235}U , ^{239}Pu .
9. В табачном дыме в небольших количествах содержится радиоактивный полоний Po^{210} . От пачки сигарет курящий человек получает дозу радиоактивного облучения, превышающую норму в 4—5 раз. В первую очередь он поражает горло и легкие, а распадаясь, образует Pb , накапливающийся в печени. Составьте уравнение реакции:



10. Сопоставив положительные и отрицательные аспекты явления радиоактивности, вы сможете ответить на вопрос: "Что для нас радиоактивность: польза или вред?" Заполните столбики таблицы примерами.

Польза	Вред

11. Всего с момента начала эксплуатации атомных станций в 14 странах мира произошло более 150 инцидентов и аварий различной степени сложности. Перечислите последствия аварий на атомных электростанциях (не менее четырех), приведите примеры.
12. В 2013 г. Казахстан был ведущим производителем радиоактивного элемента — урана. Уран используется на атомных электростанциях для выработки электроэнергии. Сформулируйте определение понятия "атомная энергия". Приведите по два примера преимуществ и недостатков использования ядерной энергии по сравнению с другими видами топлива.
13. Назовите основные предпосылки (не менее трех) создания основ и развития атомной энергетической отрасли Республики Казахстан. Для того чтобы ответить на этот вопрос, воспользуйтесь дополнительными источниками.

- 1. Период полураспада ядер изотопа йода $^{131}_{53}\text{I}$ — 8 суток. Сколько радиоактивных ядер этого изотопа останется в образце через 80 суток, если начальное количество радиоактивных ядер равно 10^9 ?
- 2. Масса радиоактивного изотопа серебра уменьшилась в 8 раз за 810 суток. Определите период полураспада радиоактивного серебра.
- 3. Активность радиоактивного элемента уменьшилась в 4 раза за 8 дней. Каков период полураспада?

§ 4. ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ

Сегодня на уроке:

- поймем сущность ядерных реакций и научимся составлять их уравнения.

Ключевые понятия

- ядерные реакции
- уравнения ядерных реакций

В результате химических реакций исходные вещества превращаются в другие, при этом атомы не изменяются. При ядерных реакциях изменения претерпевают ядра, т. е. одни превращаются в другие.

В 30-х годах прошлого столетия ученые начали пытаться управлять ядерными реакциями. В результате бомбардирования (обычно нейтроном) ядро атома тяжелого элемента делится на два более легких ядра. Например:



При помощи подобных ядерных превращений ученые научились получать искусственные изотопы, которые не встречаются в природе. Первая ядерная реакция была осуществлена Резерфордом в 1919 г. бомбардировкой ядер атомов азота α -частицами:



В настоящее время, чтобы осуществить искусственные превращения, чаще всего используют протоны или нейтроны:



Ядерные реакции — это превращения атомных ядер в результате их взаимодействия друг с другом и с элементарными частицами. Суть ядерной реакции схематически можно выразить так:



Самопроизвольные ядерные превращения (радиоактивный распад) сопровождаются (правило смещения (К. Фаянс, Ф. Содди, 1913 г.):

- *испусканием α -частицы* (${}_2^4\text{He}$), при котором массовое число изотопа уменьшается на 4 единицы, а заряд ядра — на 2:



- *β -распадом*, при котором ядро испускает электрон (β -частицу) за счет превращения одного нейтрона ядра в протон (часть энергии выделяется в этом процессе также в виде антинейтрино); массовое число химического элемента при этом не изменяется, а заряд его ядра увеличивается на единицу:



- *γ -излучением*, при котором массовое число элемента не изменяется, однако энергия его ядра уменьшается; γ -активными излучателями являются изотопы ${}^{60}\text{Co}$, ${}^{137}\text{Cs}$ и ${}^{228}\text{Ra}$;

- *позитронным распадом* (позитрон — частица с элементарным положительным зарядом и массой электрона ${}_{-1}^0\beta$), в результате которого один протон превращается в нейтрон, а заряд ядра уменьшается на единицу (массовое число атома остается постоянным):



* *электронным захватом* (К-захватом), при котором электрон ближайшего к ядру К-слоя захватывается ядром, а протон ядра превращается в нейтрон. Заряд ядра при этом уменьшается на единицу, а массовое число не изменяется:



(в результате перехода внешнего электрона на вакантную орбиталь К-слоя выделяется энергия в виде рентгеновского излучения).

Ядерная реакция считается *сбалансированной*, если сумма атомных номеров элементов в левой части выражения будет равна сумме атомных номеров элементов, полученных после реакции. Это же условие должно соблюдаться и для сумм массовых чисел.

Предположим, что происходит ядерная реакция: изотоп хлора (хлор-35) бомбардируется нейтроном с образованием изотопа водорода (водород-1):



В ядерных реакциях суммарные значения массовых чисел и зарядов ядер реагентов и продуктов всегда одинаковы. Написание ядерных реакций основано на законах сохранения массы и энергии.

Какой X-элемент будет находиться в правой части уравнения реакции?

Исходя из баланса масс ядерной реакции атомный номер неизвестного элемента будет равен 16. В периодической таблице под этим номером находится элемент серы (S). Следовательно, можно сказать, что в результате нашей ядерной реакции при бомбардировке изотопа хлора (хлор-35) нейтроном получается изотоп водорода (водород-1) и изотоп серы (сера-35).



С помощью ядерных реакций получают *радиоактивные изотопы*. Их известно около 1500, они получены для всех химических элементов. Элементы, состоящие только из радиоактивных изотопов, называются *радиоактивными*. Это элементы с порядковыми номерами 43, 61 и 84—118.

Знаешь ли ты?

При распаде $1\text{г } {}^{235}\text{U}$ выделяется $7,5 \cdot 10^7$ кДж, это количество энергии больше, чем выделяется при сгорании 2 т каменного угля.

Ядерные реакции в природе. Ядерные реакции возникают при очень высоких температурах, которые можно встретить либо в недрах звезд, либо в звездных атмосферах. Для того чтобы слились два ядра, необ-

**Мария Склодовская-Кюри
(1867—1934)**

Французский физик и химик, одна из создателей учения о радиоактивности, иностранный член-корреспондент Петербургской АН (1907) и почетный член АН СССР (1926). Полячка по происхождению, с 1891 г. жила и работала во Франции. Обнаружила радиоактивность тория (1898). Совместно с мужем — Пьером Кюри — открыла полоний и радий. Ввела термин *радиоактивность*. Обладательница Нобелевской премии по физике в 1903 г. за исследования радиоактивности (совместно с Пьером Кюри и Антуаном Анри Беккерелем) и в 1911 г. (совместно с А. Деберном) за открытие металлического радия, исследование его свойств. Разработала методы радиоактивных измерений, впервые применила радиоактивное излучение в медицинских целях.



ходимо, чтобы они подошли друг к другу очень близко. При обычных значениях температуры на Земле два положительно заряженных ядра отталкиваются друг от друга настолько сильно, что синтез произойти не может. При очень больших температурах ядра с большой кинетической энергией двигаются намного быстрее, чем данный энергетический барьер отталкивания может быть преодолен.

Как только ядра подойдут друг к другу достаточно близко, в дело вступают мощные силы ядерного взаимодействия, которые удерживают в ядре вместе протоны и нейтроны, и ядра объединяются, образуя более тяжелые.

Все элементы, встречающиеся в природе, включая и те, что находятся в нашем организме, рождены в результате термоядерных реакций на звездах.

Знаешь ли ты?

При ядерных реакциях выделяется энергии примерно в 106 раз больше, чем при химических реакциях.

В результате реакций ядерного синтеза, протекающих в газовых облаках звезд, образуются новые элементы. Например, когда во время реакции ядерного синтеза сливаются два ядра атома водорода, они превращаются в гелий. Высвобожденная энергия вызывает при этом свечение газового облака. Синтез является основным процессом в центре звезд, где температура достигает сотен миллионов градусов (рис. 6).

Ниже приведены два примера ядерных реакций, протекающих на Солнце. В них участвуют три изотопа водорода:



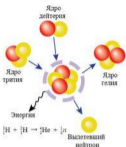


Рис. 6. Реакция ядерного синтеза

В звездах другого типа протекают термоядерные реакции гелия с образующимся углеродом, кислородом, неона, магния, серы, аргона, кальция и т. д.

♦ Казахстан занимает третье место в мире по запасам урана и первое — по его добыче. Запасы урана в стране оценены в 900 тысяч тонн. Основные залежи находятся на юге Казахстана (Туркестанская и Кызылординская области), на западе в Мангыстау, на севере Казахстана (месторождение Селенбай).

Сейчас рассматривается вопрос о строительстве новой атомной электростанции мощностью 600 МВт в г. Актау и мощностью 1900 МВт близ озера Балкш. В стране эксплуатируется около 5 последовательных ядерных реакторов.



Ядерные реакции — это превращения атомных ядер в результате их взаимодействия друг с другом и с элементарными частицами. В ядерных реакциях суммарные значения массовых чисел и заряда ядер реагентов и продуктов всегда одинаковы. Написание ядерных реакций основано на законах сохранения массы и энергии.

Составление уравнений ядерных реакций

Пример 1. Допишите уравнение ядерной реакции:

$${}^{53}_{24}\text{Cr} + n \rightarrow {}^{52}_{23}\text{V} + \dots$$

Решение. Чтобы определить пропущенное, воспользуемся правилами составления ядерных реакций и законом сохранения массы веществ. Кроме того, заряды всех частиц в левой и правой частях уравнения должны быть равны. В левой части уравнения сумма цифр внизу равна 24, справа 23, следовательно, в пропущенной частице цифра 1. Сумма цифр сверху 53, справа 52. Следовательно, в пропущенной частице 1. Поэтому пропущенной частицей является: ${}^1_1\text{p}$.

Пример 2. Определите продукты радиоактивного распада X, Y и Z:



Решение. При α -распаде ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ массовое его число A уменьшается на четыре единицы и становится равным $A_X = 226 - 4 = 222$. Заряд ядра при этом уменьшается на две единицы и оказывается равным

$Z_x = 88 - 2 = 86$. Таким образом, первый распад приводит к образованию изотопа радона ${}^{222}_{86}\text{Ra}$. Продукт α -распада радона определяем аналогичным образом: $A_y = 222 - 4 = 218$, $Z_y = 86 - 2 = 84$. В результате второго распада получаем изотоп полония ${}^{218}_{84}\text{Po}$; β -распад полония не изменяет массовое число элемента, однако увеличивает на единицу заряд его ядра: $Z_z = 84 + 1 = 85$. Конечным продуктом данной цепочки распадов станет элемент с номером 85, т. е. астат (${}^{218}_{85}\text{At}$). Окончательная схема ядерных превращений будет иметь вид:



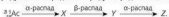
Знаешь ли ты?

Радионуклидность широко используется для определения утечки жидких веществ: в производстве шахт — для определения утечки из накопительных баков и трубопроводов; в строительстве — для определения утечки из подземных водопроводов; в нефтедобывающей промышленности — для определения утечки в нефтепроводах и т. д. Во всех подобных случаях в контролируемую жидкость добавляют короткоживущие изотопы. Резкое увеличение уровня излучения с поверхности указывает место утечки жидкости.



- Какие реакции называются ядерными?
- Приведены следующие ядерные реакции, определите в них неизвестные элементы:
 - ${}^9_4\text{F} + {}^1_1\text{p} = X + {}^9_3\text{Y}$
 - ${}^{40}_{19}\text{K} + {}^0_{-1}\text{e} = X$
 - ${}^{52}_{24}\text{Cr} + {}^1_0\text{n} = X + {}^1_1\text{p}$
 - $X = {}^0_{-1}\text{e} + {}^{238}_{92}\text{Pu}$
- При бомбардировке изотопа лития ${}^7_3\text{Li}$ ядрами дейтерия образуется: ${}^7_3\text{Li} + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^9_4\text{Be} + ?$
Какая частица испускается при этой реакции?
- Какая частица вызывает ядерную реакцию?
 ${}^{14}_7\text{N} + ? \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + 2{}^1_1\text{p}$
- Какая бомбардирующая частица X участвует в ядерной реакции?
 $X + {}^7_3\text{Li} \rightarrow {}^9_4\text{Be} + {}^1_1\text{p}$
- Произошла следующая ядерная реакция:
 ${}^{10}_5\text{B} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{13}_6\text{C} + {}^1_1\text{p}$
Чему равны зарядовое (Z) и массовое (A) числа ядра азота?
- Произошла следующая ядерная реакция:
 ${}^{56}_{26}\text{Fe} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^{56}_{26}\text{Fe} + {}^1_1\text{H}$
Чему равны зарядовое (Z) и массовое (A) числа марганца?
- Произошла следующая ядерная реакция:
 ${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$
Чему равны зарядовое (Z) и массовое (A) числа кислорода?
- ${}^{238}_{92}\text{U}$ -подвергается альфа-распаду, какой химический элемент образуется при этом?
- В результате какой реакции происходит превращение ядер ${}^{238}_{92}\text{U}$ в ядра ${}^{232}_{88}\text{Pu}$? Каковы ее перспективы?

11. Определите продукты 12. Определите продукты радиоактивного распада X, Y и Z:



12. Дополните следующие схемы ядерных реакций:



- *13. Изотоп бериллия ${}^9\text{Be}$, поглощая одну α -частицу и испуская нейтрон, превращается в изотоп другого элемента. Какой элемент образуется? Напишите уравнение ядерной реакции.
- *14. Самый тяжелый галоген астат At был получен в 1940 г. при облучении изотопов ${}_{83}^{209}\text{Bi}$ альфа-частицами. Какой изотоп астата образуется в этой ядерной реакции, если возбужденное ядро атома висмута (после поглощения альфа-частицы) выбрасывает два нейтрона? Напишите уравнение этой ядерной реакции.
- *15. Один из несуществующих в природе химических элементов резерфордий ${}_{104}^{261}\text{Rf}$ был получен при облучении ${}_{86}^{200}\text{Rn}$ ядрами неона ${}_{10}^{22}\text{Ne}$ в мощном ускорителе (1964 г., Россия, г. Дубна). Какие частицы, кроме атомов резерфордия, образуются в этой ядерной реакции? Напишите это уравнение.

§5. ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ УРОВНИ И ПОДУРОВНИ. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА И ОРБИТАЛИ

Сегодня на уроке:

- познакомимся с характеристиками значений квантовых чисел.

Ключевые понятия

- главное квантовое число
- орбитальное (азимутальное) квантовое число
- магнитное квантовое число
- спиновое квантовое число

Поведение микроскопических объектов невозможно объяснить привычными нам законами физики макромира. Микрочастицы подчиняются законам квантовой механики, которая стала основой для создания современной модели атома.

Из частиц микромира нас интересует прежде всего электрон, поэтому мы с вами кратко познакомимся с *особенностями поведения электронов в атоме*.

Электроны в атоме не имеют траекторий движения. Под состоянием электрона в атоме понимают совокупность информации об энергии определенного электрона и пространстве, в котором он находится. Нам известно, что электрон представляют и как частицу, находящуюся в постоянном движении

вокруг ядра, и как волну — облако, не имеющее траектории и четких внешних границ. Наиболее наглядно представление об электронном облаке можно получить на основании следующего мысленного эксперимента. Предположим, мы в состоянии получить очень большое число фотографий положения электрона в атоме водорода в различные

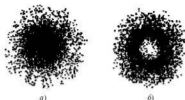


Рис. 7. Электронное облако как набор моментальных “фотографий” электронов:
а) вид со стороны, б) вид в сечении

моменты времени. Наложив эти фотографии друг на друга, мы как раз и получим трехмерную картину электронного облака (рис. 7). И там, где число точек наибольшее, облако наиболее плотное. Максимальная плотность отвечает наибольшей вероятности нахождения электрона в данной части атомного пространства.

Знаешь ли ты?

Атом пуст. Если ядро атома увеличить до размеров яблока, то расстояние от ядра до электронов будет порядка 1 км. Если бы электроны и ядра не были заряжены, атомы спокойно проходили бы друг через друга, не мешая соседу.

Рисунок 8 описывает вероятность нахождения электрона в некоторой области трехмерного околоядерного пространства x, y, z .

Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения данного электрона наибольшая (равна $\approx 90\%$), называется *атомной орбиталью*.

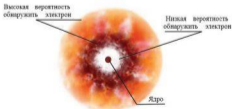


Рис. 8. Вероятность нахождения электрона

Состояние каждого электрона в атоме описывают с помощью четырех квантовых чисел: главного (n), орбитального (l), магнитного (m) и спинового (m_s).

Главное квантовое число (n) определяет энергетический уровень электрона и размер атомной орбитали; принимает целые значения ($n = 1, 2, 3, \dots$).

Энергетические уровни обозначают буквами K, L, M, N, O, P, Q и т.д., которым соответствуют значения $n = 1, n = 2, n = 3, n = 4$ и т.д.

Совокупность электронов с одинаковым значением n называется энергетическим уровнем. Наименьшую энергию имеют электроны первого от ядра энергетического уровня ($n = 1$). С увеличением n энергия электрона возрастает.

Число энергетических уровней в атоме численно равно номеру периода, в котором находится элемент.

Так, все электроны элементов I периода имеют один энергетический уровень с главным квантовым числом, равным единице ($n = 1$). У атомов элементов II периода главное квантовое число равно двум ($n = 2$) и т.д.

Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне определяется уравнением:

$$N = 2n^2,$$

где N — число электронов на данном энергетическом уровне, n — номер энергетического уровня (номер периода, главное квантовое число).

Следовательно, на первом, втором, третьем и четвертом энергетических уровнях могут находиться соответственно не более 2, 8, 18, 32 электронов.

Каждому значению n соответствует число орбиталей, равное n^2 . По данным, представленным в таблице 7, можно проследить связь главного числа n с числом подуровней, типом, числом орбиталей и максимальным числом электронов на подуровне и уровне.

Таблица 9

Главное квантовое число, типы, число орбиталей, максимальное число электронов на подуровнях и уровнях

Энергетический уровень (n)	Число подуровней, равное n	Тип орбиталей	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в подуровне, равном n^2	на подуровне	на подуровне, равном $2n^2$
1	2	3	4	5	6	7
$K (n = 1)$	1	1s	1	1	2	2
$L (n = 2)$	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	

1	2	3	4	5	6	7
M (n = 3)	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
N (n = 4)	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

Орбитальное (побочное, азимутальное) квантовое число (l) характеризует форму атомной орбитали, принимает значения в зависимости от числа n :

$l = 0, 1, \dots (n - 1)$. Например, если $n = 2$, то $l = 0, 1$; если $n = 3$, то $l = 0, 1, 2$. Число l характеризует подуровень (подслой).

Совокупность электронов, характеризующихся одинаковым значением орбитального квантового числа l , называется **энергетическим подуровнем**. Каждому значению l соответствует определенный энергетический подуровень и определенная форма орбитали:

Значение орбитального квантового числа $l = 0, 1, 2, 3$.

Обозначение энергетического подуровня s, p, d, f .

Количество таких подуровней совпадает с номером уровня или со значением главного квантового числа n . Таким образом, при $l = 0, 1, 2, 3$ электроны находятся соответственно на s -, p -, d -, f -подуровнях. При данном значении главного квантового числа n наименьшую энергию имеют электроны s -подуровня, затем p -, d -, f -подуровней.

Число энергетических подуровней в уровне не должно быть больше главного квантового числа n . Так, первый уровень ($n = 1$) имеет один подуровень (s), второй уровень ($n = 2$) — два подуровня (s и p), третий ($n = 3$) — три (s, p, d), четвертый ($n = 4$) — четыре (s, p, d, f) (рис. 9).

Обозначения подуровней, соответствующие главному и орбитальному квантовым числам, представлены в таблице 10.

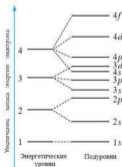


Рис. 9. Схема энергетических уровней и подуровней в атоме

Обозначения подуровней, соответствующие главному и орбитальному квантовым числам

Значения n	Значения l	Обозначения подуровней
1	0	1s
2	0, 1	2s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f



Рис. 10. Форма s-орбитали

При $l = 0$ (s — подуровень) электронное облако имеет сферическую форму (рис. 10).

При $l = 1$ (p — подуровень) орбиталь имеет форму гантели (рис. 11).

Орбитали d и f имеют более сложную форму (рис. 12, 13).

Количество орбиталей на подуровне определяется магнитным квантовым числом (m_l). Магнитное квантовое число характеризует распределение орбиталей в магнитном поле ядра, оно зависит от орбитального квантового числа и принимает значения от 0 до $l - 1$; $m = 2l + 1$.

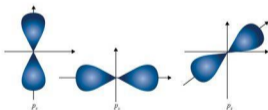


Рис. 11. Ориентация в пространстве p_x -, p_y - и p_z -орбиталей



Рис. 12. Возможные формы d-орбиталей

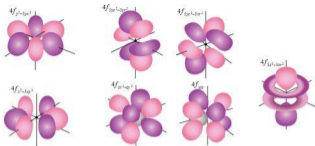


Рис. 13. Формы электронных облаков f -электронов

Пример: при $l = 0$, $m_l = 0$ — орбиталь одна; при $l = 1$, $m = -1, 0, 1$ — три орбитали. Следует отметить, что все орбитали располагаются симметрично в пространстве.

При $l = 2$; $m = -2, -1, 0, 1, 2$, пять орбиталей. Следовательно, эти пять d -орбиталей ориентированы по пяти разным направлениям.

При $l = 3$; $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ — семь орбиталей. Семь различных f -орбиталей имеют более сложную форму. Число ориентаций f -орбиталей равно семи.

Число орбиталей с данным значением l представлено в таблице 11.

Таблица 11

Число орбиталей с данным значением l

Значения l	Значения m	Число орбиталей с данным значением l	Условное обозначение орбиталей
0 (s)	0	1	\square_s
1 (p)	-1, 0, +1	3	$\square\square\square_p$
2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2	5	$\square\square\square\square\square_d$
3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	$\square\square\square\square\square\square\square_f$

Если рассматривать электрон как частицу, то кроме движения вокруг ядра он еще вращается вокруг собственной оси. Это движение получило название *спин* (в переводе с англ. "веретено") (рис. 14).

Спиновое квантовое число s и его проекция m_s . Спиновое квантовое число s может иметь постоянное значение $\frac{1}{2}$, а его проекция характеризует два возможных направления вращения электрона вокруг

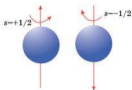


Рис. 14. Вращение электрона вокруг своей оси

собственной оси (по часовой стрелке или против). Принимает только два значения $+1/2$ (обозначается стрелкой, направленной вверх) и $-1/2$ (стрелка вниз), соответствующие противоположным направлениям вращения (рис. 14).

Четыре квантовых числа n, l, m, s (и вспомогательное m_s) полностью характеризуют энергетическое состояние, количество орбиталей, формы электронов и их расположение в пространстве.

При переходе атома из одного квантового состояния в другое происходит перестройка электронного облака, в связи с чем меняются значения квантовых чисел, при этом атом поглощает или испускает квант энергии. Итоговая таблица, в которой даны квантовые числа и их значения, представлена ниже:

Таблица 12

Квантовые числа и их значения

Символ состояния	Значения квантовых чисел				Символ состояния	Значения квантовых чисел			
	n	l	m_l	m_s		n	l	m_l	m_s
$1s$	1	0	0	$\pm 1/2$	$3p$	3	1	1	$\pm 1/2$
$2s$	2	0	0	$\pm 1/2$	$3p$	3	1	-1	$\pm 1/2$
$2p$	2	1	0	$\pm 1/2$	$3d$	3	2	0	$\pm 1/2$
$2p$	2	1	1	$\pm 1/2$	$3d$	3	2	1	$\pm 1/2$
$2p$	2	1	-1	$\pm 1/2$	$3d$	3	2	-1	$\pm 1/2$
$3s$	3	0	0	$\pm 1/2$	$3d$	3	2	2	$\pm 1/2$
$3p$	3	1	0	$\pm 1/2$	$3d$	3	2	-2	$\pm 1/2$

Рассмотрим примеры применения квантовых чисел.

Задача 1. Составьте электронно-графическую форму внешнего электронного уровня атома фосфора. Какой набор всех квантовых чисел соответствует этому состоянию атома фосфора?

Решение. Элемент фосфор находится в третьем периоде и в VA (15) группе Периодической системы Д. И. Менделеева. Следовательно, на внешнем 3-м уровне данного атома находятся пять электронов. Распределим эти электроны по атомным орбиталям:



Внешним пяти электронам атома фосфора будет отвечать следующий набор квантовых чисел:

Таблица 13

Номер электрона	1	2	3	4	5
n	3	3	3	3	3
l	0	0	1	1	1
m_l	0	0	-1	0	+1
m_s	+1/2	-1/2	+1/2	+1/2	+1/2

Задача 2. У элементов каких периодов электроны внешнего уровня характеризуются значением $n + l = 4$?

Решение. Определим возможные комбинации n и l :

Если $n = 1$, то l может быть только 0, значит, $n + l = 1$. Не подходит.

Если $n = 2$, то l может быть только 0 и 1, значит, $n + l = 2 + 0 = 2$, или $n + l = 2 + 1 = 3$. Не подходит.

Если $n = 3$, то l может быть только 0, 1 и 2, значит: $n + l = 3 + 0 = 3$. Не подходит. Или $n + l = 3 + 1 = 4$. Подходит. Или $n + l = 3 + 2 = 5$.

Не подходит. Значит, это могут быть p -элементы 3-го периода, например сера и хлор. Если $n = 4$, то l может быть только 0, 1, 2 и 3, значит: $n + l = 4 + 0 = 4$. Подходит. Или $n + l = 4 + 1 = 5$. Не подходит. Или $n + l = 4 + 2 = 6$. Не подходит. Или $n + l = 4 + 3 = 7$. Не подходит. Таким образом, это могут быть s -элементы 4-го периода — калий и кальций.



Четыре квантовых числа n, l, m, s (n — *главное квантовое*, l — *орбитальное*, m — *магнитное*, s — *спиновое*) полностью характеризуют энергетическое состояние электронов в атоме. При переходе атома из одного квантового состояния в другое происходит перестройка электронного облака, в связи с чем меняются значения квантовых чисел, при этом атом поглощает или испускает квант энергии.



1. В чем особенность движения электрона вокруг ядра?
2. Каково содержание понятий "плотность электронного облака", "вероятность нахождения электрона", "электронное облако", "орбиталь"? Одинаковы ли смыслы понятий "орбита" и "орбиталь" (по отношению к электрону)?
3. Какими квантовыми числами характеризуется состояние электрона в атоме?
4. Что характеризует главное квантовое число и какие значения оно может принимать?
5. Что такое энергетический уровень? Какие имеются синонимы этого понятия? Что такое энергетический подуровень? Чему равно число подуровней на энергетическом уровне?

- Что характеризует орбитальное (побочное) квантовое число? Какие значения принимает орбитальное квантовое число?
- Как изменяется энергия электрона при переходе из одного энергетического уровня на другой?
- Как называются и какую форму имеют орбитали с $l = 0$; $l = 1$?
- Что характеризует магнитное квантовое число? Какие значения принимает магнитное квантовое число?
- Чему равно число орбиталей на s -, p -, d - и f -подуровнях?
- Что характеризует спиновое квантовое число и какие значения оно принимает?
- У элементов каких периодов электроны внешнего уровня характеризуются значением: а) $n + l = 2$; б) $n + l = 5$; в) $n + l = 6$?
- Для элемента с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^4$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел n , l , m_l , m_s , определяющих каждый электрон в нормальном состоянии:

Номер электрона	1	2	3	4	5	6
n						
l						
m_l						
m_s						

- Изобразите в электронно-графической форме электроны, у которых следующий набор квантовых чисел:

Набор квантовых чисел		Вид электрона	Вид электрона	Вид электрона
n	2	3	5	
l	0	2	3	
m_l	0	-1	+2	
m_s	-1/2	+1/2	-1/2	

§ 6. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА И АТОМНЫЕ ОРБИТАЛИ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим закономерности и правила заполнения электронных орбиталей.

Ключевые понятия

- принцип Паули
- правило Гунда (Хунда)
- правило Клечковского

Существуют определенные принципы и правила заполнения электронами энергетических уровней и подуровней для основного состояния атома.

Принцип (запрет) Паули. Швейцарский физик В. Паули в 1925 г. установил, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. Следовательно, на одной орбитали могут находиться максимально два электрона, которые имеют одинаковый набор трех

Вольфганг Паули
(1890—1958)

Является основоположником квантовой механики, внес в новую научную дисциплину ряд принципиальных вкладов. Самым поразительным из которых, вероятно, является его принцип запрета, сформулированный в 1924 г. — за него в 1945 г. Паули был удостоен Нобелевской премии по физике. Предположил существование частицы, позже названной нейтрино.



квантовых чисел (n, l, m) и должны отличаться спиновым квантовым числом (m_s).

Принцип Паули определяет максимальное число электронов, обладающих данным главным квантовым числом n (т. е. находящихся на данном электронном слое): $N = 2n^2$. Следовательно, максимальное число электронов на четырех первых уровнях не должно превышать 2, 8, 18 и 32 электронов соответственно.

Правило Гунда (Хунда). В пределах подуровня электроны сначала заполняют свободные орбитали (по одному) и лишь после этого образуют электронные пары (рис. 15). Это соответствует устойчивому состоянию атома.

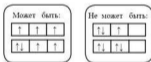


Рис. 15. Правило Гунда (Хунда)
заполнение орбиталей

Следовательно, если орбитали имеют одинаковую энергию, в каждую из них сначала поступает по одному электрону. Такое расположение позволяет электронам в атоме находиться как можно дальше друг от друга. Только после того как на каждой орбитали будут находиться по одному электрону, в них начнут появляться вторые электроны — произойдет спаривание.

Правило Клечковского. Правило $(n + l)$ впервые было предложено в 1936 г. немецким физиком Э. Маделунгом, а в 1951 г. было вновь сформулировано В. М. Клечковским. Электроны в основном состоянии заполняют орбитали в последовательности повышения орбитальных



Фридрих Гунд (Хунд)
(1896—1997)

Немецкий физик-теоретик. Занимался квантовой механикой, спектроскопией, магнетизмом, квантовой химией. Разработал метод молекулярных орбиталей. Сформулировал правило, определяющее порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Ввел представление о π- и σ-электронах и о π- и σ-связях в молекулах.

энергетических уровней. Низшие по энергии орбитали всегда заполняются первыми. Энергия орбиталей возрастает в ряду:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

Наглядно эта последовательность выражается энергетической диаграммой (рис. 16):

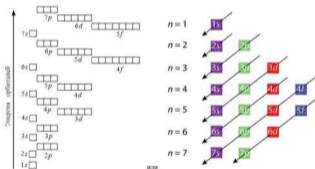


Рис. 16. Энергетическая диаграмма



Определите, почему 5s-подуровень заполняется раньше, чем 4d-подуровень, а последний раньше, чем 5p-подуровень.

Электронные конфигурации атомов элементов. Поскольку при химических реакциях ядра реагирующих атомов не изменяются,

то химические свойства атомов зависят от строения их электронных оболочек.

Распределение электронов в слоях и орбиталях называется *электронной конфигурацией атома*. Распределение электронов в атоме можно представить с помощью:

— электронных схем ${}_{11}\text{Na } 2b, 8b, 1b$ и диаграммы Бора (рис. 17);

— электронных конфигураций:

${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;

— электронно-графических схем:

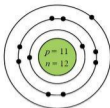
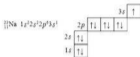


Рис. 17. Диаграмма Бора



— в атомах элементов каждого периода повторяется электронная конфигурация атома благородного газа, поэтому размещение электронов показывают в сокращенном виде: $[\text{Ne}] 3s^1$.

Строение электронных оболочек (электронные конфигурации) атомов элементов I—IV периодов. Чтобы правильно изображать электронные конфигурации различных атомов, нужно знать:

- число электронов в атоме (равно атомному номеру элемента);
- максимальное число электронов на уровнях, подуровнях;
- порядок заполнения подуровней и орбиталей.

Элементы I периода



Схема электронного строения атома водорода (схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням).

Электронная формула атома водорода (электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим подуровням).

Электронно-графические формулы атома водорода (электронно-графические формулы атомов показывают распределение электронов по орбиталям и спинам электронов).



**Всеволод Маврикиевич Ключковский
(1900—1972)**

Внес вклад в физико-математическое обоснование явления периодичности. В частности, ввел представления об областях электронных состояний в атомах и сформулировал $(n + l)$ — правило формирования электронных конфигураций атомов по мере роста заряда ядра (правило Ключковского).



Схема электронного строения атома гелия



В атоме гелия первый электронный слой завершен — в нем 2 электрона. Водород и гелий — s -элементы, у этих атомов заполняется электронами s -орбиталь.

Элементы II периода

У всех элементов второго периода первый электронный слой заполнен, и электроны заполняют s - и p -орбитали второго электронного слоя (начала s , а затем p) (табл. 14).

В атоме неона второй электронный слой завершен — в нем восемь электронов.

Таблица 14




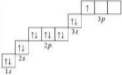


Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Электронно-графическая формула
${}_{1}\text{Li}$ Литий		$1s^2 2s^1$	
${}_{4}\text{Be}$ Бериллий		$1s^2 2s^2$	

1	2	3	4
${}^5_5\text{B}$ Бор		$1s^2 2s^2 2p^1$	
${}^6_6\text{C}$ Углерод		$1s^2 2s^2 2p^2$	
${}^7_7\text{N}$ Азот		$1s^2 2s^2 2p^3$	
${}^8_8\text{O}$ Кислород		$1s^2 2s^2 2p^4$	
${}^9_9\text{F}$ Фтор		$1s^2 2s^2 2p^5$	
${}^{10}_{10}\text{Ne}$ Неон		$1s^2 2s^2 2p^6$	

Элементы III периода

У атомов элементов третьего периода первый и второй электронные слои завершены, поэтому заполняется третий электронный слой, в котором электроны могут занимать $3s$ -, $3p$ - и $3d$ -подуровни (табл. 15).

У атома магния достраивается $3s$ -электронная орбиталь. Na и Mg – s -элементы. У алюминия и последующих элементов заполняется электронами $3p$ -подуровень.

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Электронно-графическая формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
$_{18}\text{Ar}$ Аргон		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	

В атоме аргона на внешнем слое (третьем электронном слое) 8 электронов. Как внешний слой, он завершен, но всего в третьем электронном слое, как вы уже знаете, может быть 18 электронов, а это значит, что у элементов третьего периода остаются незаполненными $3d$ -орбитали. Все элементы от Al до Ar — p -элементы, s - и p -элементы образуют главные подгруппы в периодической системе.

Элементы IV периода

У атомов калия и кальция появляется четвертый электронный слой, заполняется $4s$ -подуровень (табл. 16), так как он имеет меньшую энергию, чем $3d$ -подуровень.

Для упрощения электронно-графических формул элементов IV периода обозначим условно электронно-графическую формулу последнего элемента III периода — аргона Ar так: $\boxed{\text{Ar}}$

K, Ca — s -элементы, входящие в главные подгруппы. У атомов от Sc до Zn заполняется электронами $3d$ -подуровень. Это $3d$ -элементы. Они входят в побочные подгруппы, у них заполняется предвнешний электронный слой, их относят к *переходным элементам*.

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Электроно-графическая формула
$_{19}\text{K}$ Калий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
$_{20}\text{Ca}$ Кальций		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	
$_{21}\text{Sc}$ Скандий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	
$_{22}\text{Ti}$ Титан		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	
$_{23}\text{V}$ Ванадий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	
$_{24}\text{Cr}$ Хром		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	
$_{25}\text{Mn}$ Марганец			
$_{26}\text{Fe}$ Железо			
$_{27}\text{Co}$ Кобальт			










Электронные и электроно-графические формулы марганца, железа и кобальта напишите самостоятельно.

В атоме цинка третий электронный слой завершен — в нем заполнены все подуровни $3s$, $3p$ и $3d$, всего на них 18 электронов.

У следующих за цинком элементов продолжает заполняться четвертый электронный слой, $4p$ -подуровень. Элементы от Ga до Kr — p -элементы (табл. 17).

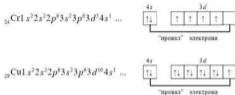
У атома криптона внешний слой (четвертый) завершен, имеет 8 электронов. Но всего в четвертом электронном слое, как вы знаете, может быть 32 электрона; у атома криптона пока остаются незаполненными $4d$ - и $4f$ -подуровни.

Таблица 17

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Электронно-графическая формула
$_{28}\text{Ni}$ Никель	$(+28)$ 	Электронную и электронно-графическую формулы напишите самостоятельно.	
$_{29}\text{Cu}$ Медь	$(+29)$ 	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	
$_{30}\text{Zn}$ Цинк	$(+30)$ 	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	
$_{31}\text{Ga}$ Галлий	$(+31)$ 	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$	
$_{36}\text{Kr}$ Криптон	$(+36)$ 	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	

Электронные конфигурации атомов элементов $_{32}\text{Ge}$, $_{33}\text{As}$, $_{34}\text{Se}$, $_{35}\text{Br}$ напишите самостоятельно.

Обратите внимание на строение электронных оболочек атомов хрома Cr и меди Cu. В них происходит "провал" одного электрона с $4s$ - на $3d$ -подуровень, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций $3d^5$ и $3d^{10}$:



♦ У элементов пятого периода идет заполнение подуровней в следующем порядке: $5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p$. И также встречаются исключения, связанные с "провалом" электронов, у ${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{45}\text{Rh}$, ${}_{46}\text{Pd}$, ${}_{47}\text{Ag}$.

У атомов элементов 6-го периода цезия Cs и бария Ba 55-й и 56-й электроны размещаются на шестом энергетическом уровне по $6s$ -орбитали.

В атомах элемента лантана ${}_{57}\text{La}$ 57-й электрон помещается на $5d$ -орбитали:



Начиная с элемента цезия ${}_{55}\text{Cs}$ до лютеция ${}_{71}\text{Lu}$, электроны размещаются на четвертом энергетическом уровне по f -подуровням. У этих элементов происходит заполнение электронами глубинного $4f$ -подуровня (третьего снаружи), а строение наружного электронного слоя остается неизменным. Эти элементы называются лантаноидами и обладают близкими химическими свойствами.

Знаешь ли ты?

Из чего состоит электрон? Электрон обладает массой, но при этом он не обладает объемом, а представляет собой бесструктурную точку.

В атомах элементов от гафния ${}_{72}\text{Hf}$ до ртути ${}_{80}\text{Hg}$ продолжается заполнение пятого энергетического уровня ($5d$ -подуровня), после чего у элементов от таллия ${}_{81}\text{Tl}$ до радона ${}_{86}\text{Rn}$ электроны заполняют шестой p -подуровень. Элементом радон Rn заканчивается 6-й период.

Заполнение 7-го незавершенного периода аналогично 6-му периоду.



Заполнение электронами оболочек происходит в соответствии с принципом наименьшей энергии, принципом Паули и правилам Гунда (Хунда), Клечковского. У некоторых элементов наблюдается "провал" электронов.



1. Что такое электронная конфигурация атома?
 2. Какими основными правилами следует руководствоваться при составлении электронных и электронно-графических формул атомов элементов?
 3. Приведите формулировки и пояснения принципов (правил) Паули, Гунда (Хунда), Клечковского.
 4. Как определяется максимальное число электронов на данном электронном слое?
 5. Каков порядок заполнения первых четырех энергетических уровней?
 6. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4s$ или $3d$; $5s$ или $4p$? Почему?
 7. Напишите электронные конфигурации следующих элементов: N, Si, Fe, Kr, Te, W.
 8. Что такое провал электрона? Приведите примеры атомов элементов, у которых наблюдается явление провала электронов.
 9. По электронной формуле внешнего электронного слоя атома определите, какой это элемент:
а) $3s^2 3p^1$; б) $4s^2 4p^2$; в) $2s^2 2p^1$; г) $5s^2 5p^1$; д) $6s^2 6p^2$; е) $5s^2 5p^2$; ж) $3s^2 3p^3$.
 - *10. На основе закономерностей размещения электронов по орбиталям поясните, почему лантаноиды и актиноиды обладают сходными химическими свойствами.
 11. Даны электронные конфигурации некоторых элементов:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
в) $1s^2 2s^2 2p^6$
г) $1s^2 2s^2 2p^4$
д) $1s^2 2s^2 2p^3$
е) $1s^2 2s^2 2p^1$
Определите соответствие этих конфигураций элементов со следующими свойствами:
1) Какой из металлов реагирует с кислородом в соотношении 1:1?
2) Определите формулу соединения между элементами б) и д).
3) Определите формулу соединения между элементами а) и г).
4) Какой элемент является инертным газом?
5) Какой из элементов самый металлический?
6) Какой из элементов относится к 3-й группе главной подгруппы?
7) Представьте из этих элементов ряд возрастания металлических свойств.
- 1. Элемент массой 16 г, взаимодействуя с молекулярным кислородом массой 6,4 г, образует оксид состава ЭО. Определите, что это за элемент.
 - 2. Элемент образует высший оксид состава ЭО₃. С водородом этот же элемент образует летучее соединение, массовая доля водорода в котором составляет 5,88%. Рассчитайте относительную атомную массу элемента и назовите его.

ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЙ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ



§7. ЗАКОНОМЕРНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДАХ И ГРУППАХ

Развитие теории строения атома привело к установлению того факта, что главной характеристикой атома является заряд его ядра. Отсюда следует современная формулировка периодического закона Д. И. Менделеева: **характеристики химических элементов, а также свойства простых веществ, отвечающих этим элементам, и соединений элементов находятся в периодической зависимости от значений заряда ядер атомов элементов.**

Периодическая система — *графическое выражение периодического закона*. Таблица содержит семь горизонтальных рядов, называемых *периодами*.

Период — *последовательный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра их атомов, электронная конфигурация которых изменяется от ns^1 до ns^2np^6 (для первого периода от $1s^1$ до $1s^2$)*.

Все периоды (кроме первого) начинаются с щелочного металла, заканчиваются инертным газом. По вертикали в таблице расположено восемь групп (в коротком варианте), в которых один под другим размещены элементы, имеющие сходные свойства. Группы делятся на подгруппы — *главные (A) и побочные (B)*.

Внутри периода (слева направо) размеры атомов уменьшаются, так как увеличивается заряд ядра и электроны сильнее притягиваются к ядру. В главных подгруппах размеры атомов увеличиваются, так как увеличивается число электронных слоев.

Для элементов одной подгруппы, имеющих одинаковое строение внешнего электронного слоя, с ростом атомного номера число электронных слоев и радиус атома возрастают (рис. 18). При этом притяжение внешних электронов к ядру ослабевает. Это приводит к усилению металлических свойств. В побочных подгруппах такие изменения меньше заметны.

Сегодня на уроке:

- поймем закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах.

Ключевые понятия

- электроотрицательность
- радиус атома
- энергия ионизации
- энергия сродства к электрону
- степень окисления

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							He
0,037							0,050
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
0,152	0,111	0,088	0,077	0,070	0,066	0,064	0,070
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
0,186	0,160	0,143	0,117	0,110	0,104	0,099	0,094
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0,231	0,197	0,122	0,122	0,121	0,117	0,114	0,109

Рис. 18. Изменение атомных радиусов элементов 1—4-го периодов периодической таблицы. Атомные радиусы даны в ангстремах ($1\text{Å} = 10^{-8}\text{ см}$)

Энергия, необходимая для отрыва электрона от атома, называется **энергией ионизации** (J).

В результате ионизации атом превращается в положительно заряженный ион:



Энергия ионизации (J) является мерой восстановительной способности элемента (характеристикой металлических свойств). Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее выражена восстановительная способность элемента. Следовательно, в группах с увеличением радиусов атомов элементов энергия ионизации уменьшается.

С увеличением заряда ядра радиусы атомов меняются периодически. У элементов одного периода при переходе от щелочного металла к благородному газу с ростом заряда ядра и числа внешних электронов усиливается их взаимное притяжение, и радиусы атомов уменьшаются. При этом возрастает величина энергии ионизации, поэтому к концу периода металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические усиливаются (рис. 19).

Радиус катиона, образующегося при отрыве электронов от электронейтрального атома, меньше радиуса соответствующего атома.

Радиус аниона, образующегося при присоединении электронов к электронейтральному атому, больше радиуса соответствующего атома.

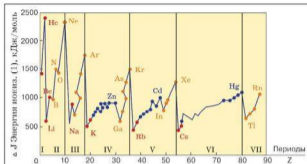


Рис. 19. Зависимость энергии ионизации от заряда ядра

В главных подгруппах с увеличением атомного номера элемента радиус атома увеличивается, а энергия ионизации уменьшается, восстановительная активность s - и p -элементов увеличивается. В побочных подгруппах при увеличении порядкового номера энергия ионизации увеличивается, восстановительная активность d -элементов снижается.

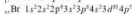
Неметаллические свойства простых веществ (т. е. способность принимать электроны на внешнюю электронную оболочку атома) характеризуются величиной **энергии сродства к электрону**.

Энергией сродства к электрону (E_e) называется энергия, выделяющаяся/поглощающаяся при присоединении электрона к атому с превращением его в отрицательный ион:



Энергия сродства к электрону является мерой окислительной способности элемента (мерой неметаллических свойств). Чем больше атомного E_e , тем сильнее выражены окислительные (неметаллические) свойства элемента. С увеличением атомного номера элемента E_e по периодам возрастает, по группам уменьшается (рис. 20).

В Периодической системе элементов Д. И. Менделеева энергия сродства к электрону будет увеличиваться снизу вверх в главных подгруппах и слева направо в периодах:



Увеличение энергии сродства к электрону

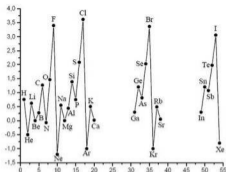


Рис. 20. Зависимость энергии сродства к электрону от заряда ядра

Характер изменения энергии ионизации J , энергии сродства к электрону атомного E_e , с возрастанием атомного номера элемента в Периодической системе элементов Д. П. Менделеева приведен в виде графика и рис. 20:

По периоду величины J , E_e увеличиваются (металлические свойства ослабевают, неметаллические свойства усиливаются)

По группе величины J , E_e уменьшаются (металлические свойства усиливаются, неметаллические свойства ослабевают)

Электроотрицательность χ . Электроотрицательность χ (относительная электроотрицательность) — основное химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары, т. е. способность атомов оттягивать к себе электроны других атомов. Самая высокая степень электроотрицательности у галогенов и сильных окислителей (p -элементов, F, O, N, Cl), а низкая — у активных металлов (s -элементов I группы) (рис. 21).

Впервые понятие электроотрицательности атомов было введено американским химиком Л. Полингом.

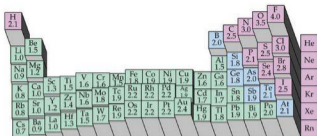


Рис. 21. Относительная электроотрицательность

Электроотрицательность лития была принята за 1, а водорода — за 2,1. Для большинства переходных металлов значения электроотрицательности лежат в интервале 1,5—2,0. Зная значения электроотрицательности элементов, можно предположить тип химической связи.



Важными характеристиками элемента являются: электроотрицательность, энергия сродства к электрону и энергия ионизации. Используя эти величины, можно определить вид химической связи, активность металлов и неметаллов.



1. Чем определяется периодичность свойств простых веществ и соединений элементов?
2. Какие элементы могут проявлять как металлические, так и неметаллические свойства? Приведите не менее трех примеров.
3. Какой из приведенных ниже рядов химических элементов характеризуется возрастанием атомных радиусов:
 - a) Se, S, O;
 - б) Na, Mg, Al;
 - в) C, B, Be;
 - г) Ba, Al, Ga?
- *4. Какой инертный газ и ионы каких элементов имеют одинаковую электронную конфигурацию с частицей, возникающей в результате удаления из атома кальция всех валентных электронов?
5. Дайте определение понятию "энергия ионизации". Как изменяется эта энергия в периодах и группах?
6. Дайте определение понятию "сродство к электрону". Каков характер изменения сродства к электрону атомов по периодам и группам? Какое качество атома характеризует эта величина?
7. В каких рядах расположены символы химических элементов, характеризующихся возрастанием величины сродства к электрону:
 - a) O, N, C, B;
 - б) Si, P, S, Cl;
 - в) Sb, As, P, N;
 - г) O, S, Se, Te?

8. Как изменяются при переходе сверху вниз металлические свойства элементов побочных подгрупп?
9. Если элементы образуют несколько соединений, то как изменяются основные и кислотные свойства веществ в зависимости от степени окисления элемента?
10. Расположите атомы и ионы в порядке возрастания их радиусов: Ca^{2+} , Ar , Cl^- , K^+ , S^{2-} . Ответ обоснуйте.
11. В таблице представлены первые энергии ионизации для элементов 4-го большого периода. Предположите значение энергии ионизации для селена.

Элементы	Атомный номер	Первая энергия ионизации кДж/моль
галлий	31	577
германий	32	762
мышьяк	33	966
селен	34	
бром	35	1140
криптон	36	1350

12. Даны электронные конфигурации некоторых элементов:

- а) $2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 г) $1s^2 2s^2 2p^4$
 д) $1s^2 2s^2 2p^2$
 ж) $1s^2 2s^2 2p^3$

Определите соответствие этих конфигураций следующим свойствам:

- 1) Какой из металлов реагирует с кислородом в соотношении 1,5:1?
 - 2) Определите формулу соединения между элементами б) и г).
 - 3) Определите формулу соединения между элементами а) и в).
 - 4) У какого элемента наибольшее число неспаренных электронов?
 - 5) Какой из элементов самый металлический?
 - 6) Какой из элементов самый неметаллический?
 - 7) Представьте из данных элементов ряд возрастания электроотрицательности.
13. Следующая таблица показывает энергию первой ионизации ΔH_1 ион (в кДж/моль) для элементов 3-го периода:

Элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$\Delta H_{1, \text{ион}}$	494	736	577	786	1060	1000	1260	1520

- а) Объясните, какая общая закономерность в изменении этой энергии по периоду.
 б) Объясните, почему энергия первой ионизации меньше у алюминия, чем у магния.
 в) Объясните, почему наибольшая энергия ионизации наибольшая для аргона.
 г) Предскажите, какой будет энергия ионизации для калия.

§8. ЗАКОНОМЕРНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ КИСЛОТНО-ОСНОВНЫХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ В ПЕРИОДАХ И ГРУППАХ

Как же изменяются свойства простых веществ в зависимости от положения в периодической системе? Элементы условно делятся на *металлы* и *неметаллы*.

По физическим свойствам *металлы* характеризуются высокой теплопроводностью и электрической проводимостью, специфическим металлическим блеском, ковкостью, пластичностью и т.п. По химическим свойствам металлы характеризуются основными свойствами оксидов и гидроксидов и восстановительными свойствами.

Неметаллы по физическим свойствам характеризуются хрупкостью, летучестью, плохой теплопроводностью и электрической проводимостью. По химическим свойствам неметаллы характеризуются кислотными свойствами оксидов и гидроксидов и окислительными свойствами. Рассмотрим закономерности изменения кислотно-основных свойств соединений элементов в периодах и группах.

Если элемент имеет степень окисления маленькую (+1 или +2), например, $\text{Na}-\text{O}-\text{H}$, то связь $\text{Na}-\text{O}$ менее прочная, чем $\text{O}-\text{H}$, и разрыв связи происходит по менее прочной связи, поэтому соединение обладает основными свойствами.

Если степень окисления элемента большая (от +5 до +7), то связь элемент — кислород прочнее, чем связь $\text{O}-\text{H}$, и соединение обладает кислотными свойствами. Например, в азотной кислоте степень окисления азота большая (+5) (табл. 18).

Сегодня на уроке:

- рассмотрим закономерности изменений кислотно-основных свойств оксидов, гидроксидов и водородных соединений химических элементов по периодам и группам.

Ключевые понятия

- основные свойства
- кислотные свойства
- свойства оксидов и гидроксидов

Таблица 18

Кислотно-основные свойства соединений

Степень окисления элемента	+1 и +2	+3 и +4	+5, +6, +7
Кислотно - основные свойства	Основания	Амфотерные соединения	Кислоты
Исключения	$\text{La}^{+3}, \text{Bi}^{+3}, \text{Tl}^{+3}$	$\text{Zn}^{+2}, \text{Be}^{+2}, \text{Sn}^{+2}, \text{Pb}^{+2}, \text{Ge}^{+2}$	Гидроксиды неметаллов в любой степени окисления образуют только кислоты

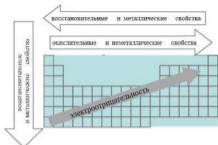


Рис. 18. Изменение окислительно-восстановительных свойств

Соединения в степени окисления +3 и +4 проявляют амфотерные свойства, т. е. в зависимости от партнера по реакции могут проявлять как кислотные, так и основные свойства. Но есть исключения: Zn^{+2} , Be^{+2} , Sn^{+2} , Pb^{+2} , Ge^{+2} они имеют степень окисления +2, но являются амфотерными соединениями.

По периоду слева направо увеличивается высшая степень окисления, равная номеру группы, поэтому **увеличиваются неметаллические и кислотные свойства**, усиливаются окислительные свойства.

По подгруппе сверху вниз **увеличиваются металлические и основные свойства**, так как увеличивается размер атома и связь с соседним атомом ослабляется (рис. 18).

Очевидно, металлические свойства наиболее сильно выражены у франция, затем у цезия; неметаллические — у фтора, затем у кислорода.

Все элементы, кроме гелия, неона и аргона, образуют кислородные соединения; существует всего 8 форм кислородных соединений. В периодической системе их часто изображают общими формулами, расположенными под каждой группой в порядке возрастания степени окисления элементов: $\text{Э}_2\text{O}$, ЭO , $\text{Э}_2\text{O}_3$, ЭO_2 , $\text{Э}_2\text{O}_5$, ЭO_3 , $\text{Э}_2\text{O}_7$, ЭO_4 , где Э — элемент данной группы.

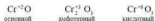
Элементы главных подгрупп, начиная с IV группы, образуют газообразные водородные соединения, форм таких соединений 4. Их также изображают общими формулами в последовательности ЭH_4 , ЭH_3 , $\text{H}_2\text{Э}$, HЭ . Формулы водородных соединений располагаются под элементами главных подгрупп и относятся только к ним.

d-элементы побочных подгрупп склонны проявлять переменную степень окисления. Характер образуемых ими соединений зависит от степени окисления элемента.

Если элементы образуют несколько соединений, то соединения, в которых элемент находится в нижней степени окисления, имеют



основной характер, в высшей степени окисления — кислотный, а в промежуточной — чаще всего амфотерный. Например, хром проявляет степени окисления +2, +3, +6, и характер образуемых им оксидов следующий:



Элементы главных и побочных подгрупп сильно отличаются по своим свойствам. Общими для элементов главных и побочных подгрупп являются формулы высших оксидов и образуемых ими гидроксидов.

У высших оксидов и соответствующих им гидроксидов элементов I—III групп (кроме бора) преобладают основные свойства, IV—VII групп — кислотные (табл. 19).

Таблица 19

Формулы и характер кислородных соединений элементов (оксидов и гидроксидов)

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII
Формула высшего оксида	$\text{Э}_2^{\text{VI}}\text{O}$	$\text{Э}^{\text{VI}}\text{O}$	$\text{Э}_2^{\text{VI}}\text{O}_3$	$\text{Э}^{\text{VI}}\text{O}_2$	$\text{Э}_2^{\text{VI}}\text{O}_5$	$\text{Э}^{\text{VI}}\text{O}_3$	$\text{Э}_2^{\text{VI}}\text{O}_7$
Формула гидроксида	ЭOH	Э(OH)_2	Э(OH)_3	$\text{H}_2\text{ЭO}_3$	HЭO_3	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	HЭO_4
Характер гидроксида	Основные			Кислоты			

Для элементов главных подгрупп общими являются формулы водородных соединений — гидридов (табл. 20).

Таблица 20

Формулы и агрегатное состояние водородных соединений элементов

Группа	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
Формула гидридов	ЭH	ЭH_2	ЭH_3	ЭH_4	ЭH_3	$\text{H}_2\text{Э}$	HЭ
Агрегатное состояние	Твердые			Газообразные			

Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов. Возрастание положительных зарядов атомных ядер от 1 до 118 обуславливает периодическое повторение строения внешнего энергетического уровня. А поскольку свойства элементов в основном зависят от числа электронов на внешнем уровне, то и они периодически повторяются. В этом заключен физический смысл периодического закона.

Знаешь ли ты?

Вещества не вечны, потому что не вечны их молекулы, зато атомы практически вечны. В каждом из нас найдутся атомы, существовавшие еще во времена динозавров или участвовавшие в походах Александра Македонского, или в плавании Колумба, или побывавших при дворе Ивана Грозного, или участвовавшего в боях Чингисхана.



Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от возрастания заряда атомных ядер. Свойства металлов и неметаллов зависят от их электронного строения, химической связи.

По периоду слева направо увеличивается высшая степень окисления, равная номеру группы, поэтому **увеличиваются неметаллические и кислотные свойства**. По подгруппе сверху вниз увеличиваются **металлические и основные свойства**.

У высших оксидов и соответствующих им гидроксидов элементов I—III групп (кроме бора) преобладают **основные свойства**, IV–VII групп — **кислотные**.



1. Как изменяются металлические свойства в периодах и группах?
2. Как изменяются неметаллические свойства в периодах и группах?
3. Что такое *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы? Приведите по два примера.
4. Определите, о каком элементе идет речь, если он находится:
а) в 3-м периоде, 4-й группе, главной подгруппе;
б) в 4-м периоде, 2-й группе побочной подгруппе;
в) в 5-м периоде, 7-й группе главной подгруппе.
5. Определите, в каком периоде и группе, подгруппе находятся элементы с порядковыми номерами: 6, 18, 22, 35, 46, 80.
6. Определите наиболее металлический элемент:
а) в 3-м периоде; б) в 5-м периоде; в) в 1-й группе; г) во 2-й группе.
7. Определите наиболее неметаллический элемент:
а) во 2-м периоде; б) в 4-м периоде; в) в 5-й группе; г) в 7-й группе.
8. Сравните силу кислот H_2SO_3 и H_2SeO_3 и оснований $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$.
9. Подумайте, какими свойствами обладает элемент 1-й группы калий, его оксид. Укажите характер его оксида, возможные физические и химические свойства простого вещества.
10. Подумайте, какими свойствами обладает элемент 4-й группы германий, его оксид.

§9. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ В ПЕРИОДАХ И ГРУППАХ

Как известно, свойства веществ зависят от их строения. Атомы металлов и неметаллов отличаются строением внешних электронных слоев, числом валентных электронов. У металлов на внешнем энергетическом уровне находится от 1 до 3 электронов. Во внешнем электронном слое неметаллов находится от 3 до 8 электронов. Если металлы — простые вещества — образованы за счет металлической связи, то для неметаллов — простых веществ — характерна ковалентная неполярная химическая связь. Строение атомов обуславливает закономерности изменения свойств элементов: в периодах слева направо ослабевают металлические свойства и усиливаются неметаллические свойства.

В главных подгруппах сверху вниз усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические. Наиболее характерным свойством металлов является способность их атомов легко отдавать свои валентные электроны и превращаться в катионы. Неметаллы, наоборот, характеризуются способностью присоединять электроны с образованием анионов.

Способность атомов отдавать или принимать электроны зависит от ряда факторов:

- заряда ядра;
- радиуса атома;
- электроотрицательности атома.

У металлов и неметаллов эти характеристики значительно различаются. Для атомов неметаллов, по сравнению с атомами металлов, характерен меньший атомный радиус. В отличие от металлов у атомов неметаллов высокая энергия ионизации и большое сродство к электрону. Неметаллы характеризуются большой относительной электроотрицательностью, а металлы — небольшой (шкала относительной электроотрицательности), поэтому для неметаллов более характерным является присоединение электронов (т. е. окислительные свойства) для завершения устойчивой электронной конфигурации октета — ns^2np^6 . В периодах слева направо восстановительная способность простых веществ убывает, а окислительные свойства усиливаются. В главных

Сегодня на уроке:

- поймем закономерности изменений окислительно-восстановительных свойств соединений в периодах и группах;
- научимся прогнозировать свойства химических элементов и их соединений по положению в периодической системе.

Ключевые понятия

- металл
- неметалл
- окислитель
- восстановитель

подгруппах с увеличением атомного номера элемента окислительные свойства неметаллов ослабевают, а восстановительные свойства металлов возрастают.

Знаем, что в химических реакциях обычно электроны смещаются от атома с меньшей к атому с большей относительной электроотрицательностью, поэтому при химическом взаимодействии металлы обычно выступают как восстановители:



Неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства:



Окислительно-восстановительные свойства неметаллов можно проследить и в реакции между бромидом калия и хлором:



Хлор как более сильный окислитель, чем бром, вытесняет бром из его соли.

Пользуясь периодической системой химических элементов можно описать строение атомов элементов, предсказать свойства простых веществ, состав и свойства наиболее характерных соединений — высших оксидов, соответствующих им гидроксидов, а также летучих водородных соединений. Посмотрим это на примере элементов кальция и брома (табл. 21).

Характеристика элемента кальция и брома

Таблица 21

Параметры	Кальций Ca	Бром Br
1	2	3
1. Положение в периодической системе элементов	Порядковый номер — 20, $A_r = 40$, 4-й большой период, 2-я группа, главная подгруппа	Порядковый номер — 35, $A_r = 80$, 4-й большой период, 7-я (17-я) группа, главная подгруппа
2. Строение атома: а) состав атома	${}_{20}^{40}\text{Ca}$ (20p ⁺ 20n ⁰)20b	${}_{35}^{80}\text{Br}$ (35p ⁺ 45n ⁰)35b
б) диаграмма Бора, распределение электронов по уровням	2b8b8b2b 	2b8b18b7b 
в) электронная формула	$4s^2$	$4s^2 4p^5$

1	2	3
г) электронно-графическая формула		
3. Характеристика элемента, Высшая степень окисления, Нижняя степень окисления	Ca — щелочноземельный металл, <i>s</i> -элемент + 2 0	Br — галоген, неметалл, <i>p</i> -элемент +7 -1
4. Формула высшего оксида, гидроксиды, соли	CaO, Ca(OH) ₂ , CaBr ₂	Br ₂ O ₇ , HBrO ₄ , NaBrO ₄
5. Легучее водородное соединение	Не образует, только неметаллический гидрид — CaH ₂	HBr — кислота
6. Сравнительная характеристика элемента с соседними элементами по периоду и подгруппе	Кальций металлический металл и галлий, но менее металлический, чем калий и стронций	Бром неметаллический неметалл и селен, кротоны, но менее металлический, чем хлор

Исходя из периодического закона, можно предсказать свойства химического элемента и его соединений. Приведем следующий пример: неизвестный элемент X образует летучее водородное соединение XH_4 . Массовая доля кислорода в его высшем оксиде равна 53,3%. Какой это элемент?

Решение: Исходя из формулы его летучего водородного соединения XH_4 , очевидно, что формула его высшего оксида будет равна XO_2 . В этом оксиде доля кислорода равна 53,3%. Значит, после составления пропорции:

$$32 — 53,3\%$$

$$x — 46,7\% \quad x, \text{ найдем массу элемента X,}$$

$$x = \frac{32 \cdot 46,7}{53,3} = 28,$$

она равна 28. Значит, элемент X — это кремний.

♦ Современные достижения науки позволяют по достоинству оценить ту огромную роль, которую сыграло открытие Д. И. Менделеева в познании таин природы. Периодический закон открыл путь к изучению строения атома. Опираясь на периодический закон, ученые могли получать вещества с заданными свойствами, открывать ранее неизвестные и синтезировать новые химические элементы. Периодический закон по-

звоит ученым строить гипотезы о рождении и превращении химических элементов во Вселенной, в недрах Солнца и звезд.

Периодический закон — объективный закон природы. Он отражает материальность мира, его единство и развитие. Все элементы находятся во взаимном родстве. Свойства каждого из них подчиняются единому порядку.

Открытие закона показывает, что мир познаваем и нет предела процессу познания тайн природы. В свою очередь, периодический закон является в настоящее время важнейшим инструментом познания. Он в значительной степени определяет развитие химии, геологии и астрономии, атомной и ядерной физики, химической технологии, металлургии, медицины и др.

Периодический закон является путеводной звездой для научного продвижения во многих областях естественных наук.

Периодический закон направляет мысль ученых к познанию тайн строения атомов и превращений элементов. Искусственно полученный в 1955 г. американским физиком Г. Сиборгом химический элемент № 101 был назван менделеевым (Md) в честь великого русского ученого.

В результате физических и химических исследований открыт новый вид энергии колоссальной силы — атомной. Овладение этой энергией может принести большую пользу человечеству. Но атомная энергия может привести и невосполнимые потери, если ее использовать во зло или обращаться с ней неграмотно. Пример тому — последствия ядерных взрывов в городах Хиросиме и Нагасаки в Японии, трагедия на Чернобыльской АЭС в Советском Союзе, последствия от взрывов на Семипалатинском ядерном полигоне в Казахстане, а также катастрофа на АЭС “Фукусима-1” (2011 г.).




В периодах слева направо восстановительная способность простых веществ убывает, а окислительные свойства усиливаются. В главных подгруппах с увеличением атомного номера элемента окислительные свойства неметаллов ослабевают, а восстановительные свойства металлов возрастают.

Пользуясь периодической системой химических элементов, можно описать строение атомов элементов, предсказать свойства простых веществ.



1. Дайте полную характеристику (по плану, приведенному в параграфе) следующим химическим элементам, с порядковыми номерами:
а) № 17 хлор; б) № 26 железо; в) № 34 селен; г) № 13 алюминий.
2. Незвестный элемент имеет электронную конфигурацию внешнего уровня: $4s^2 3d^6$. Укажите, какой это элемент, его формулу высшего оксида, гидроксида, возможные степени окисления.
3. Хлорид неизвестного элемента X является жидкостью при 20°C . Этот хлорид реагирует с водой, образуя пары белого цвета, и раствор приобретает кислую среду.
а) Данный элемент X является представителем какой группы, I, II или V?
б) Какой тип реакции происходит между X и водой? Напишите уравнение такой реакции в общем виде.
в) Определите, чем являются белые пары вещества, когда X реагирует с водой?
4. Незвестный элемент Y образует твердый, растворимый в воде оксид. Этот раствор показывает pH, равный 10.

- а) Представителем какой группы I, V или VIII является элемент Y?
- б) Какой тип реакции происходит между оксидом Y и водой? Напишите уравнение такой реакции в общем виде.
- в) Объясните, что означает значение $\text{pH}=10$? Подсчитайте, какое количество ионов OH^- будет содержаться в таком растворе.
- *5. В настоящее время делаются попытки открытия элементов с порядковыми номерами 119 и 120. Как вы думаете, какими свойствами они будут обладать?
- *1. Элемент образует высший оксид RO_2 , а в летучем водородном соединении массовая доля водорода равна 25%. Определите элемент.

 Элементы в составе Солнца	
1.	Водород
2.	Гелий
3.	Кислород
4.	Углерод
5.	Железо
6.	Неон
7.	Азот
8.	Кремний
9.	Магний
10.	Сера



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

§ 10. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим образование ковалентной связи по обменному и донорно-акцепторному механизмам.

Ключевые понятия

- обменный механизм
- донорно-акцепторный механизм
- полярная ковалентная связь
- неполярная ковалентная связь
- диполь
- полярность молекулы
- полярность связи
- гомолитический разрыв ковалентной связи
- гетеролитический разрыв ковалентной связи

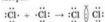
Химическая связь — это электростатическое взаимодействие, которое объединяет отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, кристаллы и т. д.). Образование химической связи — процесс самопроизвольный и всегда сопровождается выделением энергии, так как полная энергия молекулы (или другой многоатомной системы) всегда меньше суммарной энергии изолированных атомов. В этом состоит основная причина образования химической связи. Различают четыре типа химической связи: ионную, ковалентную, металлическую и водородную.

Ковалентная связь — это связь, образованная посредством общих электронных пар. Слово «ковалентная» означает «совместно валентная».

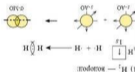
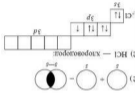
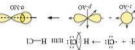
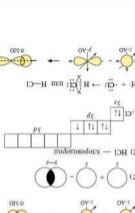
Теорию ковалентной связи предложил в 1916 г. американский ученый Гильберт Льюис. За счет ковалентной связи образуется большинство молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов и атомных кристаллических решеток. Существует два механизма образования ковалентной связи: *обменный и донорно-акцепторный* (табл. 22).

Ковалентная связь может быть *полярной и неполярной*.

Образование неполярной ковалентной связи рассмотрим на примере образования молекулы хлора:





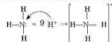
При образовании молекулы хлора общие электронные пары не смещены ни к одному из атомов, так как эти атомы имеют одинаковую

Обычный	<p>Обычный механизм действует, когда пары на счет объединения несвободных электронов: $A\uparrow + B\downarrow = A\uparrow B$</p> <p>1) $H\uparrow$ — водород:</p>  <p>2) $Cl\downarrow$</p>  <p>2) HCl — хлороводород:</p> 
Донорно-акцепторный	<p>При образовании связи по этому механизму один из атомов вкладывает в общую пару электронов, другой — в роли акцептора. Акцептор предоставляет свободную орбиталь. Ковалентная связь образуется за счет перехода донорной электронной пары в общую электронную пару в общей электронной донора и акцептора: $A\uparrow + B\downarrow = A\uparrow B$</p> <p>При образовании катионной ковалентной связи между атомами в анионе и катионе водород образует по донорно-акцепторному механизму. Атом в анионе имеет неподеленную пару электронов, поэтому он вкладывает в общую пару электронов.</p> <p>1) NH_3 — аммиак:</p> 

Механизмы образования ковалентной связи

Таблица 22

Электроотрицательность (ЭО). Электроновая плотность связи находится на одинаковом расстоянии от ядер химических связей атомов хлора. Ковалентную химическую связь образуются между атомами с одной *низкой электроотрицательностью*, *малым количеством электронов*. Порядок ковалентной неполярной связи образуют молекулы простых веществ-неметаллов — H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2 и др.

1	2
<p>3) Cl_2 — в молекуле хлора связь образуется за счет неспаренных p-электронов (перекрывание p-p-орбиталей):</p> $:\ddot{\text{Cl}}\cdot + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \rightarrow :\ddot{\text{Cl}} \left(\overset{\curvearrowright}{\text{Cl}} \right) : \text{ или } \text{Cl} - \text{Cl}$  <p>4) N_2 — в молекуле азота между атомами образуются три общие электронные пары:</p>  $\cdot\ddot{\text{N}}\cdot + \cdot\ddot{\text{N}}\cdot \rightarrow \cdot\ddot{\text{N}} \left(\overset{\curvearrowright}{\text{N}} \right) : \text{ или } \text{N} = \text{N}$	<p>Катион водорода имеет свободную орбиталь и выступает в роли акцептора.</p>  <p>В результате в ионе аммония четыре ковалентные связи $\text{H}-\text{N}$, три из них образованы по обменному механизму, а одна — по донорно-акцепторному. Несмотря на это, все связи равноценны. Аналогично образуется донорно-акцепторная связь в ионе метиламмония $[\text{CH}_3\text{NH}_3]^+$</p>

Рассмотрим механизм образования полярной ковалентной связи на примере хлористого водорода HCl . За счет обобществления неспаренных электронов хлора и водорода образуется молекула хлористого водорода. Возникающая при этом обобществленная электронная пара будет смещена к более электроотрицательному хлору:



В той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент (ЭО Cl (3,12)), накапливается избыток отрицательного заряда (Cl^-), а где менее электроотрицательный элемент (ЭО H (2,1)) — избыток положительного заряда (H^+). Такие молекулы называются *полярными*.

Химическая связь, образованная атомами, электроотрицательность которых отличается незначительно, называется ковалентной полярной связью. Надо отметить, что в обоих случаях ковалентная связь образована по обменному механизму.

Следует различать полярность молекулы и полярность связи. Полярность связи зависит от значений электроотрицательности связанных атомов, а полярность молекулы — и от полярности связи, и от геометрии молекулы.

Например, связи в молекуле углекислого газа CO_2 будут полярными, а молекула не будет полярной, так как имеет линейное строение (рис. 19, а).

Молекула воды H_2O полярна, так как образована с помощью двух ковалентных полярных связей $\text{H}-\text{O}$ и имеет угловую форму (рис. 19, б). Валентный угол НОН составляет $104^\circ 5'$, поэтому у атома кислорода

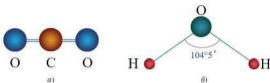


Рис. 19. Формы молекулы: а) линейная CO_2 ; б) угловая H_2O

с частичным отрицательным зарядом δ^- и двумя неподеленными электронными парами формируется отрицательный полюс молекулы, а у атомов водорода с зарядом δ^+ — положительный.

Диполь — это электронейтральная система, в которой центры положительного и отрицательного зарядов находятся на определенном расстоянии друг от друга (рис. 20).

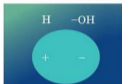


Рис. 20. Молекулы воды — диполь

Гомолитический и гетеролитический разрыв ковалентной связи. Разрыв ковалентной связи может происходить двумя способами, обратными механизмам ее образования. *Разрыв связи, при котором каждый атом получает по одному электрону из общей пары, называется гомолитическим:*



В результате гомолитического разрыва образуются сходные по электронному строению частицы, каждая из которых имеет неспаренный электрон, такие частицы называются *свободными радикалами*. Если при разрыве связи общая электронная пара остается у одного атома, то такой разрыв называется *гетеролитическим*. В результате гетеролитического разрыва образуются разноименно заряженные ионы — *катион и анион*:



Гомолитический разрыв более характерен для неполярных и слабополярных связей, а гетеролитический — для полярных.



Существуют два механизма образования ковалентной связи: *обменный* и *донорно-акцепторный*. Ковалентная связь образуется путем обобществления неспаренных электронов внешних электронных слоев атомов. При образовании связи по донорно-акцепторному механизму

му один из атомов выступает в роли донора электронов, другой — в роли акцептора. Акцептор предоставляет свободную орбиталь, а донор — неподеленную электронную пару.

По степени смещенности общих электронных пар к одному из связанных ими атомов ковалентная связь может быть *полярной* и *неполярной*. Полярность связи зависит от значений электроотрицательности связанных атомов, а полярность молекулы — и от полярности связи, и от геометрии молекулы. В результате гомолитического разрыва образуются свободные радикалы. В результате гетеролитического разрыва образуются разноименно заряженные ионы — *катион* и *анион*.



1. Что было бы, если бы не образовывались химические связи между частицами?
2. Сколько существует механизмов образования ковалентной связи? Как они называются?
3. Сравните обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.
4. Чем определяется валентность элемента, атомы которого образуют ковалентные связи и по обменному, и по донорно-акцепторному механизмам?
5. Какими свойствами отличаются соединения с полярной связью от соединений с неполярной связью?
6. Какие соединения, образованные элементами 3-го периода с хлором, имеют ковалентную полярную, ковалентную неполярную связь? Составьте схемы их образования.
7. Как изменяется полярность в ряду молекул: а) HF, HCl, HBr, HI; б) NH₃, PH₃, AsH₃? Дайте обоснованный ответ.
8. У какого соединения температура плавления ниже: Br₂ или I₂, NaF или KF, LiCl или CsCl, C₂H₅OH или C₂H₅?²
9. Что такое диполь?
10. Что такое гомолитический и гетеролитический разрыв ковалентной связи?
11. Что такое свободные радикалы?
12. Как можно различить полярность молекулы и полярность связи?

§ 11. СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим важнейшие характеристики ковалентной связи
- выясним образование двойных и тройных связей.

Важнейшими характеристиками ковалентной связи являются: 1) энергия; 2) длина; 3) направленность; 4) насыщаемость; 5) полярность. Рассмотрим первые четыре характеристики ковалентной связи (полярность была рассмотрена выше).

Энергия химической связи — это энергия, которая выделяется при ее образовании.

Данная энергия равна энергии, требующейся для разделения молекулы на отдельные атомы. Энергия связи измеряется в кДж/моль и является мерой прочности связи: чем больше энергия связи, тем она прочнее. Энергия химической связи зависит от кратности, длины и способа перекрывания атомных орбиталей.

Длина связи — межъядерное расстояние (рис. 21). Чем это расстояние короче, тем прочнее химическая связь. Например, в ряду молекул NH_3 , PH_3 , AsH_3 длина связи элемента водород возрастает, а ее энергия последовательно уменьшается (390,8; 328,9 и 319,2 кДж/моль соответственно).

Кратность связи между атомами атомами равна числу их обобществленных электронных пар. По числу общих электронных пар (т.е. по кратности) различают одинарные, двойные и тройные ковалентные связи (табл. 23).

Если между двумя атомами в молекуле возникают кратные связи (двойные или тройные), одна из связей будет σ -связью, т.е. образованной перекрыванием электронных облаков вдоль оси ("осевой линии"), соединяющей ядро атомов, а все остальные — π -связями, т.е. образованными перекрыванием электронных облаков по обе стороны от оси соединения атомов. В молекуле этилена C_2H_4 между атомами углерода имеется двойная связь $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$. Одна из них более прочная, является σ -связью, вторая — менее прочная, является π -связью. ацетилена $\text{H}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{H}$ ($\text{H} : \text{C} :: \text{C} : \text{H}$) имеются

Ключевые понятия

- характеристики ковалентной связи:
 - 1) энергия;
 - 2) длина;
 - 3) направленность;
 - 4) насыщенность;
 - 5) полярность;
 - 6) кратность связи.



Рис. 21.
 d — длина связи

В линейной молекуле σ -связи между атомами






Таблица 23

Кратность = 1	Кратность = 2	Кратность = 3
Одинарные: H_2 $\text{H}-\text{H}$	Двойные: CO_2 $\text{O} = \text{C} = \text{O}$	Тройные: N_2 $\text{N} \equiv \text{N}$
Длина связи 0,145 нм	Длина связи 0,125 нм	Длина связи 0,1098 нм
Энергия связи 58,5 кДж/моль	Энергия связи 456 кДж/моль	Энергия связи 945 кДж/моль
$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2$	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$	$\text{HC} \equiv \text{CH}$
Длина связи 0,154 нм	Длина связи 0,134 нм	Длина связи 0,120 нм
Энергия связи 360 кДж/моль	Энергия связи 712 кДж/моль	Энергия связи 962 кДж/моль

углерода и водорода. Атомы углерода связаны одной σ -связью и двумя π -связями. Следует заметить, что энергия двойной и тройной связи больше, чем энергия одинарной связи, а длина, соответственно, меньше. По способу перекрывания электронных орбиталей ковалентная связь делится на σ -связь и π -связь (табл. 24). Обычно энергия σ -связи больше, чем π -связи, так как в первом случае степень перекрывания атомных орбиталей больше; например в случае молекулы этена $E_{\sigma} = 347$ кДж/моль, $E_{\pi} = 265$ кДж/моль. Поскольку $E_{\sigma} > E_{\pi}$, в химических реакциях разрывается π -связь. Между энергией связи, ее длиной и кратностью существует определенная связь: чем выше кратность связи, тем больше ее энергия и меньше длина.

Таблица 24

Перекрывание орбиталей при образовании ковалентной связи

Ковалентная σ -связь	Ковалентная π -связь
<p>Результат перекрывания атомных орбиталей вдоль линии, которая проходит через ядра атомов.</p> <p>Образование σ-связи при перекрывании двух s-атомных орбиталей</p>  <p>Зона повышенной электронной плотности. Образование σ-связи при перекрывании двух p-атомных орбиталей</p>  <p>Зона повышенной электронной плотности</p>	<p>π-связь образуется в результате перекрывания атомных орбиталей вне линии, соединяющей центры атомов.</p> <p>Образование π-связи при перекрывании двух p-атомных орбиталей</p>  <p>Две зоны повышенной электронной плотности</p>
<p>Образование σ-связи при перекрывании двух d-атомных орбиталей</p>  <p>Зона повышенной электронной плотности</p>	<p>Образование π-связи при перекрывании двух d-атомных орбиталей</p>  <p>Две зоны повышенной электронной плотности</p>
Одна область перекрывания	Две области перекрывания
Перекрывание эффективное	Перекрывание менее эффективное
Связь прочная	Связь менее прочная

Под насыщенностью ковалентной связи понимают способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Вы уже

знаете, что число ковалентных связей зависит от числа имеющихся на внешнем энергетическом уровне неспаренных электронов, наличия неподеленных электронных пар и вакантных электронных орбиталей. От насыщенности ковалентной связи зависит стехиометрия молекулярных соединений, их формульный состав, массовые соотношения элементов.

Направленность ковалентной связи. Каждая молекула характеризуется определенным пространственным строением (или геометрией), потому что все атомные орбитали, кроме s -типа, обладают определенной ориентацией. Геометрию элементов некоторых атомов будем рассматривать в будущем. Все вещества с ковалентной связью, как правило, при обычных условиях могут быть жидкостями, газами, твердыми по агрегатному состоянию; низкоплавкими, летучими. Они могут образовывать два типа кристаллических решеток: *атомные* и *молекулярные*.



Энергия химической связи зависит от кратности, межъядерного расстояния и способа перекрытия атомных орбиталей. Чем короче межъядерное расстояние, тем прочнее химическая связь. По числу общих электронных пар (т.е. по кратности) различают *одинарные, двойные и тройные ковалентные связи*. Под *насыщенностью* ковалентной связи понимают способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. По способу перекрытия электронных орбиталей ковалентная связь делится на *σ -связь* и *π -связь*. Каждая молекула характеризуется определенным пространственным строением (или геометрией), потому что все атомные орбитали, кроме s -типа, обладают определенной ориентацией.



1. Назовите основные характеристики ковалентной связи.
2. Чем определяется энергия химической связи?
3. Чем определяется кратность связи?
4. Что такое σ -связь и π -связь? Чем они отличаются друг от друга?
5. Сравните ковалентную полярную и ковалентную неполярную связь.
6. Приведите примеры неполярных молекул, имеющих ковалентные полярные связи.
7. Чем объяснить, что такие вещества, как кислород, водород, углекислый газ, имеют низкие температуры кипения?
8. Что подразумевается под насыщенностью и направленностью ковалентной связи?

Сегодня на уроке:

- узнаем различные виды гибридизации, взаимосвязь между строением и свойством вещества.

Ключевые понятия

- гибридизация sp -, sp^2 - и sp^3 ;
- геометрия молекул.

Гибридизация атомных орбиталей — это взаимодействие (смешение) разных по типу, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома образованием гибридных орбиталей одинаковой формы и энергии. При гибридизации атомные орбитали становятся одинаковыми, вследствие чего образуются равноценные связи с другими атомами и достигается их максимальное удаление друг от друга в пространстве. Существуют следующие основные типы гибридизации: sp -, sp^2 - и sp^3 .

sp -гибридизация. Рассмотрим этот тип гибридизации на примере молекулы хлорида бериллия BeCl_2 . Строение атома бериллия в основном состоянии:



Для образования двух ковалентных связей атом бериллия должен иметь два неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне. Это возможно при переходе атома в возбужденное состояние: $+4\text{Be}^* \dots 2s^1 2p^1 \dots$. Итак, атом бериллия в возбужденном состоянии имеет два неспаренных электрона $2s^1$ и $2p^1$. В результате перекрывания одной $2s$ -орбитали и одной $2p$ -орбитали образуются две гибридные орбитали (рис. 22), которые располагаются на одной линии (угол между орбиталями 180°).



Рис. 22. Образование гибридных sp -орбиталей в атоме бериллия

sp -гибридные орбитали атома бериллия перекрываются p -орбиталями атомов хлора с образованием двух σ -связей (рис. 23).

Гибридные sp -облака всегда располагаются под углом 180° , поэтому для молекул, которые содержат sp -гибридизованные атомы, характерно линейное строение. Примеры химических соединений, для которых характерна sp -гибридизация, — BeH_2 , CO_2 , HCN . Также sp -гибридизация наблюдается во всех ацетиленовых углеводородах (алкинах), карбине и некоторых других органических соединениях.



Рис. 23. Перекрывание электронных облаков в молекуле BeCl_2

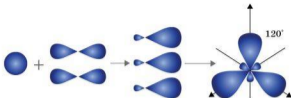


Рис. 24. Образование гибридных sp^2 -орбиталей в атоме бора

sp^2 -гибридизация. Рассмотрим этот тип гибридизации на примере молекулы хлорида бора BCl_3 . Строение атома бора $1s^2 2s^2 2p^1$. Валентность бора в этом соединении равна III, что соответствует числу неспаренных электронов в возбужденном состоянии атома: ${}_2B^* \dots 2s^1 2p^2 \dots$. Гибридизация одной $2s$ - и двух $2p$ -орбиталей дает три гибридных облака, которые, взаимно отталкиваясь, располагаются под углом 120° (рис. 24).

У каждого атома хлора имеется по одному валентному неспаренному p -электрону, орбитали которых перекрываются, образуя плоскостную треугольную молекулу (рис. 25).

Примерами других соединений, в которых имеет место sp^2 -гибридизация, являются графит и молекулы: BCl_3 , SO_3 , BF_3 , ионы: CO_3^{2-} , NO_3^- . Кроме того, sp^2 -гибридизация характерна для всех этиленовых углеводородов (алкенов), диеновых углеводородов, карбоновых кислот, ароматических углеводородов (аренов) и других органических соединений.

sp^3 -гибридизация. В состоянии sp^3 -гибридизации находится, например, атом углерода в молекуле метана CH_4 . В этом соединении атом углерода образует 4 одинарные связи, т.е. его валентность равна IV.

Такую валентность углерод имеет в возбужденном состоянии: ${}_6C^* \dots 2s^1 2p^3 \dots$. Гибридизации в данном случае подвергаются одна $2s$ и три $2p$ -орбитали. В результате образуются четыре гибридных облака, которые располагаются в пространстве под углом $109^\circ 28'$ (рис. 26).

Каждый атом водорода имеет по одному валентному s -электрону, орбитали которого имеют сферическую форму. При перекрывании четырех гибридных орбиталей атома углерода и s -орбиталей четырех атомов водорода возникают четыре σ -связи — образуется молекула метана тетраэдрического строения (рис. 27).



Рис. 25. Перекрывание электронных облаков в молекуле BCl_3

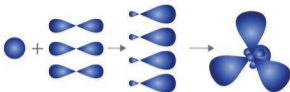


Рис. 26. Образование гибридных sp^3 -орбиталей в атоме углерода

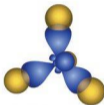


Рис. 27. Перекрытие электронных облаков в молекуле CH_4

Примеры соединений и частиц, для которых характерна sp^3 -гибридизация, — NH_3 , $POCl_3$, NH_4^+ , H_3O^+ , алмаз и вода. Также sp^3 -гибридизация наблюдается во всех предельных углеводородах (алканы, циклоалканы), некоторых других органических соединениях. Следует иметь в виду, что не всегда пространственная конфигурация молекулы, имеющей тип sp^3 -гибридизации, соответствует тетраэдру. Например, в молекуле аммиака (NH_3) валентность атома азота равна III, и его пять электронов внешнего уровня занимают четыре орбитали (одну s и три p). Все они принимают участие в гибридизации (тип гибридизации — sp^3), но только три орбитали (p -орбитали) принимают участие в образовании химической связи. Тетраэдр без одной вершины превращается в пирамиду, поэтому у молекулы аммиака форма молекулы пирамидальная, угол связи искажается до $107^\circ 30'$. В молекуле воды (H_2O) атом кислорода находится в sp^3 -гибридном состоянии, а форма молекулы угловая, угол связи составляет $104^\circ 27'$. Итак, в образовании ковалентных связей принимают участие “обычные” облака (s , p , d , f) и гибридные облака (sp , sp^2 , sp^3 и др.). Все эти облака имеют определенную ориентацию в пространстве. Следовательно, и ковалентные связи, которые образуют эти облака, также характеризуются определенной направленностью. Некоторые из них представлены в таблице 25.

Таблица 25

Пространственное строение молекул различного типа

Тип молекулы	Пространственное строение	Примеры молекул
1	2	3
AB_2	Угловое Линейное	H_2O , H_2S , OF_2 $BeCl_2$, $MgBr_2$, CO_2

1	2	3
AB_2	Пирамидальное Треугольное	NH_3 , PCl_2 , AsH_3 , BCl_2 , $AlBr_2$
AB_4	Тетраэдрическое	CH_4 , CCl_4 , SiH_4



Под *гибридизацией* понимают процесс выравнивания электронных орбиталей по форме и энергии. Существуют следующие основные типы гибридизации: sp -, sp^2 - и sp^3 . Для молекул, которые содержат sp -гибридизованные атомы, характерно линейное строение.

Соединения, в которых имеет место sp^2 -гибридизация, образуют плоскостную треугольную молекулу. Следует иметь в виду, что не всегда пространственная конфигурация молекулы, имеющей sp^3 тип гибридизации, соответствует тетраэдру. Тетраэдр без одной вершины превращается в пирамиду.



1. Что такое *гибридизация атомных орбиталей*?
2. Сколько гибридных орбиталей образуется в результате sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизации?
3. Какое геометрическое строение характерно для молекул, которые содержат sp -гибридизованные атомы?
4. Какова геометрическая форма молекула типа AB_2 , которые содержат sp^2 -гибридизованный атом A?
5. Какова геометрическая форма молекул типа AB_3 , которые содержат sp^2 -гибридизованный атом A?
6. Почему ковалентные связи имеют определенную направленность? Что она обуславливает?
7. Опишите пространственную структуру следующих молекул: $AlCl_3$, PH_3 , H_2O , CaF_2 .
8. Молекула оксида углерода (IV) CO_2 имеет линейную форму. Сколько σ - и π -связей в этой молекуле? Какие электронные облака атома углерода участвуют в образовании этих связей? Молекула CO_2 полярная или неполярная?

§ 13. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ И ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

Все известные химические элементы можно разделить на **металлы** и **неметаллы**.

Металлы — элементы, атомы которых способны отдавать электроны.

Неметаллы — элементы, атомы которых могут принимать электроны.

При взаимодействии металла с неметаллом атом первого теряет электроны, а атом второго их присоединяет.

Сегодня на уроке:

- поймем физический смысл понятия электроотрицательности атома;
- сможем прогнозировать на ее основе вид химической связи в соединении.

Ключевые понятия

- электроотрицательность
- полярность связи

А что происходит, если взаимодействуют атомы двух неметаллов?

Сравним атомы серы и кислорода:



Чем слабее связаны валентные электроны с ядром, тем больше радиус атома серы. При образовании связи происходит сдвиг электронов от серы к кислороду. Значит, атомы разных неметаллов притягивают к себе электроны неодинаково.

Способность атомов элементов оттягивать к себе общие электронные пары в химических соединениях называется *электроотрицательностью* (ЭО).

Общие электронные пары образуются валентными электронами, поэтому можно сказать, что *электроотрицательность* — это способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов. *Электроотрицательность* (X) — фундаментальное химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары. *Электроотрицательность* — химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле притягивать к себе электроны атомов других элементов.

Относительная электроотрицательность.

Первой и наиболее известной шкалой относительной электроотрицательности является шкала Л. Полинга, полученная из термохимических данных и предложенная в 1932 г. За единицу в ней принята электроотрицательность лития. Наиболее электроотрицательным среди элементов, способных образовывать соединения, является фтор, и его электроотрицательность равна 4.

Электроотрицательность остальных элементов изменяется в пределах от 0,7 до 4.

Как правило, неметаллы имеют ЭО больше двух. У металлов значение ЭО меньше двух. Некоторые элементы (B, Si, Ge, As, Te) со значениями электроотрицательности, близкими к двум, способны проявлять промежуточные свойства. Элементы VIII группы периодической системы (благородные газы) имеют нулевую электроотрицательность (табл. 26).

Электроотрицательность элементов периодической системы, как правило, последовательно возрастает слева направо в каждом периоде, и *наибольшее* значение — у галогенов. Чем выше электроотрицательность, тем сильнее у элементов выражены неметаллические свойства. В пределах каждой группы, за несколькими исключениями, электроотрицательность последовательно убывает сверху вниз, следовательно, металлические свойства элементов возрастают. *Наименьшее* значение наблюдается у щелочных металлов.

Таблица электроотрицательности

Группа Период	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	B	B	B	
1													H					
2	Li 1,0		Be 1,5		B 2,0		C 2,5		N 3,0		O 3,5		F 4,0					
3	Na 0,9		Mg 1,2		Al 1,5		Si 1,8		P 2,1		S 2,5		Cl 3,0					
4	K 0,8	Cu 1,9	Ca 1,0	Zn 1,6	Ga 1,6	Sc 1,3	Ge 1,8	Ti 1,5	As 2,0	V 1,6	Se 2,4	Cr 1,6	Br 2,8	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	
5	Rb 0,8	Ag 1,9	Sr 1,0	Cd 1,7	In 1,7	Y 1,2	Sn 1,8	Zr 1,4	Sb 1,9	Nb 1,6	Te 2,1	Mo 1,8	I 2,5	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	
6	Cs 0,7	Au 2,4	Ba 0,9	Hg 1,9	Tl 1,8	La-Lu 1,0-1,2	Pb 1,9	Hf 1,3	Bi 1,9	Ta 1,5	Po 2,0	W 1,7	At 2,2	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	
7	Fr 0,7		Ra 0,9															

Элементы с высокой и низкой электроотрицательностью являются активными.

Пользуясь понятием электроотрицательности элементов, можно предсказать вид химической связи. Как вы знаете, химическая связь возникает за счет перераспределения электронов валентных орбиталей, в результате чего возникает устойчивая электронная конфигурация благородного газа, за счет образования ионов или образования общих электронных пар. При взаимодействии атомов с одинаковой электроотрицательностью образуется неполярная ковалентная связь. В этом случае связывающие электронные пары располагаются симметрично между ядрами связывающихся атомов. В результате образуются неполярные молекулы, в которых электроны расположены симметрично относительно ядер.

Чаще всего встречается полярная ковалентная связь — она образуется между любыми атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно. Следовательно, в результате смещения общей электронной пары к одному из атомов проявляется полярность связи. Полярность химической связи иногда указывают символами зарядов у атомов (например, $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$, где δ — некоторая доля элементарного заряда). Чем выше значение электроотрицательности двух атомов, тем более полярной является химическая связь между ними. Предельный случай поляризации химической связи — полный переход электронов от одного атома к другому. При этом образуется два иона, между которыми возникает ионная связь. Этот вид связи образуется между

атомами элементов, электроотрицательности которых резко отличаются (между атомами металлов и неметаллов).

Давайте установим, как происходит сдвиг электронов при взаимодействии атомов хлора и серы, серы и кислорода и какая связь будет более полярна.

Хлор и сера расположены в третьем периоде. Электроотрицательность по периоду возрастает слева направо. ЭО хлора больше ЭО серы, значит, электроны будут сдвинуты от серы к хлору. Заряд атома серы будет положительным, а хлора — отрицательным:



Проверим вывод по шкале Полинга. Электроотрицательность хлора равна 3, а электроотрицательность серы — 2,5. Хлор более электроотрицательный. Разница между электроотрицательностями элементов составляет 0,5.

Кислород и сера расположены в VIA группе. Электроотрицательность по группе сверху вниз уменьшается. ЭО кислорода больше ЭО серы, значит, электроны будут сдвинуты от серы к кислороду. Атом серы имеет положительный заряд, а кислорода — отрицательный:



$$\text{ЭО (O)} = 3,5, \quad \text{ЭО (S)} = 2,5.$$

Разница между электроотрицательностями элементов составляет 1,0. Следовательно, связь между серой и кислородом будет более полярна, чем связь между серой и хлором.

Полярность молекул в значительной мере определяет свойства веществ. Полярные молекулы поворачиваются друг к другу разноименно заряженными полюсами, и между ними возникает взаимное притяжение, поэтому вещества, образованные полярными молекулами, имеют более высокие температуры плавления и кипения, чем вещества, молекулы которых неполярны.

Жидкости, молекулы которых полярны, имеют более высокую растворимость. При этом чем больше полярность молекул растворителя, тем выше растворимость в ней полярных или ионных соединений. Например, раствор хлороводорода в воде, молекулы которой полярны, хорошо проводит электрический ток. Раствор хлороводорода в бензоле не обладает заметной электропроводностью. Это указывает на отсутствие ионизации хлороводорода в бензольном растворе, так как молекулы бензола неполярны.



Электроотрицательность — химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле притягивать к себе электроны атомов других элементов. Электроотрицательность элементов периодической системы, как правило, последовательно возрастает слева направо в каждом периоде, и наи-

большее значение у галогенов, а наименьшее — у щелочных металлов. В пределах каждой группы, за небольшими исключениями, электроотрицательность последовательно убывает сверху вниз, следовательно, металлические свойства элементов возрастают. Чем выше значение электроотрицательности двух атомов, тем более полярной является химическая связь между ними. Предельный случай поляризации химической связи — полный переход электронов от одного атома к другому, между которыми возникает ионная связь.



1. Что такое электроотрицательность? Используя шкалу электроотрицательности и периодическую таблицу, расположите химические знаки перечисленных ниже элементов в порядке возрастания значений электроотрицательности: фосфор, магний, бор, цезий, кислород, кремний, калий, углерод, водород, литий, фтор, сера, алюминий, кальций.
2. Почему числовые значения электроотрицательностей атомов элементов позволяют судить о виде химической связи, возникающей между атомами? Поясните на конкретных примерах.
3. Какое соединение является более прочным и почему: а) йодид калия или йодид натрия; б) фторид натрия и хлорид натрия; в) йодид кальция или бромид кальция; г) фторид кальция и хлорид калия?

§ 14. ИОННАЯ СВЯЗЬ

Если химическая связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей ($\Delta\text{ЭО} > 1,7$), то общая электронная плотность переходит к атому с большой ЭО. В результате этого образуются электрически заряженные частицы.

Такие частицы называются *ионами*:



Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется *ионной связью*. Однако при образовании ионной связи не происходит идеального (полного) перехода электронов. Ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи. В ее основе лежит электростатическое взаимодействие ионов. Согласно этому атомы элементов с числом электронов в наружном слое меньше восьми присоединяют или теряют такое число электронов, которое делает наружный электронный слой таким, как у атома ближайшего инертного газа. Например, рассмотрим схему образования ионной связи во фториде натрия:



По своим свойствам ионная связь отличается от ковалентной связи. Силы электростатического взаимодействия направлены от данного иона

Сегодня на уроке:

- рассмотрим механизм образования ионной связи.

Ключевые понятия

- ионы
- электростатическое притяжение
- ионная кристаллическая решетка

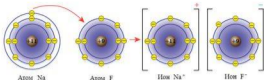


Рис. 28. Взаимодействие атомов натрия и фтора

во все стороны, поэтому этот ион может притягивать ионы противоположного знака в любом направлении (рис. 28). Электрон переходит от атома натрия к атому фтора. Оба иона — натрий и фтор — имеют устойчивые электронные конфигурации. Этим обусловлены ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. В кристаллической решетке ионных соединений вокруг каждого иона располагается определенное число ионов с противоположным зарядом. Например, в кристаллической решетке фторида натрия NaF каждый ион натрия Na^+ окружен шестью фторид-ионами F^- , а каждый фторид-ион — шестью ионами натрия (рис. 29).

Знаешь ли ты?

В зубной пасте содержится фторид натрия, который необходим для предотвращения кариеса. Кроме того, фторид натрия используется как моющее средство. Однако при большой концентрации фтор (или при частом употреблении продуктов, содержащих фтор) способен вызвать флюороз зубов, который может привести к потере зубов.

Таким образом, весь кристалл фторида натрия представляет собой как бы одну гигантскую молекулу, состоящую из огромного числа ионов (Na^+F^-)_n, вследствие чего для ионных соединений понятие простых двухатомных молекул при обычных условиях теряет смысл. Существуют вещества, молекулы которых содержат и ионные, и ковалентные связи.



Рис. 29. Строение кристалла фторида натрия NaF

К таким веществам относятся, например, щелочи и многие соли. Так, в молекулах гидроксида натрия NaOH и сульфата натрия Na_2SO_4 связи между атомами натрия и кислорода представляют собой ионные связи, а остальные связи (H—O в NaOH и между S—O в Na_2SO_4) — ковалентные полярные. В органических соединениях ионные связи встречаются довольно редко, т.е. атом углерода не склонен ни терять, ни приобретать электроны с образованием ионов. Тем не менее ионная связь присутствует в органических солях RCOONa^+ , ROK^+ и основанных $\text{R}_3\text{N}^+\text{OH}^-$.



Ионная связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей. В ее основе лежит электростатическое взаимодействие ионов. По своим свойствам ионная связь отличается от ковалентной связи. Силы электростатического взаимодействия направлены от данного иона во все стороны, поэтому и этот ион может притягивать ионы противоположного знака в любом направлении. Этим обусловлены ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. В кристаллической решетке ионных соединений вокруг каждого иона располагается определенное число ионов с противоположным зарядом.



1. Чем сходны и различны типы химической связи?
2. Определите типы химической связи в веществах, формулы которых:
а) NaCl , H_2S , F_2 , AlCl_3 б) H_2 , NH_3 , NaF , Zn ;
в) HCl , Cl_2 , Ca_3N_2 , FeS .
3. Приведите примеры и напишите формулы соединений с ионной связью. Изобразите механизм образования ионной связи для этих соединений.
4. Почему у соединений с ионным типом связи нет запаха?
5. Напишите формулы двух соединений, имеющих одновременно ионную и ковалентную связи.
6. Напишите электронные формулы следующих ионов: Ca^{2+} , S^{2-} . Какому атому соответствуют электронные формулы этих ионов?
7. Какие соединения, образованные элементами 3-го периода с хлором, имеют ионную связь? Составьте схемы их образования.
8. В тетрадах напишите по три формулы соединений с: а) ионной; б) ковалентной полярной; в) ковалентной неполярной связью. Изобразите их схемы образования.
9. Как изменяется размер частиц при переходе от нейтрального атома к положительно заряженному иону? При переходе от нейтрального атома к отрицательно заряженному иону?
10. Для каждой из пар частиц укажите, размер какой частицы больше:
1. Cl^- и Cl^0 3. Ca^{2+} и K^+
2. S^{2-} и S^0 4. Cs^+ и I^-

§ 15. ТЕОРИЯ ОТТАЛКИВАНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ПАР

До этого мы рассматривали определение геометрии молекул гибридизацией атомных орбиталей. Теперь для прогнозирования геометрии молекул и ионов используем другой метод.

Простой метод определения геометрической формы молекул был предложен канадским физикохимиком Р. Гиллеспи. В основе метода лежит модель отталкивания электронных пар в валентной оболочке центрального атома. Согласно методу Гиллеспи геометрия

Сегодня на уроке:

- рассмотрим теорию отталкивания электронных пар для прогнозирования пространственной формы молекул и ионов.

Ключевые понятия

- теория отталкивания электронных пар
- положения метода Гиллесли
- алгоритм определения строения молекулы

молекул определяется не только гибридизацией атомных орбиталей, но и числом связывающих и наличием неподеленных валентных электронных пар. При этом каждая молекула представляет собой геометрическую фигуру, вписанную в сферу. Молекула будет иметь минимум энергии, если все связывающие электронные пары будут равноудалены друг от друга на поверхности сферы. Неподеленная пара занимает на сфере большую площадь,

что приводит к уменьшению валентного угла тем больше, чем больше в молекуле неподеленных пар электронов. Строение молекулы определяется расположением в пространстве связывающих электронных пар. Электронные пары располагаются в пространстве таким образом, чтобы отталкивание между ними было минимальным (две электронные пары располагаются линейно, три образуют правильный треугольник, четыре — тетраэдр и т. д.).

При рассмотрении геометрической формы молекулы методом Гиллесли ее формула записывается в виде AX_nE_m , где А — центральный атом; X — лиганд, с которым центральный атом образует химическую связь, то есть дает связывающие электронные пары; E — неподеленная электронная пара; n, m — соответственно число связывающих и неподеленных электронных пар.

Алгоритм определения строения молекулы

1. На основании формулы молекулы определяется число лигандов n , с которыми центральный атом образует связь, и записывается формула:



с указанием значения n .

2. Находится общее число связывающих и неподеленных электронных пар ($n + m$) по формуле:

$$(n + m) = \frac{1}{2} (N_o + \sum N_x - z) - \pi$$

где N_o — число электронов центрального атома на его внешнем электронном слое, $\sum N_x$ — число электронов лигандов, участвующих в образовании связей с центральным атомом, π — число π -связей в молекуле, z — заряд иона (в случае определения строения молекулярного аниона).

3. Определяется пространственное расположение всех электронных пар (связывающих и неподеленных).

4. Находится число неподеленных электронных пар m и уточняется формула молекулы AX_nE_m (указывается значение m).

5. Устанавливается геометрия молекулы.

Примеры определения строения молекул по методу Гиллеспи

Пример 1. Молекула BF_3 .

1. Формула молекулы AX_3E_n .

2. Атом бора дает три электрона на образование σ -связей, и каждый из трех атомов фтора дает по одному электрону; π -связи в молекуле отсутствуют. Общее число образующих σ -связи электронных пар:

$$n + m = (3 + 3)/2 = 3.$$

3. Расположение электронных пар в пространстве — правильный треугольник.

4. Число неподеленных электронных пар $m = 3 - 3 = 0$. Формула молекулы AX_3E_0 .

5. Строение молекулы — правильный треугольник. Все валентные электроны атома бора идут на образование σ -связей с тремя атомами фтора. Неподеленных электронных пар у атома бора нет.

Пример 2. Молекула SnCl_2 .

1. Формула молекулы AX_2E_n .

2. Общее число электронных пар в валентной оболочке атома олова:

$$n + m = (4 + 2)/2 = 3$$

(у олова на внешнем слое четыре электрона и два электрона дают атомы хлора; π -связи в молекуле отсутствуют).

3. Расположение электронных пар в пространстве — правильный треугольник.

4. Число неподеленных электронных пар $m = 3 - 2 = 1$. Формула молекулы AX_2E_1 .

5. Строение молекулы — нелинейная (угловая).

Пример 3. Молекула SO_2 .

1. Формула молекулы AX_2E_n . Молекула содержит две π -связи.

2. Общее число электронных пар в валентной оболочке атома серы

$$n + m = (6 + 4)/2 - 2 = 3.$$

(у атома серы на внешнем электронном слое шесть электронов, четыре электрона дают два атома кислорода; в молекуле две π -связи, которые вычитаются при определении $n+m$).

3. Расположение электронных пар в пространстве — правильный треугольник.

4. Число неподеленных электронных пар $m = 3 - 2 = 1$. Формула молекулы AX_2E_1 .

5. Строение молекулы — нелинейная (угловая).

Атом серы имеет шесть валентных электронов. Из них четыре идут на образование σ - и π -связей с двумя атомами кислорода ($\text{O}=\text{S}=\text{O}$). В результате у атома серы остается одна неподеленная пара электронов.

Пример 4. Молекулярный ион CO_3^{2-} .

1. Формула иона AX_3E_m . Ион содержит одну π -связь.

2. Общее число электронных пар в валентной оболочке атома углерода $n + m = (4 + 6 - 2)/2 - 1 = 3$ (к четырем электронам атома углерода прибавляем шесть электронов атома кислорода и вычитаем два электрона атома кислорода — заряд карбонат-иона; из полученной величины вычитаем также число π -связей).

3. Расположение электронных пар в пространстве — плоский треугольник.

4. Число неподеленных электронных пар $m = 3 - 3 = 0$. Формула карбонат-иона AX_3E_0 .

5. Строение карбонат-иона — плоский треугольник.

Геометрия молекул некоторых неорганических и органических веществ представлена в таблице 27.

Таблица 27

Геометрия молекул неорганических и органических веществ

№	Тип молекулы	Примеры	Общее число связывающих и неподеленных электронных пар	Пространственное расположение электронных пар	Число связывающих электронных пар	Геометрия молекулы
1	AX_2E_2	$\text{BeCl}_2, \text{CO}_2$	2	линейное	2	линейная
2	AX_3E_0	BF_3, SO_3	3	правильный треугольник	3	правильный треугольник
3	AX_2E_1	SnCl_2	3	правильный треугольник	2	угловая
4	AX_4E_0	$\text{CH}_4, \text{CCl}_4$	4	тетраэдр	4	тетраэдр
5	AX_3E_1	NH_3, PH_3	4	тетраэдр	3	треугольная пирамида
6	AX_2E_2	H_2O	4	тетраэдр	2	угловая
7	AX_5E_0	PCl_5	5	тригональная бипирамида	5	тригональная бипирамида
8	AX_4E_1	SF_6	5	тригональная бипирамида	4	“капелла”



Простой метод определения геометрической формы молекул был предложен Р. Гиллеспи. В основе метода лежит модель отталкивания электронных пар в валентной оболочке центрального атома.



1. Приведите примеры линейных частиц разных типов AX_2E_n .
2. Приведите примеры пирамидальных, тетраэдрических частиц.
3. Сравните геометрию SF_4 и SF_6 , PF_3 и ClF_3 .
4. Определите по методу Гиллеспи геометрическую форму молекул: H_2S , BCl_2 , XeF_2 , SO_2 .
5. Определите по методу Гиллеспи геометрическую форму иона NO_2^- .

§ 16. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Металлическая связь имеет место в металлах и сплавах. Металлы и их сплавы были известны человечеству с давних пор. Большинство химических элементов (свыше 90) относятся к металлам. **Металлами называют вещества, обладающие высокой электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и металлическим блеском.**

В Периодической системе химических элементов металлы расположены левее и ниже условной разделительной линии, направленной от бора к астату. Достаточно вспомнить, как в ней расположены неметаллы.

У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне обычно находится от одного до трех электронов, например, один у натрия, два у магния и три у алюминия. У некоторых металлов на внешнем энергетическом уровне атома располагаются четыре или пять электронов. Например, $Sr — 5s^25p^2$, $Bi — 6s^26p^3$.

Вступая в химические реакции, атомы металлов отдают свои валентные электроны. Легкость отдачи электронов возрастает с уменьшением числа электронов на внешнем энергетическом уровне и с удалением внешнего энергетического уровня от атомного ядра.

Следовательно, с ростом порядкового номера элемента способность отдавать электроны и металличность в периодах уменьшается, а в подгруппах увеличивается.

Наиболее типичные металлы расположены в начале периодов (элементы IA, IIA групп).

В химических соединениях металлы проявляют только положительные степени окисления и обладают восстановительными свойствами.

В отличие от атомов неметаллов атомы металлов обладают большим радиусом и легко отдают валентные электроны. При этом атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются между положительно заряженными ионами металлов. Между этими заряженными частицами образуется особый тип химической связи — **металлическая**. Эта связь обуславливает образование металлической

Сегодня на уроке:

- узнаем о природе металлической связи, о ее влиянии на физические свойства металлов.

Ключевые понятия

- металлическая связь
- металлическая кристаллическая решетка

кристаллической решетки простых веществ металлов. В узлах этих кристаллических решеток находятся положительно заряженные ионы металлов, а между ними передвигаются свободные электроны. Электроны находятся в непрерывном движении, и при их столкновении с ионами металлов последние превращаются в нейтральные атомы, а затем вновь в ионы, поэтому ионы металлов в кристаллической решетке, окруженные подвижными электронами, получили название *ион-атомов* в отличие от обычных ионов.



В организме ионы металлов в виде соединений с белками переносятся кровью в определенные органы. Интересно, что каждый металл имеет "любимые" органы. Так, в костной ткани накапливаются свинец, бериллий, барий. Ртуть собирается в почках, мышьяк оседает в щитовидной железе, хром содержится в поджелудочной железе.

*Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют **металлическими**.*

*Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решетку, называют **металлической связью** (рис. 30).*

Благодаря общим физическим свойствам металлов они имеют особое строение кристаллических решеток. Металлы являются хорошими проводниками электричества и теплоты. Это обусловлено наличием электронов, свободно перемещающихся по всему объему кристаллической решетки металла. Помимо того что электроны могут быть участниками направленного движения (электрического тока), они

также могут переносить и тепловую энергию. Благодаря особенностям металлической связи многие металлы пластичны, обладают хорошей ковкостью. При механическом воздействии на металл происходит смещение слоев атомов, однако из-за перемещения электронов по всему кристаллу связь не разрывается. Прекрасный пример пластических свойств металлов демонстрирует золото: из 1 грамма этого металла можно получить проволоку длиной три километра! А из железа можно прокатать пластинку настолько

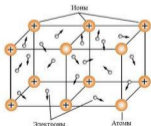


Рис. 30. Строение металлической решетки

тонкую, что через нее можно читать текст учебника. *Металлическая связь* — это особый вид химической связи, но наряду с отличиями она имеет и сходства с ковалентной и ионной типами связи.



Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют *металлическими*. Особое строение кристаллических решеток металлов обуславливает их общие физические свойства. Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решетку, называют *металлической связью*. *Металлическая связь* — наряду с отличиями она имеет и сходства с ковалентной и ионной типами связи. Металлы являются хорошими проводниками электричества и теплоты. Это обусловлено наличием электронов, свободно перемещающихся по всему объему кристаллической решетки металла.



1. Как расположены металлы в Периодической таблице Д. И. Менделеева? Чем отличается строение атомов металлов от строения атомов неметаллов?
2. Объясните образование металлической связи.
3. Верно ли утверждение: металлическая связь ненасыщенна и ненаправленна? Поясните.
4. Назовите сходство и отличие между металлической и ионной типами связи.
5. Назовите сходство и отличие между металлической и ковалентной типами связи.

§ 17. ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Химические связи образуются не только между атомами, но также и между молекулами. Одним из таких видов является водородная связь, возникающая между молекулами, в состав которых входит водород и элемент с высокой отрицательностью (F, O, N), связанный с атомом водорода ковалентной полярной связью. Водородные связи характерны для таких веществ, как вода, аммиак, фтороводород, спирты, уксусная кислота, также широко распространены в природе, например в белках, нуклеиновых кислотах.

Водородная связь — это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы (части молекулы) и отрицательно заряженным атомом другой молекулы (другой части молекулы). Водородная связь

Сегодня на уроке:

- рассмотрим механизм образования водородной связи;
- узнаем о единой природе химической связи.

Ключевые понятия

- водородная связь
- межмолекулярные водородные связи
- внутримолекулярная водородная связь
- единая природа химической связи

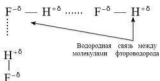


Рис. 31. Схема образования водородных связей в молекулах фтороводорода

имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный механизм. Например, в молекуле фтороводорода HF атом с большой электроотрицательностью — фтор — смещает на себя электронное облако, приобретая значительный эффективный отрицательный заряд, а ядро атома водорода (протон) практически лишается электронного облака и приобретает эффективный положительный заряд. Между протоном атома водорода и отрицательно заряженным атомом фтора соседней молекулы возникает электростатическое притяжение, что и приводит к образованию водородной связи (рис. 31).

Чем больше электроотрицательность атома-партнера и чем меньше его размеры, тем сильнее проявляется водородная связь. Энергия водородной связи невелика (10–40 кДж/моль, что в 10 раз меньше ковалентной связи), однако она влияет на физические и химические свойства веществ.

Вещества, способные образовывать водородные связи с молекулами растворителя, обладают хорошей растворимостью. В водных растворах молекулы NH_3 , HF образуют водородные связи не только между собой, но и с молекулами воды. Благодаря водородным связям аммиак имеет большую растворимость в воде: в 1 л воды растворяется 700 л аммиака.

Водородная связь, возникшая между молекулами, называется *межмолекулярной*. Соединения с межмолекулярными водородными связями имеют значительно более высокие температуры кипения, чем соединения с той же молекулярной массой, но не ассоциированные за счет водородных связей. Например, температура кипения этанола (78,3°C) значительно выше, чем температура кипения диметилового эфира (24°C). Образованием водородных связей объясняется растворимость многих органических соединений в полярных растворителях. Например, в водном растворе происходит гидратация низших спиртов (рис. 32).

Водородная связь может возникать внутри одной молекулы, такая связь называется *внутримолекулярной водородной связью*. Внутримолекулярные связи встречаются в органических веществах. Например, внутримолекулярная водородная связь в молекуле салициловой кислоты возникла за счет наличия в гидроксильной группе $-\text{OH}$ с частично



Рис. 32. Возникновение межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи

положительным зарядом водорода ($H^{\delta+}$) и в карбоксильной группе — $COOH$ кислорода, имеющего неподеленные электронные пары с частично отрицательным зарядом. Молекулы с внутримолекулярными водородными связями не могут вступать в межмолекулярные водородные связи. Поэтому вещества с такими связями не образуют ассоциатов, более летучи, имеют более низкие вязкости, температуры кипения и плавления, чем их изомеры, способные образовать межмолекулярную связь. Водородные связи играют огромную роль в формировании пространственной структуры белков, углеводов, нуклеиновых кислот. Вещества с водородной связью имеют молекулярные кристаллические решетки, например вода (рис. 33).

Знаешь ли ты?

При отсутствии водородных связей вода кипела бы при $-80^{\circ}C$ и, разумеется, наша форма жизни была бы невозможна.

Единая природа химической связи.

Деление химических связей на типы носит условный характер, так как все они характеризуются определенным единством. Ионную связь, как мы уже говорили, можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи. В веществах часто отсутствуют предельные случаи химической связи (или "чистые" химические связи). Например, фторид лития LiF относят к ионным соединениям. Фактически же в нем связь на 80% ионная и на 20% ковалентная. Различные типы связей могут переходить одна в другую,

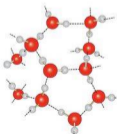


Рис. 33. Кристаллическая решетка молекулы воды

например, при электролитической диссоциации в воде ковалентных соединений ковалентная полярная связь переходит в ионную; при испарении металлов металлическая связь превращается в ковалентную неполярную и т. д.



Водородная связь — это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы (части молекулы) и отрицательно заряженным атомом другой молекулы (другой части молекулы). Водородная связь имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный механизм. Водородная связь может возникать не только между разными молекулами, но и внутри самой молекулы. Деление химических связей на типы носит условный характер, так как все они характеризуются определенным единством. Различные типы связей могут переходить одна в другую.



1. Дайте характеристику водородной связи. В каких случаях возможно ее образование? Приведите примеры.
2. Какие из веществ, названия которых приведены ниже, имеют наибольшую температуру плавления и почему? 1) сахароза; 2) лед; 3) хлорид калия; 4) йод; 5) натрий?
3. Выберите вещества, между молекулами которых может образоваться водородная связь: метан, аммиак, оксид углерода (IV), фтороводород, вода, кислород. Ответ объясните.
4. Докажите, что все типы химической связи имеют общую природу.

§ 18. КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ

Сегодня на уроке:

- поймем, что свойства кристаллических веществ зависят от вида химической связи и от типа кристаллических решеток.

Ключевые понятия

- кристаллическая решетка
 - а) атомная;
 - б) молекулярная;
 - в) ионная;
 - г) металлическая.

Известно, что вещества в обычных условиях бывают в трех агрегатных состояниях: твердом, жидком и газообразном. Возникает вопрос: как отражается на физических свойствах вещества природа химических связей в нем? Можно ли, например, по внешним признакам вещества сделать вывод о характере химической связи между образующими вещество частицами? Попробуем найти ответ на эти вопросы. При затвердевании веществ образующие их частицы располагаются в определенном порядке. Правильное расположение частиц в кристаллах называется *кристаллической решеткой*.

Различают следующие типы кристаллических решеток (рис. 34):

- атомная;
- молекулярная;

- ионная;
- металлическая.

Рассмотрим каждый тип кристаллической решетки по отдельности.

Атомные кристаллические решетки — в узлах кристаллической решетки находятся атомы, между которыми ковалентные связи (рис. 34, а). Пример: алмаз, графит, бор, кремний, SiC — карборунд, SiO₂ — кварц, некоторые силициды, карбиды, оксиды: Al₂O₃, Cr₂O₃; физические свойства веществ с атомной кристаллической решеткой — твердые, тугоплавкие, нелетучие, в воде нерастворимые вещества.

Молекулярные кристаллические решетки — в узлах находятся молекулы, между которыми слабые силы межмолекулярного взаимодействия (ковалентная неполярная и ковалентная полярная связи) (рис. 34, б). Связь между молекулами очень слабая, поэтому решетка легко разрушается.

Большинство веществ с такой решеткой: газы — O₂, N₂, CO₂, Cl₂; жидкости — вода, спирт, кислоты, Br₂; твердые вещества — нафталин, I₂, глюкоза, сахароза. Они обладают летучестью, хрупки в кристаллическом виде, имеют низкую температуру кипения и плавления. В зависимости от полярности молекул они могут быть растворимы в воде, диссоциировать, проводить электрический ток.

Ионная решетка. Такой вид решетки образуется при взаимодействии ионов металлов и неметаллов, т. е. с ионным видом химической

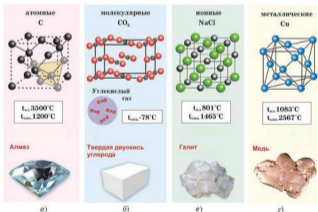


Рис. 34. Типы кристаллических решеток

связи. Например, такую решетку имеет хлорид натрия (рис. 34, е). Ионы натрия и хлора размещаются в строго определенном порядке (шахматный порядок). Правильным расположением ионов объясняется правильная форма кристаллов ионных соединений — кубы в случае хлорида натрия, а сильным притяжением ионов — прочность кристаллов. Все ионные соединения имеют сравнительно высокую твердость, тугоплавки и нелетучи, как правило, хорошо растворимы в воде. Водные растворы и расплавы веществ с ионной решеткой хорошо проводят электрический ток. По прочности ионные кристаллические решетки уступают атомным, но превосходят молекулярные.

Металлические кристаллические решетки

Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют *металлическими* (рис. 34, з).

Металлическую кристаллическую решетку имеют все металлы (Na, Ca, Fe, Al, Cu и другие, кроме ртути) и сплавы. Особое строение кристаллических решеток металлов обуславливает их общие физические свойства. Металлы являются хорошими проводниками электричества и теплоты.



В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах кристаллической решетки, различают *атомные, молекулярные, ионные и металлические кристаллические решетки*. Свойства кристаллических веществ зависят не только от вида химической связи, существующей между частицами, но и от типа кристаллических решеток.



1. По каким признакам лед, спирт и воду можно отнести к веществам с молекулярной кристаллической решеткой?
2. Определите, какой тип кристаллической решетки у:
а) KCl; б) SiO₂; в) H₂S; г) Cu.
3. Определите, у какого из веществ будет выше температура плавления:
а) AlCl₃; б) KCl; в) HCl.
4. В таблице приведены температуры плавления, точки кипения и электрические свойства шести веществ от А до F.

Вещество	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	Электропроводимость в твердом состоянии	Электропроводимость в жидком состоянии
1	2	3	4	5
А	-210	-196	Не проводит	Не проводит
В	777	1627	Не проводит	Хорошо проводит

1	2	3	4	5
C	962	2212	Хорошо проводит	Хорошо проводит
D	-94	63	Не проводит	Не проводит
E	1410	2355	Не проводит	Не проводит
F	1064	2807	Хорошо проводит	Хорошо проводит

Найдите соответствие между веществами и их свойствами:

- Какие два вещества могут быть металлами?
 - Какие свойства веществ соответствуют азоту?
 - Какое вещество представляет собой ионное соединение?
 - Какое вещество представляет собой жидкость при комнатной температуре?
 - Какое вещество имеет атомную структуру, аналогичную структуре алмаза?
 - Какие вещества имеют молекулярное строение?
5. Заполните пустые ячейки в таблице.

Вид кристаллической решетки	Физические свойства	Примеры веществ
Молекулярная		
Ионная	Высокие температуры плавления и кипения, высокая твердость, хрупкость, хорошая растворимость в воде	
	Разные температуры плавления, пластичность, ковкость, высокая электро- и теплопроводность, в воде плохо растворяется	

6. На диаграмме показана упрощенная форма периодической таблицы:

W												T						R	X
																		Y	
	H																		
				S															U
		Z																	P

Используя диаграмму, ответьте на следующие вопросы. Каждый элемент может использоваться более одного раза.

- У какого элемента электроотрицательность самая высокая?
- У какого элемента электроотрицательность самая низкая?
- Какие элементы не проводят электрический ток?



4. Какие элементы проводят электрический ток?
5. Какие элементы не образуют химическую связь?
6. Между какими элементами образуется ковалентная полярная связь?
7. Между какими элементами образуется ковалентная неполярная связь?
8. Между какими элементами образуется ионная полярная связь?
9. Какие элементы образуют металлическую связь?
10. Между какими элементами образуются вещества с высокой температурой плавления, которые в твердом состоянии не проводят электрический ток, а в растворенном и расплавленном состоянии проводят?
11. Какие элементы образуют вещества, которые в обычных условиях находятся в газообразном состоянии?



10 рекордсменов по строению

1. Молекула T_2 (трипий) — самая прочная одынарная связь
2. Связь между атомами хрома в антоне с хлором и водой — самая прочная четвертая связь
3. Угарный газ — самая прочная связь между разными атомами
4. Оксид азота (III) — самая непрочная связь между атомами азота
5. Дикубан — самая короткая углерод-углеродная связь
6. Дишини — самая прочная углерод-углеродная связь
7. Фтороводород — самая прочная водородная связь
8. Майтокси (природное соединение) — самое большое количество атомов углерода — 121
9. Тефлон — самый длинный синтетический полимер
10. Полиэтилен — самый применяемый и легкопротиводный

Ход работы

Составление моделей веществ с ковалентной связью (N_2 , O_2 , алмаз). Изготовьте из пластилина, деревянных или металлических стержней модели молекул указанных ниже веществ.

Модель молекулы азота. Из пластилина одного цвета изготовьте два шарика одинакового размера. На поверхности каждого шарика примерно на одинаковых расстояниях наметьте три точки. В отмеченные места вставьте стержни, к концам которых присоедините другие шарики.

Модель молекулы кислорода. Из пластилина одного цвета изготовьте два шарика одинакового размера. На поверхности каждого шарика примерно на одинаковых расстояниях наметьте две точки. В отмеченные места вставьте стержни, к концам которых присоедините другие шарики.

Модель молекулы алмаза. Из пластилина одного цвета изготовьте примерно 20 шариков одинакового размера. На поверхности каждого шарика наметьте одну точку. Шарики с помощью стержней соедините между собой в тетраэдр.

Задания:

1. Сравните строение веществ.
2. С точки зрения строения веществ спрогнозируйте свойства каждого вещества.





СТЕХИОМЕТРИЯ

§ 19. ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ
ЗАКОНЫ ХИМИИ**Сегодня на уроке:**

- рассмотрим основные стехиометрические законы;
- поймем единство законов сохранения массы и энергии.

Ключевые понятия

- стехиометрия
- атомно-молекулярное учение
- закон сохранения массы веществ
- закон сохранения энергии

Стехиометрия — раздел химии, в котором рассматриваются массовые или объемные отношения между реагирующими веществами.

После доказательства существования атомов и молекул важнейшим открытием атомно-молекулярной теории стал закон сохранения массы, который был сформулирован русским ученым М. В. Ломоносовым в 1748 г. и подтвержден экспериментально им самим в 1756 г. и независимо от него французским химиком А. Л. Лавуазье в 1789 г.

Современная формулировка *закона сохранения массы* такова: **масса реагентов равна массе продуктов реакции**.

С точки зрения атомно-молекулярного учения этот закон объясняется тем, что при химических реакциях общее количество атомов не изменяется, а происходит лишь их

перегруппировка. Закон сохранения массы веществ является основным законом химии, все расчеты по химическим реакциям производятся на его основе. Именно с открытием этого закона связывают возникновение современной химии как точной науки.

С законом сохранения массы веществ тесно связан **закон сохранения энергии: энергия не создается из ничего и не теряется бесследно**. При всех происходящих в природе процессах один вид энергии превращается в другой. Химическая энергия батареек фонарика переходит в электрическую. В лампочке электрическая энергия перерабатывается в тепловую и световую.

Уголь — это спрессованные останки растений, росших много лет назад. Когда-то они получили энергию от Солнца. Уголь представляет собой запас химической энергии. Когда уголь сгорает, его химическая энергия превращается в тепловую. Тепловая энергия нагрева-

Антуан Лоран Лавуазье
(1743—1794)

Выдающийся французский химик, один из создателей современной химии. Он обнаружил, что воздух имеет сложный состав, определил состав воды, объяснил сущность горения и окисления, разработал принципы химической номенклатуры.



ет воду, и она испаряется. Пар вращает турбину, производя тем самым кинетическую энергию — энергию движения. Генератор преобразует кинетическую энергию в электрическую. Разнообразные устройства — лампы, телевизоры, обогреватели, магнитофоны — потребляют электроэнергию и переводят в звук, свет и тепло. Мы привели примеры энергетической цепочки, чтобы показать вам, как один вид энергии превращается в другой.

Альберт Эйнштейн доказал, что между массой тела и его энергией (E) существует связь, выражаемая соотношением:

$$E = mc^2,$$

где c — скорость света в вакууме, равная 300 000 км/с.

Это уравнение применимо ко всем энергетическим процессам, в том числе к химическим и ядерным реакциям. Из него следует, что если масса системы изменяется, то происходит изменение и ее энергии, и наоборот: изменение внутренней энергии системы всегда сопровождается изменением массы.

Вследствие химических реакций всегда выделяется или поглощается энергия. Из этого следует, что масса веществ, участвующих в этих реакциях, должна изменяться: при выделении теплоты — уменьшаться, а при поглощении — увеличиваться.

Возникает вопрос: почему же изменение массы за счет выделения энергии нельзя было обнаружить в химических реакциях? Ответить на него можно, если вспомнить, что величина c^2 исключительно большая. В связи с этим энергии, которая выделяется или поглощается в химических реакциях, соответствует очень маленькая масса. Так, например, при образовании одного моля хлороводорода HCl в результате реакции хлора с водородом выделяется 92,3 кДж. Этой энергии соответствует масса всего лишь 10^{-9} г.

Практически справедливость уравнения Эйнштейна, т. е. взаимосвязь массы и энергии, удалось доказать при осуществлении ядерных реакций, в которых выделяется энергии в миллионы раз больше, чем при химических реакциях.

Как вам известно, закон сохранения массы — один из основных законов химии. На его основе составляют уравнения химических реакций и проводят различные расчеты.

На основе закона сохранения и превращения энергии составляют термохимические уравнения, учитывающие не только массу, но и энергию, которая выделяется или поглощается в химических реакциях.



Во время физических упражнений ваше тело берет энергию в первую очередь из углеводов и только потом приступает к жирам. Куда жиры деваются и каким образом покидают ваше тело?



В основе стехиометрических законов химия сформировалась как наука.

Закон сохранения массы веществ М. В. Ломоносов рассматривал в единстве с законом сохранения энергии и понимал как всеобщий закон природы.

На основе закона сохранения массы составляют уравнения реакций и проводят различные расчеты.



1. Как формулируется закон сохранения массы веществ?
 2. Как формулируется закон сохранения энергии?
 3. Какими примерами можно доказать закон сохранения энергии?
 4. Какая связь существует между законом сохранения массы и энергии?
 5. Какое теоретическое и практическое значение имеет закон сохранения массы веществ? Приведите примеры.
1. Через раствор, содержащий 5,6 г гидроксида калия, пропустили избыток хлороводорода. Чему равна масса образовавшейся соли?
Ответ: 3,65 г.
 2. Смешали 5 г аммиака и 5 г хлороводорода. Какое вещество оказалось в избытке и какова масса этого вещества?
Ответ: 2,6 г, аммиак.
 3. К раствору смеси, содержащего 1,27 г хлорида железа (II) и 1,33 хлорида алюминия, добавили в достаточном количестве раствор нитрата серебра. Найдите массу образовавшегося осадка.
Ответ: 7,17 г.
 4. Какой объем (н. у.) оксида углерода (IV) потребуется проводить через раствор гидроксида кальция для получения карбоната кальция массой 2 г?
Ответ: 0,448 л.
 5. Образовавшийся газ при нагревании 12,4 г карбоната меди пропустили через известковую воду. Определите массу и количество вещества образовавшегося осадка.
Ответ: 10 г, 0,1 моль.
 6. При рентгеноскопическом исследовании организма человека применяют так называемые рентгеноконтрастные вещества. Так, перед просвечиванием желудка пациенту дают выпить суспензию труднорастворимого сульфата бария, не пропускающего рентгеновское излучение. Какое количество Na_2SO_4 , BaCl_2 потребуется для получения 100 г сульфата бария?
Ответ: 89,3 г BaCl_2 ; 60,9 г Na_2SO_4 .

- 7. При взаимодействии магнетита (Fe_3O_4) массой 110 кг с монооксидом углерода получено 65,3 кг железа. Рассчитайте практический выход железа. Определите объем (при н. у.) полученного газа.

Ответ: 79,8 %.

§ 20. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ И МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА

Современные методы исследования позволяют очень точно измерить абсолютную атомную и молекулярную массы. И эти массы имеют очень малые величины, принятые в современных системах измерения.

Так, например, масса атома водорода составляет $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, кислорода — $2,667 \cdot 10^{-26}$ кг, углерода — $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. При расчетах (по химическим формулам и уравнениям) использовать такие малые величины не очень удобно, поэтому в химии традиционно используются не абсолютные значения атомных масс, а относительные. В 1961 г. за единицу атомной массы была принята атомная единица массы (а. е. м.).

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{m_{\text{a}}(^{12}\text{C})}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Относительная атомная масса элемента $A_r(\text{Э})$ — физическая безразмерная величина, которая показывает, во сколько раз масса атома больше 1/12 части массы углерода ^{12}C :

$$A_r(\text{Э}) = \frac{m_{\text{a}}(\text{Э})}{\text{а. е. м.}}$$

Как вам известно, значения A_r элементов указаны в периодической таблице.

По значению A_r можно рассчитать массу (или среднюю массу) атома элемента:

$$m_{\text{a}}(\text{Э}) = A_r(\text{Э}) \cdot \text{а. е. м.}$$

Из частного выражения следует, что массы атомов могут измеряться не только в г, кг, но и в а. е. м. Например:

$$m_{\text{a}}(\text{F}) = A_r(\text{F}) \cdot \text{а. е. м.} = 19 \text{ а. е. м.}$$

$$m_{\text{a}}(\text{F}) = A_r(\text{F}) \cdot \text{а. е. м.} = 19 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 3,15 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

Отметим, что массы ионов приблизительно равны массам электро-нейтральных частиц, так как массой электронов в химии пренебрегают.

Сегодня на уроке:

- поймем, почему в химии традиционно используются относительные атомные и молекулярные массы.

Ключевые понятия

- относительная атомная масса
- относительная молекулярная масса
- атомная единица масса (а. е. м.)

Относительная молекулярная масса вещества $M_r(\text{в-ва})$ — безразмерная физическая величина, равная отношению массы молекулы к $1/12$ части массы атома ^{12}C :

$$M_r(\text{в-ва}) = \frac{m_{M_r(\text{в-ва})}}{1/12 m_{A_r(^{12}\text{C})}} = \frac{m_{M_r(\text{в-ва})}}{1 \text{ а. е. м.}}$$

Отсюда следует, что массу молекулы или ее среднюю массу можно рассчитать по формуле:

$$m_{M_r(\text{в-ва})} = M_r(\text{в-ва}) \cdot \text{а. е. м.} = M_r(\text{в-ва}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = \\ = M_r(\text{в-ва}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Масса молекулы может выражаться в а. е. м., г, кг и т. п.
Например:

$$m_{M_r(\text{F}_2)} = M_r(\text{F}_2) \cdot \text{а. е. м.} = 38 \text{ а. е. м.} = 38 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ (г)} = \\ = 6,308 \cdot 10^{-23} \text{ кг.}$$

На практике значение M_r находят суммированием значений A_r элементов с учетом числа атомов. Например:

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4A_r(\text{O});$$

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2A_r(\text{Al}) + 3A_r(\text{S}) + 12A_r(\text{O}).$$



Каждый атом обладает определенной массой, значение которой чрезвычайно мало. Пользоваться такими значениями в химических расчетах очень неудобно, поэтому на практике вместо абсолютных масс атомов используются относительные атомные массы. Это число показывает, во сколько раз масса одного атома данного элемента больше $1/12$ части массы атома углерода ^{12}C .

На практике значение M_r находят суммированием значений A_r элементов с учетом числа атомов.



1. Как вы понимаете абсолютную атомную и молекулярную массу?
2. Что принимают за единицу атомных масс?
3. Что такое относительная атомная масса химического элемента?
4. В чем отличие между относительной атомной массой и атомной единицей массы?

§ 21. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЯРНАЯ МАССА

Сегодня на уроке:

- поймем взаимосвязь понятий "масса", "молярная масса", "количество вещества".

Вам известно, что вещества реагируют между собой в строго определенных соотношениях. Например, рассмотрим реакцию синтеза аммиака, уравнение которой:



Коэффициенты в этом уравнении показывают, что для полного превращения одной молекулы азота в аммиак необходимо, чтобы с ней

- структурные единицы
- моль
- молярная масса
- постоянная Авогадро

прореагировало три молекулы водорода. А что будет, если в реакцию ввести азот массой 2 г и водород массой 10 г? Сколько образуется молекул аммиака в этом случае?

Очевидно, для ответа на этот вопрос нужно знать, сколько молекул содержится во взятых порциях N_2 и H_2 . Однако число этих молекул (как и других структурных частиц) ввиду их малых размеров и масс в любой измеримой порции вещества огромно. Для удобства подсчета числа структурных единиц в СИ была введена новая физическая величина — *количество вещества*.

Количество вещества — физическая величина, характеризующая количество однотипных структурных единиц (атомы, молекулы, ионы, электроны и любые другие частицы), содержащихся в веществе.

Количество вещества выступает в роли своеобразного связующего моста между макромиром, в котором описываем явления с помощью единиц массы или объема (г, кг, $дм^3$), и микромиром, в котором явления протекают на атомно-молекулярном уровне.

Единицей количества вещества является *моль*.

Моль — количество вещества, содержащее столько структурных единиц этого вещества, сколько атомов содержит порция углерода ^{12}C массой 12 г (0,012 кг).

Число атомов в порции углерода — 12 массой 12 г равно $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро). Величина $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ называется *постоянной Авогадро* N_A :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Следовательно, можно сказать, что *моль* — это химическое количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц.

По числу структурных единиц вещества $N(v-va)$ химическое количество рассчитывается по формуле:

$$n(v-va) = \frac{N(v-va)}{N_A}$$

Молярная масса. Массу одного моль вещества называют *молярной массой* (M). Для отдельных химических элементов молярной массой является масса одного моль отдельных атомов этого элемента. Молярная масса (M , г/моль), или масса 1 моль вещества, численно совпадает с относительными атомными и молекулярными массами выраженной а. е. м. Однако надо четко представлять разницу между молярной массой и молекулярной массой, понимая, что они равны лишь численно и отличаются по размерности (рис. 35).



Рис. 35. Масса некоторых веществ количеством вещества 1 моль

Молярную массу вещества можно вычислить, если известны его масса m и количество вещества n , по формуле:

$$M = \frac{m}{n}$$

Между массой вещества (m , г), количеством вещества (n , моль) и молярной массой (M , г/моль) существуют простые соотношения:

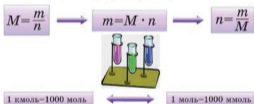


Рис. 36. Соотношение между массой, количеством и молярной массой вещества

где m — масса вещества, M — молярная масса вещества, n — количество вещества (рис. 36).

Примеры решения задач

Задача 1. Вычислите количество вещества углекислого газа массой 8,8 г.

Дано:
 $m(CO_2)$ — 8,8 г
 n — ?

Решение:
 1. Для решения задачи используем формулу: $n = \frac{m}{M}$.

2. Вычисляем молярную массу CO_2 :

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44;$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль.}$$

3. Определяем количество CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{8,8 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

Ответ: $n(\text{CO}_2) = 0,2$ моль.

Задача 2. Сколько молекул содержат 8 г кислорода O_2 ;

Дано:

$$m(\text{O}_2) = 8 \text{ г}$$

$$n(\text{O}_2) = ?$$

Решение:

$$M_r(\text{O}_2) = 32$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль;}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль;}$$

$$N(\text{O}_2) = N_A \cdot n(\text{O}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,25 \text{ моль} = 1,505 \cdot 10^{23}.$$

Ответ: $N(\text{O}_2) = 1,505 \cdot 10^{23}$ молекул.



Количество вещества — это число структурных элементов (атомов, молекул, ионов и др.) в системе. Единицей измерения количества вещества является **моль**. Моль — это химическое количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц. Массу одного моль вещества называют молярной массой (M).



1. Почему ученые ввели в науку понятие "количество вещества"?
2. Что является единицей количества вещества?
3. Что такое моль?
4. Сколько молекул содержит 1 моль любого вещества?
5. Как называется масса 1 моль вещества и в каких единицах она выражается?
6. В чем различие между молярной и относительной молекулярной массой?
7. Чему численно равна молярная масса вещества, которая состоит из: а) молекул; б) атомов?

- 1. Определите массу одного атома кальция.

Ответ: $6,64 \cdot 10^{-23}$ г.

- 2. Определите массу одной молекулы серной кислоты.

Ответ: $16,28 \cdot 10^{-23}$ г.

- 3. Определите число молекул, содержащихся в 1 кг воды.

Ответ: $3,34 \cdot 10^{24}$.

- 4. Определите относительную молекулярную массу Fe_2O_3 , если известно, что масса молекулы оксида железа (III) $2,6 \cdot 10^{-22}$ г.

Ответ: 160 г.

- 5. Какое количество вещества содержит $18 \cdot 10^{23}$ атомов H_2S ?

Ответ: 1 моль.

- 6. Какое число атомов соответствует 0,25 моль оксида железа (III)?

Ответ: $7,52 \cdot 10^{23}$.

- 7. В человеческом организме в общей сложности содержится примерно 25 мг йода (входящего в состав различных соединений), причем половина всей массы йода находится в щитовидной железе. Подсчитайте, сколько атомов йода находится:
 - а) в щитовидной железе;
 - б) в человеческом организме в целом.

Ответ: $5,92 \cdot 10^{16}$; $1,18 \cdot 10^{18}$.

- 8*. Пероксид натрия Na_2O_2 способен поглощать углекислый газ из воздуха и отправлять взамен него в воздух кислород: $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$. Так осуществляют регенерацию воздуха в закрытых помещениях — в космических кораблях, подводных лодках и т. п. Какая масса оксида углерода (IV) вступит в реакцию с пероксидом натрия массой 312 г? В каком объеме воздуха содержится такое количество углекислого газа? (Плотность CO_2 в воздухе $0,5 \text{ г/м}^3$.) Во сколько раз этот объем воздуха больше объема вашего класса? Какова масса этого воздуха, если его плотность $1,2 \text{ кг/м}^3$?

Ответ: $m(\text{CO}_2) = 176 \text{ г}$; $V(\text{воздух}) = 352 \text{ м}^3$; $m(\text{воздух}) = 422,4 \text{ кг}$.

§ 22. ЗАКОН АВОГАДРО. ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Сегодня на уроке:

- изучим закон Авогадро, закон объемных отношений.

Ключевые понятия

- следствия закона Авогадро
- молярный объем

Первые количественные исследования реакций между газами принадлежат французскому ученому Ж. Гей-Люссак, автору известного закона о тепловом расширении газов. Измеряя объемы газов, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, Гей-Люссак пришел к обобщению, известному под названием *закона простых объемных отношений*, или *химического закона Гей-Люссака*: **объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.**

Например, при взаимодействии двух объемов водорода и одного объема кислорода образуется два объема водяного пара:



Конечно, при этом предполагается, что все измерения объемов проведены при одном и том же давлении и при одной и той же температуре.

В газообразном состоянии расстояния между частицами вещества намного больше, чем в жидком и твердом агрегатных состояниях (рис. 37). Эти расстояния намного больше размеров молекул данного газа, поэтому объем газа определяется не размером его молекул, а расстояниями между ними. Эти расстояния зависят от внешних условий: температуры и давления.

При одинаковых внешних условиях расстояния между молекулами различных газов одинаковы, поэтому:

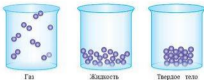


Рис. 37. Модели строения вещества в разных агрегатных состояниях

• В равных объемах (V) различных газов при одинаковых внешних условиях (температуре T и давлении p) содержится одинаковое число молекул (N) (*закон Авогадро*, 1811 г.).

$$\text{Если } \left. \begin{array}{l} V_1 = V_2 \\ T_1 = T_2 \\ p_1 = p_2 \end{array} \right\}, \text{ то } N_1 = N_2$$

где V_1, T_1, p_1, N_1 — объем, температура, давление и число молекул одного газа; V_2, T_2, p_2, N_2 — объем, температура, давление и число молекул другого газа.

Например, при одинаковых температуре и давлении в 1 л *водорода* H_2 и 1 л *кислорода* O_2 содержится одинаковое число молекул, хотя размер молекул кислорода намного больше размера молекул водорода.

Первое следствие из закона Авогадро

• Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем:

$$\text{Если } \left. \begin{array}{l} N_1 = N_2 \\ T_1 = T_2 \\ p_1 = p_2 \end{array} \right\}, \text{ то } V_1 = V_2$$

Следовательно, объем одного моля любого газа (т. е. $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) при определенных внешних условиях есть величина постоянная.

Объем одного моля газа называется его *молярным объемом* и обозначается V_M .

Молярный объем газа зависит от температуры и давления.

В химии обычно используют молярный объем газа при нормальных условиях.

Нормальные условия (н. у.)	
Температура 0°C, или 273 К (273 К равна нулю градусов по Цельсию)	Давление 1 атм, или 760 мм рт. ст., или 101 325 Па \approx 101,3 кПа



Рис. 38. Молярный объем газа

- Молярный объем любого газа при н. у. равен 22,4 л/моль (рис. 38).

$$V_m(\text{газа}) = 22,4 \text{ л/моль.}$$

Например, 2 г *водорода* H_2 (1 моль) и 32 г *кислорода* O_2 (1 моль) занимают одинаковый объем, равный 22,4 л.

Зная молярный объем газа V , можно рассчитать объем V любого количества n и любой массы m газа:

$$V = V_m \cdot n; \quad V = V_m \cdot \frac{m}{M}.$$

Второе следствие из закона Авогадро

Второе следствие используется для расчета относительных плотностей газов.

Плотность любого вещества ρ — это отношение массы этого вещества m к его объему V :

$$\rho = \frac{m}{V}.$$

Если взять 1 моль любого газа, его масса равна молярной массе M , а объем равен молярному объему V_m , поэтому плотность газа равна:

$$\rho_{(\text{газ})} = \frac{M_{\text{газ}}}{V_m}.$$

Возьмем два газа X и Y и обозначим их плотности и молярные массы соответственно $\rho(X)$, $M(X)$ и $\rho(Y)$, $M(Y)$. Плотности этих газов равны:

$$\rho(X) = \frac{M(X)}{V_m}; \quad \rho(Y) = \frac{M(Y)}{V_m}.$$

Отношение плотностей этих газов $\rho(X)/\rho(Y)$ называется *относительной плотностью газа X по газу Y* и обозначается $D_Y(X)$:

$$D_Y(X) = \frac{\rho(X)}{\rho(Y)} = \frac{M(X) \cdot V_m}{V_m \cdot M(Y)} = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Таким образом:

• Относительная плотность одного газа по другому газу равна отношению их молярных или относительных молекулярных масс (так как M и M_r численно равны):

$$D_r(X) = \frac{M(X)}{M(Y)} = \frac{M_r(X)}{M_r(Y)}$$

Относительные плотности газов — величины безразмерные.

Пример.

Чему равна относительная плотность углекислого газа CO_2 по:

а) водороду; б) воздуху?

Решение.

$$\text{а) } D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{44}{2} = 22; \quad \text{б) } D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{возд.})} = \frac{44}{29} = 1,5.$$



Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.

В равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях содержится одинаковое число молекул.

Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. Следовательно, объем одного моль любого газа (т. е. $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) при определенных внешних условиях есть величина постоянная.

Объем одного моль газа называется его *молярным объемом* и обозначается V_M . Молярный объем любого газа при н. у. равен 22,4 л/моль.

Относительная плотность одного газа по другому газу равна отношению их молярных или относительных молекулярных масс.



1. Сформулируйте закон объемных отношений.
2. Сформулируйте закон Авогадро.
3. При каких условиях газы не подчиняются закону Авогадро? Почему?
4. Сформулируйте первое следствие из закона Авогадро.
5. Что такое *молярный объем газа*?
6. В каких единицах выражают молярный объем газа?
7. Сформулируйте второе следствие из закона Авогадро.
8. Что называют: а) *плотностью вещества*; б) *относительной плотностью одного газа по другому*? В каких единицах выражают эти величины?
9. Чему равна относительная плотность газа?
 - 1. Найдите объем кислорода, необходимого для сгорания 2 л пропена C_3H_6 .
 - 2. Какой объем занимает: а) $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул хлора Cl_2 ; б) 2 моль Cl_2 ; в) 14,2 г Cl_2 ; г) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 ?
 - 3. Рассчитайте относительные плотности по воздуху для газов: H_2S , NH_3 , CO_2 , C_2H_2 .
 - 4. Плотность неизвестного газа при н. у. равна 1,34 г/л. Рассчитайте: а) массу 11,2 л этого газа; б) количество молекул в этом объеме; в) количество вещества (моль) в 11,2 л; д) относительную плотность этого газа по водороду.

Сегодня на уроке:

- будем решать задачи на молярную концентрацию.

Молярная концентрация, или молярность — это количество растворенного вещества в 1 л раствора :

$$c = \frac{n}{V},$$

где c — молярная концентрация растворенного вещества X , моль/л; n — количество растворенного вещества, моль; V — объем раствора, л.

Молярная концентрация обозначается числом и буквой “М”, например: 3М КОН.

Задача 1. Определите молярную концентрацию (моль/л) хлорида меди (II), если в 200 мл раствора содержится 2,69 г растворенного вещества.

Дано:

$$V_p = 0,2 \text{ л}$$

$$m(\text{CuCl}_2) = 2,69 \text{ г}$$

$$M(\text{CuCl}_2) = 135 \text{ г/моль}$$

$$c(\text{CuCl}_2) = ?$$

Решение.

В соответствии с определением молярной концентрации:

$$c(\text{CuCl}_2) = \frac{n(\text{CuCl}_2)}{V_p}$$

Учитывая, что количество вещества (в моль) равно:

$$n(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M(\text{CuCl}_2)},$$

получим:

$$c(\text{CuCl}_2) = \frac{2,69 \text{ г}}{135 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль},$$

а после подстановки числовых значений:

$$c(\text{CuCl}_2) = \frac{0,02}{0,2} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Ответ: молярная концентрация $c(\text{CuCl}_2) = 0,1$ моль/л.

Задача 2. Определите молярность 4%-го раствора NaBr с плотностью 1030 г/л.

Дано:

$$\omega(\text{NaBr}) = 0,04$$

$$\rho_{\text{р-ра}} = 1030 \text{ г/л}$$

$$M(\text{NaBr}) = 103 \text{ г/моль}$$

$$c(\text{NaBr}) = ?$$

Решение.

$$c(\text{NaBr}) = \frac{n(\text{NaBr})}{V_p} = \frac{m(\text{NaBr}) \cdot \rho_p}{M(\text{NaBr}) \cdot m_p},$$

$$c(\text{NaBr}) = \frac{\omega(\text{NaBr}) \cdot \rho_p}{M(\text{NaBr})} = \frac{0,04 \cdot 1030}{103},$$

$$c(\text{NaBr}) = 0,4 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C(\text{NaBr}) = 0,4$ моль/л, или 0,4 М.



Молярная концентрация, или молярность — это количество растворенного вещества в 1 литре раствора. Если в 1 л раствора содержится 1 моль вещества, то он называется *одномолярным раствором*.



1. Что такое молярная концентрация?
 2. По какой формуле можно найти молярную концентрацию?
 3. В каких единицах выражают молярную концентрацию?
- 1. Какую массу хромата калия K_2CrO_4 нужно взять для приготовления 1,2 л 0,1М раствора?
Ответ: 23,3 г K_2CrO_4
 - 2. Рассчитайте молярную концентрацию 70%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,615$ г/мл).
Ответ: 11,53 моль/л.
 - 3. Найдите молярную концентрацию раствора, полученную при растворении сульфата натрия массой 21,3 г в воде массой 150 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл.
Ответ: 0,96 М.
 - 4. Молярность раствора едкого калия КОН равна 3,8 моль/л, его плотность 1,17 г/мл. Вычислите массовую долю (%) КОН в этом растворе.
Ответ: (КОН) = 18%.
 - 5. Для промывания желудка при многих видах отравлений в качестве антидота принимают раствор тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) молярной концентрации 0,33 моль/л. Сколько граммов тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) потребуется для приготовления 2 литров такого раствора тиосульфата натрия.
Ответ: 104,28 г.

§ 24. УСТАНОВЛЕНИЕ ЭМПИРИЧЕСКОЙ И МОЛЕКУЛЯРНОЙ (ИСТИННОЙ) ФОРМУЛ ПО МАССОВЫМ ДОЛЯМ ЭЛЕМЕНТОВ, ВХОДЯЩИХ В СОСТАВ ВЕЩЕСТВА

Молекулярная (истинная) формула — формула, в которой отражается реальное число атомов каждого вида, входящих в молекулу вещества. Например, C_6H_6 — истинная формула бензола. Простейшая (эмпирическая) формула показывает соотношение атомов в веществе. Например, для бензола соотношение $C : H = 1 : 1$, т. е. простейшая формула бензола — СН. Молекулярная формула может совпадать с простейшей или быть кратной ей.

Если в задаче даны только массовые доли элементов, то в процессе решения задачи можно вычислить только простейшую формулу вещества. Для получения истинной формулы в задаче обычно дается дополнительные

Сегодня на уроке:

- научимся находить эмпирическую и молекулярную формулы веществ по массовым долям элементов, входящих в их состав.

Ключевые понятия

- эмпирическая формула
- молекулярная формула
- относительная плотность

данные — молярная масса, относительная или абсолютная плотность вещества или другие данные, с помощью которых можно определить молярную массу вещества.

Пример 1. Определите формулу вещества, если оно содержит 84,21% С и 15,79% Н и имеет относительную плотность по воздуху, равную 3,93.

Решение. 1. Пусть масса вещества равна 100 г. Тогда масса углерода С будет равна 84,21 г, а масса водорода Н — 15,79 г.

2. Найдем количество вещества каждого атома:

$$n(\text{C}) = \frac{m}{M} = \frac{84,21}{12} = 7,0175 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}) = \frac{15,79}{1} = 15,79 \text{ моль}.$$

3. Определим молярное соотношение атомов С и Н:

С : Н = 7,0175 : 15,79 (сократим оба числа на меньшее) = 1 : 2,25 (умножим на 4) = 4 : 9. Таким образом, простейшая формула — C_4H_9 .

4. По относительной плотности рассчитаем молярную массу:

$$M = D_{(\text{возд})} \cdot 29 = 114 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса, соответствующая простейшей формуле C_4H_9 , 57 г/моль, что в 2 раза меньше истинной молярной массы. Значит, истинная формула — C_8H_{18} .

- 1. Углеводород, содержащий 14,29 % водорода, имеет относительную плотность по азоту, равную 2. Установите формулу углеводорода.

Ответ: C_2H_2 .

- 2. Относительная плотность углеводорода по воздуху равна 3,31. Углеводород содержит 87,5 % углерода. Определите формулу вещества.

Ответ: C_3H_8 .

- 3. Массовая доля углерода равна 26,67%, водорода — 2,22%, кислорода — 71,11 % плотность вещества при нормальном условии равна 4,02. Установите формулу вещества.

Ответ: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2$.

- 4. В быту часто употребляют растворитель ацетон — жидкость с характерным запахом. В ацетоне на 9 г углерода приходится 1,5 г водорода и 4 г кислорода. Какова химическая формула ацетона?

Ответ: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

- 5. Установите формулу вещества, используемого в качестве разрыхлителя. Массовые доли в (%): натрия 27,38%, кислорода 57,14%, углерода 14,29%. Остальное приходится на водород.

Ответ: NaHCO_3 .

- 6. Дефолиантами называются вещества, вызывающие искусственный листопад. Их применение облегчает машинную уборку урожая. В составе одного из дефолиантов обнаружено 21,6% натрия, 33,3% хлора и 45,1% кислорода. Определите химическую формулу этого вещества.

Ответ: NaClO_2 .

- 7. Определите состав английской ("горькой") соли, используемой в медицине для снижения артериального давления, при некоторых заболеваниях нервной системы, в качестве слабительного средства, если массовая доля элементов в ней составляет: Mg = 9,86%; S = 13,01%; O = 71,4%; H = 5,73%.

Ответ: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

§25. РАСЧЕТ ВЫХОДА ПРОДУКТА ОТ ТЕОРЕТИЧЕСКИ ВОЗМОЖНОГО

В реальных химических процессах максимально возможный выход обычно достигается из-за потери реагентов в реакционном сосуде, неполного протекания реакции и других причин. Поэтому реальный выход ниже максимально возможного.

Выходом реакции (η) называют отношение реальной массы продукта ($m_{\text{факт}}$) к теоретически возможной ($m_{\text{теор}}$), выраженное в долях единицы или в процентах.

$$\eta = \frac{m_{\text{факт.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%.$$

На практике обычно η меньше 1 (100%).

Сегодня на уроке:

- научимся решать задачи с использованием понятия "массовая доля выхода продукта реакции от теоретически возможного".

Ключевые понятия

- практический выход
- теоретический выход



Первым действием в решении задачи является определение массы (объема, количества вещества) продукта реакции по уравнению и исходным данным.

Расчет выхода продукта реакции по отношению к теоретически возможному

Порядок действий (пошаговый)	Пример: определите выход продукта реакции синтеза аммиака, если при взаимодействии 6,72 л (н. у.) азота с избытком водорода получено 6,72 л (н. у.) аммиака.
<p>I. Запишите краткое условие задачи и уравнение химической реакции, подчеркните вещества, о которых идет речь в задаче.</p> <p>Переведите массу (объем) известного исходного вещества (реагента) в количество (моль):</p> $n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{V}{V_m}$	<p>Дано: $V(\text{N}_2) = 6,72 \text{ л}$ $V_{\text{факт}}(\text{NH}_3) = 6,72 \text{ л}$ $\eta(\text{NH}_3) = ?$</p> <p>Решение. $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 = 2 \text{NH}_3$ 1 моль 2 моль</p> <p>$n(\text{N}_2) = 6,72 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,3 \text{ моль}$.</p>
<p>II. Определите количество продукта по уравнению реакции, т. е. теоретически возможное (если бы выход реакции составлял 100%).</p>	<p>По уравнению: 1 моль (N_2) \rightarrow 2 моль (NH_3) Следовательно: 0,3 моль (N_2) \rightarrow 0,6 моль (NH_3) $n_{\text{теор}}(\text{NH}_3) = 0,6 \text{ моль}$ (или 13,44 л).</p>
<p>III. Определите, какую часть от теоретически возможного составляет практически полученный по условию масса</p>	<p>Обратите внимание:</p> $\frac{V_{\text{факт.}}}{V_{\text{теор.}}} = \frac{n_{\text{факт.}}}{n_{\text{теор.}}} = \eta$

(объем, количество) продукта.
Вспользуйте формулы:

$$\eta = \frac{m_{\text{факт.}}}{m_{\text{теор.}}} \quad \text{или} \quad \eta = \frac{V_{\text{факт.}}}{V_{\text{теор.}}}$$

Запишите ответ.

$$\eta_{\text{полн.}}(\text{NH}_3) = \frac{0,3}{0,6} = \frac{6,72}{13,44} = 0,5 \quad (50\%).$$

Ответ : $\eta(\text{NH}_3) = 50\%$.



В реальных химических процессах из-за неполного протекания реакций и потерь масса продуктов обычно меньше теоретически рассчитанной.

Выходом реакции называют отношение реальной массы продукта к теоретически возможной, выраженное в долях единицы или в процентах.

Практический выход продукта — это доля от единицы или от 100% (теоретического выхода). На практике обычно выход (η) меньше 1 (100%).



1. Какой объем углекислого газа требуется для получения 134,4 г гидрокарбоната натрия, если выход продукта реакции составляет 80%?
2. Определите массу карбоната магния, прореагировавшего с соляной кислотой, если при этом получено 8,96 л оксида углерода (IV), что составляет 80% от теоретически возможного.
3. Определите объем азота, использованного для синтеза аммиака, если получено 8,5 г продукта реакции, что составляет 20% от теоретически возможного.
4. Металл вытеснил из кислоты 16,8 мл водорода (н. у.). Какой объем N_2 необходим для связывания H_2 в аммиак? Практический выход продукта составляет 15%.
5. Юный химик на занятиях кружка решил получить азотную кислоту реакцией обмена между нитратом калия и концентрированной серной кислотой. Вычислите массу азотной кислоты, которую он получил из 20,2 г нитрата калия, если массовая доля выхода кислоты была 0,80.

Ответ: 42 г.

Ответ: 28 л.

Ответ: 10,1 г.

Ответ: 92,5%.

6. Металлический барий получают восстановлением его оксида металлическим алюминием с образованием оксида алюминия и бария. Вычислите массовую долю выхода бария, если из 4,59 кг оксида бария было получено 3,8 кг бария.
- 7*. Толщи известняка на земной поверхности и под землей медленно размываются под действием почвенных вод, где растворен диоксид углерода. Какую массу карбоната кальция CaCO_3 может перевести в растворимый гидрокарбонат кальция состава $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ вода, в которой растворено 10 моль CO_2 ? Практический выход для реакции химического растворения считайте равным 90%.

§26. ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ (ОБЪЕМА) ПРОДУКТА РЕАКЦИИ ПО ИЗВЕСТНОЙ МАССЕ (ОБЪЕМУ) ИСХОДНОГО ВЕЩЕСТВА, СОДЕРЖАЩЕГО ПРИМЕСИ

В нашей жизни чистые вещества встречаются редко, например дистиллированная вода. В большей степени мы окружены смесями веществ, например известняк — это смесь карбоната кальция и различных примесей, поэтому в решении задач встречаются такие расчеты, где следует применять понятия “примесь” и “чистое вещество”. Масса или объем смеси принимается за 100%, а содержание примесей обозначают либо ω (массовая доля примесей), либо Φ (объемная доля примесей). Формулы для расчета применяют следующие:

$$\omega(\text{примеси}) = \frac{m(\text{примеси})}{m(\text{вещество} + \text{примеси})} \cdot 100\%;$$

$$\Phi(\text{примеси}) = \frac{V(\text{примеси})}{V(\text{вещество} + \text{примеси})} \cdot 100\%.$$

Для того чтобы решить такую задачу, следует определить массу или объем чистого вещества, отбросив примеси, и найти по нему данные продуктов реакции или исходных веществ.

Задача 1. Какую массу хлорида кальция можно получить при растворении в соляной кислоте 52 г карбоната кальция, содержащего 3,85% примесей?

Решение.

1-й способ: решение через составление пропорции.

1. Найдем массу примеси в образце CaCO_3 ,

$$m(\text{примеси}) = \frac{\omega(\text{примеси}) \cdot m(\text{CaCO}_3 + \text{примеси})}{100\%},$$

$$m(\text{примеси}) = \frac{3,85\% \cdot 52 \text{ г}}{100\%} = 2 \text{ г}.$$

2. Найдем массу чистого карбоната кальция:

$$m(\text{CaCO}_3) = 52 - 2 = 50 \text{ г}.$$

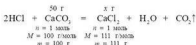
3. Напишем уравнение реакции и проставим над карбонатом кальция массу 50 г, так как в реакции участвует чистое вещество без примесей, затем оформим запись под формулами веществ:

Сегодня на уроке:

- познакомимся с понятиями “массовые и объемные доли компонентов в смеси” и научимся их вычислять.

Ключевые понятия

- масса
- массовая доля вещества
- примесь



4. Составляем и решаем пропорцию:

$$\frac{50 \text{ г}}{100 \text{ г}} = \frac{x \text{ г}}{111 \text{ г}}$$

Отсюда $x = 55,5 \text{ г}$.

Ответ: 55,5 г.

2-й способ: решение через количество вещества.

1. Нахождение массы примесей и чистого вещества происходит так же, как описано выше (действия 1—2).

2. Определяем количество исходного чистого вещества CaCO_3 :

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{50 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

3. Составляем уравнение реакции и проставляем найденные количества вещества исходных веществ:



Определяем количество вещества хлорида кальция.

$$n(\text{CaCl}_2) = 0,5 \text{ моль.}$$

Расчет массы хлорида кальция.

$$m(\text{CaCO}_3) = M \cdot n = 111 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 55,5 \text{ г.}$$

Ответ: 55,5 г осадка.

Задача 2. Определите массовую долю примесей (%) в составе технического образца хлорида алюминия, содержащего 18 г AlCl_3 и 2 г примесей.

Решение. Масса образца равна сумме масс хлорида алюминия и примесей:

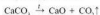
$$m(\text{образца}) = m(\text{AlCl}_3) + m(\text{примесей}) = 18 + 2 = 20 \text{ г.}$$

Рассчитываем массовую долю примесей по уравнению (2).

$$\omega(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примеси})}{m(\text{образца})} \cdot 100\% = \frac{2}{20} \cdot 100\% = 10\%.$$

Задача 3. Образец массой 15,60 г, состоящий из оксида и карбоната кальция, прокалили. В результате реакции выделился газ объемом 2,24 л (н. у.). Определите массовую долю (%) оксида кальция в образце.

Решение. При прокаливании будет разлагаться карбонат кальция (оксид кальция устойчив при нагревании):



Рассчитаем количество образовавшегося диоксида углерода:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_M} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению реакции:

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2); \quad n(\text{CaCO}_3) = 0,1 \text{ моль.}$$

Находим массу CaCO_3 :

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 100 \cdot 0,1 = 10 \text{ г.}$$

Масса CaO равна разнице масс образца и карбоната кальция:

$$m(\text{CaO}) = m(\text{образца}) - m(\text{CaCO}_3) = 15,6 - 10 = 5,6 \text{ г.}$$

Определяем массовую долю CaO в образце:

$$\omega(\text{CaO}) = \frac{m(\text{примеси})}{m(\text{образца})} \cdot 100\% = \frac{5,6}{15,6} \cdot 100\% = 35,9\%.$$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{CaO}) = 35,9\%.$$

Задача 4. Оксид углерода (IV), полученный при полном сжигании 0,3 г углерода, пропустили через раствор гидроксида бария массой 200 г с массовой долей $\text{Ba}(\text{OH})_2$, равной 3,42%. Определите массу осадка.

Решение. Записываем уравнение реакции горения углерода:



Рассчитаем количество вещества углерода:

$$n(\text{C}) = \frac{m}{M} = \frac{0,3}{12} = 0,025 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению реакции:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{C}); \quad n(\text{CO}_2) = 0,025 \text{ моль.}$$

Определим массу $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в растворе:

$$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{\omega \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{3,42 \cdot 200}{100\%} = 6,84 \text{ г.}$$

Рассчитаем количество вещества $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Ba}(\text{OH})_2)}{M(\text{Ba}(\text{OH})_2)} = \frac{6,84 \text{ г}}{171 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль.}$$

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ будет реагировать с CO_2 по уравнению:



В соответствии с уравнением химической реакции 0,025 моль CO_2 реагирует с 0,04 моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Значит, гидроксид бария находится в избытке, поэтому расчет массы осадка BaCO_3 проводим по CO_2 .

Согласно (2):

$$n(\text{BaCO}_3) = n(\text{CO}_2); \quad n(\text{BaCO}_3) = 0,025 \text{ моль.}$$

Определим массу осадка:

$$m(\text{BaCO}_3) = n(\text{BaCO}_3) \cdot M(\text{BaCO}_3) = 0,025 \text{ моль} \cdot 197 \text{ г/моль} = 4,93 \text{ г.}$$

Ответ: 4,93 г.



Иногда в решении задач встречаются такие расчеты, где следует применять понятия “примесь” и “чистое вещество”.

Для того чтобы решить такую задачу, следует определить массу или объем чистого вещества, отбросив примеси, и найти по нему данные продуктов реакции или исходных веществ.

1. Массовая доля углерода в угле составляет 95%. Рассчитайте массу этого угля, которая потребуется для восстановления до металла 54 г оксида олова (II). Углерод окисляется до оксида углерода (II).
Ответ: 5,05 г.
2. При сгорании угля массой 187,5 г образовался оксид углерода (IV) объемом 336 л (н. у.). Вычислите массовую долю углерода в угле.
Ответ: 96%.
3. Руду, содержащую карбонат кальция, разложили при нагревании. При этом выделился газ объемом 19,6 л (н. у.). Найдите массовую долю карбоната кальция в руде, если масса разложившейся руды была равна 100 г.
Ответ: 87,5%.
4. При действии на смесь меди и железа массой 20 г избытком соляной кислоты выделилось 5,6 л газа (н. у.). Определите массовые доли металлов в смеси.
Ответ: 70% железа, 30% меди.
5. При разложении 8,06 г смеси перманганата калия и бертолетовой соли выделилось 1,568 л кислорода (н. у.). Найдите состав смеси: Ответ: 3,16 г KMnO_4 ; 4,9 г KClO_3 .
6. При растворении в растворе щелочи 2 г сплава алюминия с цинком выделилось 1,904 л водорода (н. у.). Определите массовые доли металлов в сплаве.
Ответ: 32,5% Zn; 67,5% Al.
7. Провели реакцию между 67,2 м³ водорода и 44,8 м³ азота (н. у.). Вычислите объем аммиака. Каким газом загрязнен полученный аммиак?
Ответ: V: 44,8 м³.
8. Смесь оксида углерода (IV) и азота объемом 1,6 л пропустили через известковую воду, выпал осадок массой 2 г. Определите объемные доли газов в смеси.
Ответ: $\phi(\text{CO}_2) = 28\%$; $\phi(\text{N}_2) = 72\%$.
9. Какой объем (н. у.) углекислого газа займут поры бисквитного торта, если для его приготовления пекарь взял 2 г пищевой соды с содержанием примесей 0,1% и погасил уксусной кислотой? Схема реакции:



Ответ: $V(\text{CO}_2) = 0,53 \text{ л.}$

- 10*. а) Сколько литров (н. у.) аммиака улетучится через вентиляцию кладовой комнаты у нерадивого хозяина, хранящего на мешке с 10 кг сульфата аммония, где 4% примесей, мешок с 2 кг извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$, где 2% примесей, если на момент весенней посадки растений извести осталось 200 г? Сколько килограммов сульфата аммония не получит огород хозяина?

Ответ: $V(\text{NH}_3) = 1,065 \text{ л}$ улетучится;
 $m_2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 3,14 \text{ кг}$ не получит огород.

§ 27. ЗАДАЧИ НА “ИЗБЫТОК” И “НЕДОСТАТОК”

В условиях задач на “избыток” и “недостаток” указаны массы или объемы двух реагирующих веществ, одно из которых дано в избытке, поэтому при решении таких задач нужно определить, какое вещество взято в избытке.

Расчет массы или объема продукта реакции ведется по данным вещества, взятого в недостатке, так как вещество в недостаточном количестве полностью вступает в реакцию.

Задачи этого типа определить несложно: даны два исходных вещества, а найти нужно третье вещество — продукт реакции.

Алгоритм решения задачи:

1. Прочитать внимательно условие задачи.
2. Записать, что дано и что нужно найти.
3. Составить уравнение химической реакции по описанию в условии задачи.
4. Подчеркнуть те вещества, которые даны в задаче и которые нужно найти.
5. Под подчеркнутыми веществами подписать количество молей каждого (по уравнению) соединения.
6. Найти количество вещества для каждого из исходных веществ по формулам:

$$n = \frac{m}{M}, \text{ или } n = \frac{V}{V_m},$$

где M — молярная масса вещества, V_m — молярный объем = 22,4 л/моль.

7. Написать над подчеркнутыми веществами их количество по условию задачи, а над веществом — массу (объем) которого нужно найти, поставить X .

8. Сопоставить соотношение количества вещества по уравнению и условию (сравнить две дроби), сделать вывод. Найти избыточное вещество и исключить его из решения.

9. Составить пропорцию, учитывая вещество, которое в недостатке, и решить ее.

10. После нахождения количества продукта реакции (моли) перевести это количество в массу (объем) в зависимости от того, что спрашивается в задаче.

Задача. Вычислите массу осадка, который образуется при сливании растворов, один из которых содержит 522 г нитрата бария, а второй — 500 г сульфата калия.

Сегодня на уроке:

- научимся решать задачи с использованием понятий “избыток” и “недостаток”.

Ключевые понятия

- моль
- молярная масса
- масса
- избыточное количество вещества
- недостаточное количество вещества

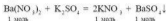
Дано:

$$m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 522 \text{ г}$$

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 500 \text{ г}$$

$$m(\text{BaSO}_4) = ?$$

Решение. 1. Напишем уравнение реакции, подчеркнем, что дано/найти. Подпишем внизу под уравнением количество моль всех подчеркнутых веществ по уравнению.



$$M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 261 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ г/моль}.$$

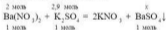
2. Найдем количество вещества для каждого из исходных веществ по формуле:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{522 \text{ г}}{261 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль};$$

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{500 \text{ г}}{174 \text{ г/моль}} = 2,9 \text{ моль}.$$

3. Над уравнением подпишем количество вещества данных веществ по уравнению, над осадком поставим x .



4. Найдем, какое из данных веществ в избытке.

Сравним дроби:

$$\frac{2}{1} < \frac{2,9}{1} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ взят в избытке. Задачу решаем по недостатку}$$

($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$)

5. Составим пропорцию: $2/1 = x/1$, $x = 2$ (моль).

6. Так как спрашивается масса осадка, переводим количество вещества в массу по формуле: $m = n \cdot M$

$$m(\text{BaSO}_4) = 2 \text{ моль} \cdot 233 \text{ г/моль} = 466 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{BaSO}_4) = 466 \text{ г}.$$



При решении задач на “избыток” и “недостаток” нужно определить, какое вещество взято в избытке. Расчет массы или объема продукта реакции ведется по данному веществу, взятого в недостатке, так как вещество в недостаточном количестве полностью вступает в реакцию.

- 1. На 47 г оксида калия подействовали раствором, содержащим 40 г азотной кислоты. Найдите массу образовавшегося нитрата калия.
Ответ: 60,6 г.
- 2. На оксид магния количеством вещества 0,1 моль подействовали раствором, содержащим 15 г азотной кислоты. Вычислите массу полученной соли.
Ответ: 14,8 г.
- 3. Вычислите массу соли, образовавшейся в результате взаимодействия 7,3 г хлороводорода с 5,6 л аммиака (н. у.).
Ответ: 10,7 г.
- 4. Вычислите объем водорода, выделившегося при взаимодействии цинка массой 13 г с раствором, содержащим 30 г серной кислоты (н. у.).
Ответ: 4,48 л.
- 5. Для сгорания 24 г угля взяли 67,2 л (н. у.) кислорода. Вычислите объем образовавшегося углекислого газа.
Ответ: 44,8 л.
- 6. Какой объем водорода (н. у.) потребуется для восстановления оксида меди (II), полученного при термическом разложении гидроксида меди (II) массой 19,6 г?
Ответ: 4,48 л.
- 7*. При взаимодействии 12,8 г металла с избытком 60%-ной азотной кислоты выделяется 8,96 л (н. у.) бурого газа и образуется соль, в которой степень окисления металла равна +2. Установите, что это за металл.
- 8. Водный раствор, содержащий гидроксид кальция массой 3,7 г, поглотил оксид углерода (IV) объемом 1,68 л (н. у.). Определите массу образовавшегося осадка.
Ответ: $m(\text{CaCO}_3) = 2,5$ г.
- 9*. Серу массой 8 г сплавили с 10,5 г железа. Полученный продукт обработали избытком раствора соляной кислоты. Определите объем газа, который при этом может быть получен.
Ответ: 5,6 л.





ВВЕДЕНИЕ В ТЕРМОДИНАМИКУ

§28. ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ И ЭНТАЛЬПИЯ

Сегодня на уроке:

- поймем, что изменения внутренней энергии и энтальпии являются тепловыми эффектами.

Ключевые понятия

- внутренняя энергия
- энтальпия
- тепловой эффект

Предсказание возможности осуществления той или иной реакции — одна из основных задач, которая стоит перед химиками.

Конечно, вы можете на бумаге написать уравнение любой химической реакции, но будет ли возможна такая реакция практически?

Рассмотрим два химических процесса:

1) обжиг известняка:



В этом процессе достаточно повысить температуру, чтобы реакция началась, т.е. реакция будет возможна, но только при высокой температуре.

2) восстановление водорода из воды с помощью меди:



такую реакцию невозможно осуществить ни при каких условиях!

Экспериментальная проверка возможности протекания той или иной реакции в разных условиях — дело трудоемкое и неэффективное. Но можно теоретически ответить на такой вопрос, основываясь на законах химической термодинамики.

Один из наиболее важных законов природы (первый закон термодинамики) — *это закон сохранения энергии: энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, а только переходит из одной формы в другую.*

В общем случае энергия любого тела складывается из трех ее основных видов: *кинетической*, *потенциальной*, *внутренней*. Какой из этих видов энергии наиболее важен при рассмотрении химических реакций? Конечно же, внутренняя энергия!

Мы рассмотрим некоторые ее аспекты.

Внутренняя энергия. Выделение теплоты при взаимодействии различных веществ (например, при горении метана) подводит к мысли,

что эти вещества (метан и кислород) еще до реакции в скрытой форме обладали определенной энергией. Такая форма энергии, скрытая в веществах и освобождающаяся при химических реакциях и ряде физических процессов (например, при конденсации воды), называется *внутренней энергией* (обозначается U). При химических превращениях освобождается часть содержащихся в веществах энергии. Измеряя количество выделяющейся теплоты при химической реакции (так называемый *тепловой эффект реакции*), мы можем судить об изменении этого запаса.

Частицы любого тела — атомы или молекулы — совершают хаотическое непрекращающееся движение (так называемое тепловое движение), поэтому каждая частица обладает некоторой *кинетической энергией* (E_k).

Кроме того, частицы вещества взаимодействуют друг с другом силами электрического притяжения и отталкивания, а также посредством ядерных сил. Стало быть, вся система частиц данного тела обладает еще и *потенциальной энергией* (E_p).

Кинетическая энергия теплового движения частиц и потенциальная энергия их взаимодействия вместе образуют новый вид энергии, не сводящийся к механической энергии тела (т. е. кинетической энергии движения тела как целого и потенциальной энергии его взаимодействия с другими телами). Этот вид энергии называется *внутренней энергией*.

Внутренней энергией системы называется сумма потенциальной энергии взаимодействия всех частиц тела между собой и кинетической энергии их движения, т. е. внутренняя энергия системы складывается из энергии поступательного и вращательного движения молекул, энергии внутримолекулярного колебательного движения атомов и атомных групп, составляющих молекулы, энергии вращения электронов в атомах, энергии, заключающейся в ядрах атомов, энергии межмолекулярного взаимодействия и других видов энергии (рис. 39).



Рис. 39. Внутренняя энергия

Таким образом, внутренняя энергия U вещества (или системы) — это полная энергия частиц, составляющих данное вещество. Она складывается из кинетической и потенциальной энергий частиц.

$$U = \sum E_k + \sum E_p.$$

Внутренняя энергия также включает в себя энергию взаимодействия друг с другом электронов, протонов, нейтронов.

Внутренняя энергия является характеристикой теплового состояния тела. Она зависит от:

- агрегатного состояния и меняется при кипении и испарении, кристаллизации или конденсации, плавлении или сублимации;
- массы тела;
- температуры тела, характеризующей кинетическую энергию частиц;
- вида вещества.

Абсолютная величина внутренней энергии тела неизвестна, но для изучения химических явлений важно знать только изменение внутренней энергии при переходе системы из одного состояния в другое. Во многих процессах передача энергии может осуществляться частично в виде теплоты и частично в виде работы. Таким образом, теплота и работа характеризуют качественно и количественно две различные формы передачи энергии от одного тела к другому; они измеряются в тех же единицах, что и энергия.

Внутренняя энергия зависит от состояния вещества. Изменение внутренней энергии системы ΔU при том или ином процессе можно определять. Пусть в результате какого-нибудь процесса система переходит из начального состояния 1 в конечное состояние 2, совершая при этом работу A и поглощая из внешней среды теплоту Q . В термодинамических уравнениях положительной принято считать теплоту, выделенную системой. В уравнениях термодинамики принято обратное условие: положительной считается теплота, поглощаемая системой. Внутренняя энергия системы уменьшится на величину A , возрастет на величину Q и в конечном состоянии будет равна:

$$U_2 = U_1 + Q - A, \quad (1)$$

где U_1 и U_2 — внутренняя энергия системы в начальном (1) и в конечном (2) состояниях. Если обозначить разность $U_2 - U_1$ через ΔU , то уравнение можно представить в виде:

$$\Delta U = Q - A. \quad (2)$$

Это уравнение выражает закон сохранения энергии, согласно которому изменение внутренней энергии не зависит от способа проведения процесса, а определяется только начальными и конечными состояниями системы. Однако какая часть энергии пойдет на совершение работы, а какая превратится в теплоту — зависит от способа проведения процесса: соотношение между работой и теплотой может быть различным (рис. 40).

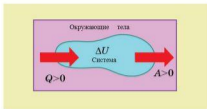


Рис. 40. Изменение внутренней энергии

Внутреннюю энергию можно изменить путем совершения работы (рис. 41).

Энтальпия. Как вы знаете, многочисленные химические реакции принято разделять на *эндотермические* и *экзотермические* с присущими им тепловыми эффектами. Тогда можно ввести некоторые величины, которые позволят характеризовать способность вещества к поглощению или выделению энергии. Были введены две такие величины с учетом условий проведения процесса.

Реакцию, протекающую при постоянном объеме (в замкнутом сосуде), характеризуют *внутренней энергией* (U), а при постоянном давлении в открытом сосуде — *энтальпией* (H). Энтальпия системы (от греч. *enthalpo* — “нагреваю”) связана с величинами состояния термодинамической системы при независимых параметрах *энтропии* S (об этой величине мы будем говорить позже) и *давлении* p , связана с внутренней энергией U соотношением:

$$H = U + pV,$$

где V — объем системы.



Рис. 41. Изменение внутренней энергии в результате совершения работы

Иными словами, **энтальпия** — это та энергия, которая доступна для преобразования в тепло при определенном постоянном давлении.

В химии чаще всего рассматривают **изобарические процессы** ($p = \text{const}$), и тепловой эффект в этом случае называют **изменением энтальпии системы**, или **энтальпией процесса**:

$$Q_p = \Delta H;$$
$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V;$$

Энтальпия имеет размерность энергии кДж. Ее величина пропорциональна количеству вещества; энтальпия единицы количества вещества (моль) измеряется в кДж · моль⁻¹.

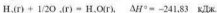
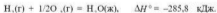
Поэтому теплообмен между химической реакцией и окружающей средой называется **энтальпией**. Однако нельзя точно измерить энтальпию, поэтому принято рассчитывать изменение температуры окружающей среды (обозначаемое ΔH). ΔH показывает, что в ходе химической реакции происходит выделение тепла в окружающую среду (**экзотермическая реакция**) или поглощение тепла (**эндотермическая реакция**).

В термодинамической системе выделяющуюся теплоту химического процесса условно считают отрицательной (экзотермический процесс, $\Delta H < 0$), а поглощение системой теплоты соответствует эндотермическому процессу, $\Delta H > 0$.

Уравнения химических реакций с указанием энтальпии процесса называют **термохимическими**. Численные значения энтальпии ΔH указывают через запятую в кДж и относят ко всей реакции с учетом стехиометрических коэффициентов всех реагирующих веществ. Поскольку реагирующие вещества могут находиться в разных агрегатных состояниях, то оно указывается нижним правым индексом в скобках: (тв) — твердое, (кр) — кристаллическое, (ж) — жидкое, (г) — газообразное, (р) — растворенное. Например, при взаимодействии газообразных H_2 и Cl_2 образуются два моль газообразного HCl . Термохимическое уравнение записывается так:



При взаимодействии газообразных H_2 и O_2 образующаяся H_2O может находиться в различных агрегатных состояниях, что скажется на изменении энтальпии:



Приведенные энтальпии образования (реакций) отнесены к стандартным условиям температуры и давления ($T = 298 \text{ К}$, $P = 101,325 \text{ кПа}$). **Стандартное состояние** энтальпии обозначается нижним и верхним индексами: ΔH_{298}° , нижний индекс обычно опускают: ΔH° .

Рассчитывается энтальпия так:

$$\Delta H = m \cdot c \cdot \Delta T,$$

где m — это масса реагентов, c — это теплоемкость, ΔT — это разница температуры (в К).

Теплота реакций и теплота образования связаны с соответствующими энтальпиями простым соотношением:

$$Q = -\Delta H.$$

Тепловые эффекты (энтальпии) получают обычно на основе экспериментальных данных. В специальном приборе, называемом *калориметром*, проводят химическую реакцию с точно известными массами реагентов (рис. 42). Зная теплоемкость прибора, по изменению температуры в нем можно определить тепловой эффект реакции.

Если при образовании сложного вещества из простых затрачивается энергия, то значение энтальпии для данного вещества положительное, а если выделяется, то отрицательное. Поскольку абсолютную энтальпию образования вещества определить невозможно, пользуются только их разностями ΔH в искусственно введенной шкале. Иногда вместо энтальпий реакций используют теплоту реакций, а вместо энтальпий образования веществ их теплоту образования.

Знаешь ли ты?

Термин *энтальпия* был предложен Х. Каммерлинг-Онесом.

На шкалу энтальпий наносят значения (обычно в кДж/моль), относенные к единице количества вещества. Так, значение ΔH для CH_4 , рав-

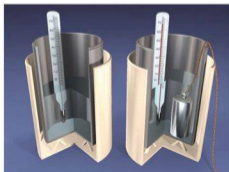


Рис. 42. Калориметр

ное — 75, говорит о том, что при образовании 1 моль этого соединения из простых веществ (С и Н₂) выделяется энергия 75 кДж.

Разница энтальпий образования соединений обычно зависит от температуры, при которой проводится процесс. В связи с этим в справочниках, как правило, указывают стандартное (относящееся к температуре 25°C) значение энтальпии, что обозначают верхним индексом (0). Обозначение энтальпии образования соединения (из простых веществ) снабжают также нижним индексом (f) (от англ. *formation* — “образование”). Тогда для стандартной энтальпии образования воды имеем:

$$\Delta H_f^0 = -286 \text{ кДж/моль.}$$

Кроме энтальпий образования в справочниках приводит и другие виды энтальпий, например стандартные энтальпии сгорания, показывающие, сколько энергии выделяется при сгорании 1 моль вещества.



Форма энергии, скрытая в веществах и освобождающаяся при химических реакциях и ряде физических процессов, называется **внутренней энергией** (обозначается U). Она является суммой кинетической и потенциальной энергий. **Энтальпия** (ΔH) — это та энергия, которая доступна для преобразования в теплоту при определенном постоянном давлении. Знаки теплоты и энтальпии являются обратными. Стандартное состояние энтальпии обозначается ΔH^0 . Энтальпия образования обозначается ΔH_f^0 . Существуют и другие энтальпии, например сгорания.



1. Какие виды энергии вы знаете? Какое положение занимает химическая энергия среди других видов энергии?
2. Что называют энтальпией? В чем ее отличие от внутренней энергии? Как связана энтальпия с тепловым эффектом реакции?
3. Дайте определения понятий “энтальпия”, “стандартная энтальпия образования вещества”, “стандартная энтальпия сгорания вещества”.
4. Выделяется или поглощается теплота в реакции:

$$\text{H}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 285,84 \text{ кДж.}$$
 Увеличивается или уменьшается при этом энтальпия системы? Чему равно изменение энтальпии?
5. Укажите знак изменения энтальпии в следующих реакциях: а) горение угля на воздухе; б) окисление глюкозы в организме; в) получение негашеной извести обжигом известняка; г) растворение серной кислоты в воде; д) испарение хладагентов (фреон, аммиак, SO₂) в холодильной установке.
6. Энтальпия какой из приведенных ниже реакций ($p, T = \text{const}$) равна стандартной энтальпии образования газообразного йодоводорода (24 кДж/моль):
 1. $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ 2. $0,5\text{H}_2(\text{г}) + 0,5\text{I}_2(\text{г}) = \text{HI}(\text{г})$ 3. $\text{HI}(\text{г}) = 0,5\text{H}_2(\text{г}) + 0,5\text{I}_2(\text{г})$?
7. Могут ли существовать соединения, энтальпия образования (ΔH_f^0) которых больше нуля? Меньше нуля? Равна нулю? Приведите примеры.

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Реактивы : 1 М раствора кислоты (соляная или азотная) и щелочи (NaOH или KOH).

Химическая посуда и лабораторные оборудование : упрощенный калориметр.

Упрощенный калориметр, состоящий из двух стаканов (внешнего емкостью 250–300 мл и внутреннего емкостью 100 мл), корковой пробки и термометра с делением на $0,1^\circ$ (внутренний стакан для уменьшения теплоотдачи помещен на корковую пробку).

Ход работы

1. Внутренний стакан калориметра взвесить с точностью до $0,1$ г (m_1), затем налить в него из бюретки 25 мл раствора кислоты и поместить стакан обратно в калориметр. В другой сухой стакан налить из бюретки 25 мл раствора щелочи.

2. Измерить температуру раствора кислоты с точностью до $0,1^\circ$. Температуру раствора щелочи можно не измерять, так как оба раствора хранятся в одной комнате и имеют одну и ту же температуру. Не вынимая из раствора кислоты термометр, быстро вылить раствор щелочи в кислоту. Осторожно перемешать раствор термометром, наблюдая за изменением температуры. Когда повышение температуры прекратится, отметить максимальную температуру раствора.

3. После охлаждения раствора до комнатной температуры взвесить внутренний стакан калориметра с раствором с точностью до $0,1$ г (m_2).

Форма записи наблюдений и обработка результатов

Масса внутреннего стакана — m_1 (г); объем раствора кислоты — V_1 (мл); объем раствора щелочи — V_2 (мл); концентрация кислоты — C_1 (моль/л); концентрация щелочи — C_2 (моль/л); начальная температура — t_1 ($^\circ\text{C}$); конечная температура — t_2 ($^\circ\text{C}$); масса внутреннего стакана с раствором — m_2 (г).

1. Теплота, выделенная при реакции нейтрализации, расходуется на нагревание раствора: $q = c \cdot m (t_2 - t_1)$. Теплоемкость раствора (c) принять равной теплоемкости воды, т.е. единице. Теплотой, расходуемой на нагревание калориметра, пренебречь.

2. Массу раствора найти по разности $m = m_2 - m_1$.

3. Количество вещества, содержащегося в 25 мл 1 М раствора, составляет 0,025 моль. Тепловой эффект реакции относится к 1 моль и выражается в ккал или кДж (1 ккал = 4,184 кДж). Следовательно, $Q = q/0,025$ (ккал/моль).

4. Рассчитайте тепловой эффект реакции нейтрализации одноосновной кислоты.

Вопросы и задания:

1. Дайте определение понятию "энтальпия химической реакции".
2. Напишите уравнение химической реакции (в полном и сокращенном ионном виде), тепловой эффект которой определялся в эксперименте. Каков знак энтальпии и теплового эффекта этой реакции?
3. Какова размерность теплового эффекта химической реакции?

§ 29. ЗАКОН ГЕССА

Сегодня на уроке:

- поймем физический смысл закона Гесса;
- научимся применять закон Гесса для расчета изменения энтальпии химических реакций.

Ключевые понятия

- закон Гесса
- энтальпия
- тепловой эффект

Не все вещества можно получить, помещая простые вещества непосредственно в реактор. Например, глюкозу $C_6H_{12}O_6$ нельзя получить при непосредственном контакте углерода, кислорода и водорода. Это вещество возникает в результате биохимических процессов в живой клетке.

В таких случаях приходит на помощь закон Гесса, который гласит, что тепловой эффект химической реакции определяется разностью энергетических состояний продуктов и реагентов и не зависит от пути реакции. Пояснить закон Гесса можно с помощью следующего примера: углекислый газ из углерода и кислорода можно получить двумя путями (рис. 43):

- 1) в одну стадию — прямым сжиганием углерода в избытке кислорода;
- 2) в две стадии — получением сначала монооксида углерода и его последующим сжиганием.

Согласно закону Гесса:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

Из закона Гесса вытекают три важных следствия.

Следствие 1. Энтальпия реакции равна разности энтальпий образования продуктов и реагентов:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f(\text{прод.}) - \sum \Delta H_f(\text{реаг.})$$

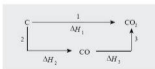


Рис. 43. Графическое изображение закона Гесса на примере превращения углерода в углекислый газ



Так, если уравнение реакции в общем виде записать следующим образом:



то $\Delta H_p = c\Delta H_f(C) + d\Delta H_f(D) - a\Delta H_f(A) - b\Delta H_f(B)$.

Из первого следствия закона Гесса можно определить стандартную теплоту образования глюкозы, пользуясь энтальпией ее сгорания:



$$\Delta H_f^\circ(C_6H_{12}O_6) = 6\Delta H_f^\circ(CO_2) + 6\Delta H_f^\circ(H_2O) - \Delta H_p^\circ; \quad (H_f^\circ(O_2) = 0).$$

Следствие 2. Энтальпия реакции равна разности энтальпий сгорания реагентов и продуктов:

$$\Delta H_p = \sum \Delta H_f(\text{реаг.}) - \sum \Delta H_f(\text{прод.})$$

Для реакции:



$$\Delta H_{\text{реак}} = a\Delta H_{\text{сжиг}}(A) + b\Delta H_{\text{сжиг}}(B) - c\Delta H_{\text{сжиг}}(C) - d\Delta H_{\text{сжиг}}(D).$$

Следствие 3. Термохимические уравнения реакций можно складывать и вычитать, умножать и делить, записывать справа налево, несмотря на подчас практическую неосуществимость обратных реакций.

Это следствие приходит на помощь, когда соединения либо не удается получить при непосредственном взаимодействии простых веществ, либо они не горят. Так, сульфат кальция не получается при непосредственном смешивании в калориметре кальция, кислорода и серы. В этом случае поступают следующим образом: последовательно проводят четыре реакции, измеряя их тепловые эффекты (табл. 28). Энтальпия образования сульфата кальция из простых веществ будет равна сумме энтальпий четырех проведенных реакций.

Таблица 28

Суммирование уравнений реакций и энтальпий согласно третьему следствию из закона Гесса

№	Уравнение реакции	ΔH_p
1	$Ca + 1/2O_2 = CaO$	ΔH_1
2	$S + O_2 = SO_2$	ΔH_2
3	$SO_2 + 1/2O_2 = SO_3$	ΔH_3
4	$CaO + SO_3 = CaSO_4$	ΔH_4
Σ	$Ca + S + 2O_2 = CaSO_4$	$\Delta H_p = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$

Знаешь ли ты?

Одним из первых людей, кто пытался изобрести вечный двигатель, был индийский изобретатель Бхаскара II. Он считал, что если он будет бежать все время, то вещь будет вырабатываться и энергия.

Для проведения расчетов с помощью закона Гесса используют табличные данные (см. табл. 29):

Таблица 29

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	$\Delta H_{f,298}^\circ$, кДж/ моль	S_{298}° , Дж/ моль·К	$\Delta G_{f,298}^\circ$, кДж/ моль	Вещество	$\Delta H_{f,298}^\circ$, кДж/ моль	S_{298}° , Дж/ моль·К	$\Delta G_{f,298}^\circ$, кДж/ моль
Al ₂ O ₃ (кр)	-1676,0	50,9	-1582,0	Cr ₂ O ₃ (кр)	-1140,6	281,0	-1059,0
VaO(кр)	-558,1	70,3	-528,4	CuO(кр)	-162,0	42,6	-129,4
BeO(кр)	-598,0	14,1	-581,6	CuCl ₂ (ж)	-227,6	210,9	-244,6
BeCO ₃ (кр)	-982,0	67,3	-944,8	H ₂ O(ж)	-285,8	70,08	-237,3
C(графит)		5,7		H ₂ O(г)	-241,8	188,7	-228,6
Cl ₂ (г)		222,9		H ₂ SO ₄ (ж)	-814,2	156,9	-690,3
CaO(кр)	-635,5	39,7	-604,2	HCl(ж)	-166,9	56,5	-131,2
CaH ₂ (кр)	-188,7	42,0	-149,8	HCl(г)	-91,8	186,7	-94,8
CaCO ₃ (кр)	-1206,9	92,9	-1128,8	H ₂ S(г)	-21,0	205,6	-33,8
O ₂ (г)		205,0		H ₂		130,5	
Ca(OH) ₂	-986,6	76,1	-896,8	NH ₃ (г)	-46,2	192,5	-16,7
CH ₄	-74,9	186,2	-50,8	NO	90,3	210,6	86,6
C ₂ H ₄	52,3	219,4	68,1	NO ₂	33,0	240,5	51,5
C ₂ H ₆	-89,7	229,5	-32,9	NH ₄ Cl(кр)	-314,2	94,5	-203,2
C ₂ H ₄ (ж)	82,9	269,2	129,7	P ₂ O ₅ (кр)	-1492	114,5	-1348,8
C ₂ H ₂	226,8	200,8	209,2	SO ₃ (ж)	-439,0	122,1	-368,1
C ₂ H ₂ (г)	-103,85	269,9	-	Fe		27,2	
CH ₃ OH(ж)	-	126,8	-	FeO(кр)	-264,8	60,7	-244,3
C ₂ H ₅ OH(г)	-235,3	-	-	Fe ₃ O ₄ (кр)	-1117,1	146,2	-1014,2
CO	-110,5	197,5	-137,1	Fe ₂ O ₃ (кр)	-822,2	89,9	-740,3
CO ₂	-393,5	213,6	-394,3	Ti(кр)		30,6	
CS ₂ (г)	115,3	-	-	TiO ₂ (кр)	-943,9	50,3	-888,6



Согласно закону Гесса можно рассчитать энтальпию процесса, в том числе такого, где прямой путь невозможен.

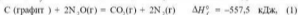


1. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него. Какое практическое применение находят следствия из закона Гесса в химии?
 2. Как определить энтальпию химической реакции?
 3. Приведите в общем виде схему расчета энтальпии химической реакции для процессов, происходящих прямым и косвенным путями.
- 1. Напишите термохимическое уравнение реакции сгорания твердой серы в N_2O , если известно, что при сгорании 16 г серы выделяется 66,9 кДж тепла (предполагается, что при измерении теплоты температура продуктов снижается до температуры реагентов, равной 298 К).

§ 30. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ТЕМУ: “ПРИМЕНЕНИЕ ЗАКОНА ГЕССА И СЛЕДСТВИЙ ИЗ НЕГО”

Приведем примеры решения задач, используя закон Гесса:

Задача 1. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H_f^\circ = -393,5$ кДж/моль) и термохимического уравнения:



вычислить теплоту образования $N_2(g)$.

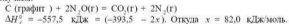
Решение. Обозначив искомую величину через x , запишем термохимическое уравнение образования N_2 из простых веществ:



Запишем также термохимическое уравнение реакции образования $CO_2(g)$ из простых веществ:

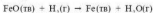


Из уравнений (2) и (3) можно получить уравнение (1). Для этого умножим уравнение (2) на два и вычтем найденное уравнение из (3). Получаем:



Ответ: 82,0 кДж/моль.

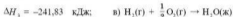
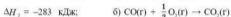
Задача 2. Вычислите тепловой эффект химической реакции восстановления FeO (тв) водородом:



исходя из следующих уравнений:



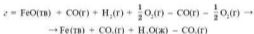
Решение .



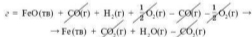
Чтобы найти ΔH_4 , составим формулу расчета:

$$z = a + в - б$$

После составим общее уравнение реакции восстановления оксида железа FeO (г), соединяя следующие уравнения реакции:



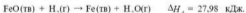
Проведем сокращения “подобных” веществ :



Получаем уравнение:



$$\Delta H_4 = -13,19 - 241,84 + 283 = 27,98 \text{ кДж}.$$

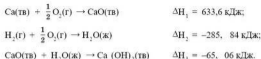


Ответ: $\Delta H_4 = 27,98 \text{ кДж}$.

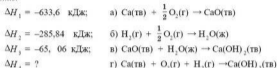
Задача 3. Вычислите теплоту образования гидроксида кальция Ca(OH)₂(тв):



исходя из следующих уравнений реакций:



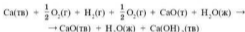
Решение.



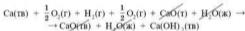
Чтобы найти ΔH_4 , составим формулу расчета:

$$\epsilon = a + e - b,$$

тогда составим общее уравнение реакции образования гидроксида кальция из простых веществ, соединяя следующие уравнения реакции:



Проведем сокращения "подобных" веществ:



Получаем уравнение:

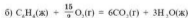
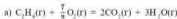


$$\Delta H_4 = -633,6 - 285,84 - 65,06 = -984,5 \text{ кДж;}$$



Ответ: $\Delta H_4 = -984,5 \text{ кДж.}$

Задача 4. Вычислить H_{298}° реакций:



Решение. По табличным данным стандартные энтальпии образования $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$, $\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж})$, $\text{H}_2\text{O(г)}$, $\text{H}_2\text{O(ж)}$ и $\text{CO}_2(\text{г})$ соответственно равны $-89,7$; $-82,9$; $-241,8$; $-285,8$ и $-393,5$ кДж/моль (стандартные энтальпии

образования простых веществ принято считать равными нулю). Для расчета ΔH° реакций используем уравнение из следствия закона Гесса:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{прод.}) - \sum \Delta H^\circ(\text{исход.})$$

а) находим стандартную энтальпию реакции:

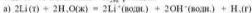
$$\begin{aligned} \Delta H_{20}^\circ &= 2\Delta H^\circ(\text{CO}_2(\text{г})) + 3\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) - \Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = \\ &= [2 \cdot (-393,5) + 3(-241,8) - (-89,7)] \approx 1423 \text{ кДж}; \end{aligned}$$

б) находим стандартную энтальпию реакции:

$$\begin{aligned} \Delta H_{20}^\circ &= 6\Delta H^\circ(\text{CO}_2(\text{г})) + 3\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) - \Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = \\ &= [6 \cdot (-393,5) + 3(-241,8) - 82,9] = 3301,3 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Ответ: а) 1423 кДж; б) 3301,3 кДж.

Задача 5. Вычислить H_{298}° реакций:



Стандартные энтальпии образования $\text{Li}^+(\text{водн.})$, $\text{Na}^+(\text{водн.})$ и $\text{OH}^-(\text{водн.})$ принять соответственно равными $-278,5$; $-239,7$ и $-228,9$ кДж/моль.

Решение. По условию задачи и по табличным данным стандартные энтальпии образования веществ равны:

$$\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) = -285,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ(\text{Li}^+(\text{водн.})) = -278,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ(\text{Na}^+(\text{водн.})) = -239,7 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ(\text{OH}^-(\text{водн.})) = -228,9 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ(\text{H}_2(\text{г})) = 0 \text{ кДж/моль}.$$

Для расчета ΔH° реакций используем уравнение из следствия закона Гесса:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{прод.}) - \sum \Delta H^\circ(\text{реакт.})$$

а) находим стандартную энтальпию реакции:

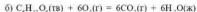
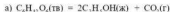
$$\begin{aligned} \Delta H_{20}^\circ &= [2\Delta H^\circ(\text{Li}^+(\text{водн.})) + 2\Delta H^\circ(\text{OH}^-(\text{водн.}))] - 2\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) = \\ &= [2(-278,5) + 2(-228,9) - 2(-285,8)] = -443,2 \text{ кДж}; \end{aligned}$$

б) находим стандартную энтальпию реакции:

$$\begin{aligned} \Delta H_{20}^\circ &= [2\Delta H^\circ(\text{Na}^+(\text{водн.})) + 2\Delta H^\circ(\text{OH}^-(\text{водн.}))] - 2\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) = \\ &= [2(-239,7) + 2(-228,9) - 2(-285,8)] = -365,6 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Ответ: а) $-443,2$ кДж; б) $-365,6$ кДж.

Задача 6. Вычислить значение H_{298}° для протекающих в организме реакций превращения глюкозы:



Какая из этих реакций поставляет организму больше энергии?

Решение. По табличным данным стандартные энтальпии веществ, участвующих в реакциях, равны (стандартные энтальпии простых веществ принято считать равными нулю):

$$\Delta H^{\circ}(C_6H_{12}O_6)(\text{тв}) = -1273,0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^{\circ}(C_2H_5OH)(\text{ж}) = -277,6 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^{\circ}(H_2O)(\text{ж}) = -285,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^{\circ}(CO_2)(\text{г}) = -393,5 \text{ кДж/моль}.$$

Для расчета ΔH° реакций используем уравнение из следствия закона Гесса:

$$\Delta H^{\circ} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{образ.}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{исход.}}$$

а) находим стандартную энтальпию реакции:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{а)}}^{\circ} &= 2\Delta H^{\circ}(CO_2) + 2\Delta H^{\circ}(C_2H_5OH) - \Delta H^{\circ}(C_6H_{12}O_6) = \\ &= 2(-393,5) + 2(-277,6) - (-1273,0) = -69,2 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

б) находим стандартную энтальпию реакции:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{б)}}^{\circ} &= 6\Delta H^{\circ}(CO_2) + 6\Delta H^{\circ}(H_2O) - \Delta H^{\circ}(C_6H_{12}O_6) = \\ &= 6(-393,5) + 6(-285,8) - (-1273,0) = -2802,8 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Реакция (б) поставляет организму больше энергии, чем реакция (а).

Ответ: а) $-69,2$ кДж; б) $-2802,8$ кДж.



- Используя справочные данные, рассчитайте тепловой эффект реакции при стандартных условиях $CH_4(\text{г}) + Cl_2(\text{г}) = CH_3Cl(\text{г}) + HCl(\text{г})$
- Теплоты горения алмаза и графита соответственно равны $-395,7$ кДж и $-393,77$ кДж. Вычислите теплоту образования алмаза из графита.
- Используя справочные данные, рассчитайте тепловой эффект реакции при стандартных условиях $CaC_2(\text{г}) + 2H_2O(\text{ж}) = Ca(OH)_2(\text{тв}) + C_2H_2(\text{г})$
- Используя справочные данные, рассчитайте тепловой эффект реакции при стандартных условиях $Fe_2O_3(\text{тв}) + 3CO(\text{г}) = 2Fe(\text{тв}) + 3CO_2(\text{г})$
- Определите теплоту образования при постоянном давлении для следующих реакций:

а) $H_2(\text{г}) + 1/2O_2(\text{г}) = H_2O(\text{г})$	$\Delta H_f^{\circ} = -242$ кДж
б) $1/2N_2(\text{г}) + 3/2H_2(\text{г}) = NH_3(\text{г})$	$\Delta H_f^{\circ} = -46,2$ кДж
в) $1/2H_2(\text{г}) + 1/2F_2(\text{г}) = HF(\text{г})$	$\Delta H_f^{\circ} = -268,8$ кДж
г) $1/2N_2(\text{г}) + O_2(\text{г}) = NO_2(\text{г})$	$\Delta H_f^{\circ} = 33,87$ кДж

- 6. Стандартная энтальпия реакции $\text{CaCO}_3(\text{тв}) = \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$, протекающей в открытом сосуде при температуре 1000 К, равна 169 кДж. Чему равна теплота этой реакции, протекающей при той же температуре, но в закрытом сосуде?
- 7. Рассчитайте энтальпию образования $\text{N}_2\text{O}_3(\text{г})$ при $T = 298 \text{ К}$ на основании следующих данных:
- $$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = -114,2 \text{ кДж}$$
- $$4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2\text{O}_5(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = -110,2 \text{ кДж}$$
- $$\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = 182,6 \text{ кДж}$$
- 8. Определите энтальпию образования диборана $\text{B}_2\text{H}_6(\text{г})$ при $T = 298 \text{ К}$ из следующих данных:
- $$\text{B}_2\text{H}_6(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = \text{B}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = -2035,6 \text{ кДж}$$
- $$2\text{B}(\text{тв}) + 3/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{B}_2\text{O}_3(\text{тв}) \quad \Delta H_f^\circ = -1273,5 \text{ кДж}$$
- $$\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = -241,8 \text{ кДж}$$
- 9. Рассчитайте теплоту образования сульфата цинка из простых веществ при $T = 298 \text{ К}$ на основании следующих данных:
- $$\text{ZnS}(\text{тв}) = \text{Zn}(\text{тв}) + \text{S}(\text{тв}) \quad \Delta H_f^\circ = 200,5 \text{ кДж}$$
- $$2\text{ZnS}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{ZnO}(\text{тв}) + 2\text{SO}_2(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = -893,5 \text{ кДж}$$
- $$2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = -198,2 \text{ кДж}$$
- $$\text{ZnSO}_4(\text{тв}) = \text{ZnO}(\text{тв}) + \text{SO}_3(\text{г}) \quad \Delta H_f^\circ = 235,0 \text{ кДж}$$
- 10. Энергетика. Тепловой эффект.

1. Следующая схема показывает реакцию разложения пероксида водорода:



В таблице даны энергии разрыва связи

Связь	Энергия разрыва связи/кДж
H—O	464
O—O	146
O=O	498

- а) Рассчитайте, какое количество энергии необходимо для разрыва всех связей в реагентах.
- б) Рассчитайте, какое количество выделится при образовании новых связей в продуктах реакции.
- в) Рассчитайте тепловой эффект данной реакции.
- г) Данная реакция является экзо-или эндотермической?

2. Дана следующая схема реакции:



Сделайте расчеты согласно пунктам а–г в задании 1.

§ 31. ЭНТРОПИЯ

Сегодня на уроке:

- поймем, что энтропия является функцией состояния системы, отражающей меру ее неупорядоченности.

Для определения возможностей протекания химической реакции ранее мы использовали понятие энтальпии. Но изменение энтальпии системы не может служить единственным критерием самопроизвольного осуществления любой химической реакции, поскольку многие эндотермические процессы протекают

самопроизвольно. Иллюстрацией этого служат растворение некоторых солей (например, NH_4NO_3 или NaHCO_3) в воде, сопровождающееся

- энтропия
- энтропийный фактор

заметным охлаждением раствора. Необходимо учитывать еще один фактор, определяющий способность самопроизвольно переходить из более упорядоченного состояния к менее упорядоченному (более хаотичному) состоянию. Например, в случае с сосудом, заполненным газом (рис. 44). В этом случае используют понятие *энтропии*.

Энтропия (S) — термодинамическая функция состояния, которая служит мерой беспорядка (неупорядоченности) системы.

Понятием энтропии широко пользуются в физике, химии, биологии и теории информации.

Понятие энтропии было введено в 1865 г. немецким ученым Р. Клаузиусом. Он определил изменение энтропии при обратимом процессе как отношение изменения общего количества тепла ΔQ к величине абсолютной температуры:

$$\Delta S > \frac{\Delta Q}{T}.$$

Данное равенство относится к изменению энтропии, не определяет саму энтропию. Она применима для изотермического процесса ($T = \text{const}$). Например, изменение энтропии плавления равно теплоте

(знтальпии) плавления: $\Delta S_m = \frac{\Delta H_m}{T_m}$.

Для обратимых процессов изменение энтропии выражается:

$$\Delta S_m = \int \frac{\Delta Q}{T}.$$

Энтропия S (от греч. *entropia* — “поворот, превращение”) — *функция состояния термодинамической системы, изменение которой ΔS в равновесном процессе равно отношению количества теплоты ΔQ , сообщенного системе или отведенного от нее, к термодинамической температуре (T) системы*. Мы можем рассматривать энтропию как меру вероятности пребывания системы в данном состоянии (принцип Больцмана).

Л. Больцман определил энтропию как термодинамическую вероятность состояния (беспорядок) системы W , поскольку число частиц в системе велико (число Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$), то энтропия пропорциональна десятичному логарифму термодинамической вероятности состояния системы W и описывается следующей формулой:

$$S = k \lg W;$$

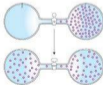


Рис. 44. Переход от упорядоченного состояния газа к хаотическому состоянию

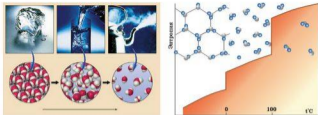


Рис. 45. Изменение энтропии для разных агрегатных состояний воды

где k — коэффициент пропорциональности. Размерность энтропии равна Дж · моль⁻¹ · К⁻¹. Для химической реакции изменение энтропии аналогично изменению энтальпии:

$$\Delta S_{\text{реакции}}^{\circ} = \Delta S_{\text{прод.}}^{\circ} - \Delta S_{\text{исх.}}^{\circ}$$

Наименьшую энтропию имеют правильно построенные кристаллы при абсолютном нуле (они имеют нулевую энтропию).

Например, если кусочек сахара лежит в стакане чая, энтропия этого состояния мала, если растворился и распространился по всему объему — велика.

Стремление системы к беспорядку проявляется тем больше, чем выше температура. Произведение изменения энтропии системы на температуру $T\Delta S$ количественно оценивает эту тенденцию и называется **энтропийным фактором**.

Второй закон термодинамики гласит, что в изолированных системах все самопроизвольно протекающие процессы ($\Delta S > 0$) обязательно сопровождаются увеличением суммарной энтропии системы и ее окружения.

С повышением температуры энтропия возрастает, при превращении кристаллического вещества в жидкое состояние и особенно сильно возрастает при переходе из жидкого состояния в газообразное (рис. 45). Аналогичный пример можно привести и в случае воды (рис. 46).

При повышении температуры молекулы и атомы начинают двигаться более свободно, более хаотично, а это значит, что энтропия веществ возрастает.

Чаще всего в химии используют ΔS , соответствующую энтропии стандартного состояния. Стандартные энтропии простых веществ не равны нулю. В отличие от других термодинамических функций энтропия идеально кристаллического тела при абсолютном нуле равна нулю (постулат Планка), поскольку $W = 1$.

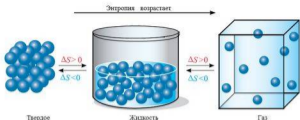


Рис. 46. Повышение энтропии от твердых веществ через жидкости к газам

Энтропия вещества или системы тел при определенной температуре является абсолютной величиной. В табл. 30 приведены стандартные энтропии S° некоторых веществ.

Таблица 30

Стандартные энтропии некоторых веществ

Соединение	ΔS°_{298} (Дж · моль ⁻¹ · К ⁻¹)	Соединение	ΔS°_{298} (Дж · моль ⁻¹ · К ⁻¹)
C(тв) алмаз	2,37	NO(г)	210
C(тв) графит	5,74	NO ₂ (г)	240
H ₂ (г)	131	N ₂ O ₃ (г)	342
D ₂ (г)	145	H ₂ O(г)	189
O(г)	161	H ₂ O(ж)	70
O ₂ (г)	205	D ₂ O(ж)	79
O ₂ (ж)	84	CH ₄ (г)	186
O ₂ (тв)	42	C ₂ H ₆ (г)	229
O ₃ (г)	237	n-C ₄ H ₁₀ (г)	310
		изо-C ₄ H ₁₀ (г)	294

Из таблицы следует, что энтропия зависит от:

- агрегатного состояния вещества. Энтропия увеличивается при переходе от твердого к жидкому и особенно к газообразному состоянию (вода, лед, пар);
- изотопного состава (H₂O и D₂O);
- молекулярной массы однотипных соединений (CH₄, C₂H₆, n-C₄H₁₀);
- строения молекулы (n-C₄H₁₀, изо-C₄H₁₀);
- кристаллической структуры (аллотропии — алмаз, графит).



Бюст Больцмана имеет в качестве эпитафии одно из центральных уравнений, связывающих концепции термодинамики с поведением атомов и молекул. Уравнение имеет форму:

энтропия = константа × логарифм числа возможных расположений атомов.

Следовательно, когда число расположений атомов возрастает (как при переходе от твердого тела к жидкости, а затем к газу), возрастает и энтропия.



Энтропия является функцией состояния системы, отражающей меру ее неупорядоченности.

В замкнутых системах самопроизвольно могут протекать только такие процессы, при которых энтропия системы возрастает.



1. Что называется энтропией? Почему эту величину называют мерой беспорядка?
2. Рассмотрите зависимость энтропии от температуры и агрегатного состояния вещества.

3. Не производя вычислений, определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:



- 1. Рассчитайте энтропию реакции: $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$ при стандартных состояниях реагентов и продуктов процесса.

Ответ: $\Delta S^\circ = 214,39$ Дж/К.

- 2. Не прибегая к вычислениям, определите, какие знаки (>0 , <0 , $=0$) имеют ΔH и ΔS для протекающей в прямом направлении реакции:



- 3. Приведите пример термодинамического процесса, который может быть проведен как обратимо, так и необратимо. Рассчитайте изменение энтропии системы и окружающей среды в обоих случаях.

- 4. Рассчитайте мольную энтропию неона при 500 К, если при 298 К и том же объеме энтропия неона равна 146,2 Дж/(моль · К).

- 5. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании 11,2 л азота от 0 до 50°C и одновременном уменьшении давления от 1 атм до 0,01 атм.

- 6. Пользуясь справочными данными, приведите пример самопроизвольной химической реакции, для которой стандартное изменение энтропии меньше 0.

- 7. Один моль гелия при 100°C и 1 атм смешивают с 0,5 моль неона при 0°C и 1 атм. Определите изменение энтропии, если конечное давление равно 1 атм.

- 8. Пользуясь справочными данными, рассчитайте стандартное изменение энтропии в реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ при а) 25°C; б) 300°C.

Все химические реакции обычно сопровождаются обязательным изменением как энтропии, так и энтальпии. Связь между энтальпией и энтропией системы устанавливает термодинамическая функция состояния, которая называется *свободной энергией Гиббса*, или *изобарно-изотермическим потенциалом* (обозначается G).

Свободная энергия, или энергия Гиббса (G) — это та часть всей энергии системы, которую можно использовать для совершения максимальной работы.

Она характеризует направление и предел самопроизвольного протекания процессов в изобарно-изотермических условиях ($p = \text{const}$ и $T = \text{const}$). С энтальпией и энтропией системы свободная энергия Гиббса связана соотношением:

$$G = H - TS.$$

Так как абсолютное значение этой величины измерить невозможно, то используется изменение функции в процессе протекания того или иного процесса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Свободная энергия Гиббса измеряется в кДж/моль и кДж. Для простых веществ свободная энергия Гиббса принимается равной нулю. *Знак изменения свободной энергии Гиббса ΔG и ее величина при $p = \text{const}$ определяют термодинамическую устойчивость системы:*

- если в химическом процессе происходит снижение свободной энергии Гиббса, т. е. $\Delta G < 0$, процесс может протекать самопроизвольно, или говорят: *процесс термодинамически возможен*;

- если продукты реакции имеют больший термодинамический потенциал, чем исходные вещества, т. е. $\Delta G > 0$, то процесс протекать самопроизвольно не может, или говорят: *процесс термодинамически невозможен*;

- если $\Delta G = 0$, то реакция может протекать как в прямом, так и в обратном направлении, *т. е. реакция обратима*.

Следовательно, самопроизвольные процессы при $p = \text{const}$ идут с уменьшением свободной энергии Гиббса. Этот вывод справедлив как для изолированных, так и для открытых систем.

Изменение энергии Гиббса системы при образовании 1 моль вещества из простых веществ, устойчивых в данных условиях, называется энергией Гиббса образования вещества $\Delta G_{\text{обр}}$, измеряется в кДж/моль.

Сегодня на уроке:

- поймем сущность энергии Гиббса;
- научимся прогнозировать самопроизвольное протекание реакции по термодинамическим данным.

Ключевые понятия

- энергия Гиббса
- "самопроизвольность протекания реакций"



Джозайя Уиллард Гиббс
(1839—1903)

Американский физик-теоретик, один из создателей термодинамики и статической механики. Разработал теорию термодинамических потенциалов, открыл общее условие равновесия гетерогенных систем — правило фаз, вывел уравнения Гиббса — Гельмгольца, Гиббса — Дюгема, адсорбционное уравнение Гиббса. Заложил основы термодинамики поверхностных явлений и электрохимических процессов. Ввел понятие адсорбции.

Если вещество находится в стандартных условиях (т. е. при 298 К), то энергия Гиббса называется *стандартной энергией Гиббса вещества* (ΔG_{298}°). Стандартная энергия Гиббса образования простого вещества, устойчивого в стандартных условиях, равна нулю. Значения ΔG_{298}° веществ приводятся в справочниках.

Изменения энергии Гиббса, как и изменение энтальпии и энтропии, не зависят от пути процесса, поэтому изменение энергии Гиббса химической реакции ΔG равно разности между суммой энергий Гиббса образования продуктов реакции и суммой энергий Гиббса образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta G_{298}^{\circ} = \sum (n_i \Delta G_{i,298}^{\circ})_{\text{пр}} - \sum (n_j \Delta G_{j,298}^{\circ})_{\text{ис}}$$

Чтобы дать ответ на вопрос о возможности протекания той или иной реакции, о ее направлении и глубине, необходимо снова воспользоваться **2-м законом термодинамики**, который может быть сформулирован следующим образом: **любой самопроизвольно протекающий процесс, а также и химическая реакция, идет в том направлении, которое сопровождается уменьшением свободной энергии в системе (при постоянных температуре и давлении) или энергии Гельмгольца (при постоянных температуре и объеме).**

При протекании химических реакций одновременно совершаются **два направления**: стремление простых частиц объединиться в более сложные, а также стремление сложных частиц к распаду на более простые.

Они не зависят друг от друга, и энергии образования теплоты величины их противоположны, и процесс идет в сторону той реакции, при которой изменение величины больше. Разность между этими величинами определяет **свободную энергию реакции** (при постоянных температуре и давлении). Ее изменение в реакции определяется разностью сумм энергий Гиббса конечных продуктов реакции и исходных веществ:

$$\Delta G = G_{(\text{прод.})} - G_{(\text{ис.})}$$



Возможно несколько вариантов изменения сумм энтальпий образования и энтропий веществ в ходе процесса.

1. $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$. Процесс однозначно энергетически выгоден и может протекать самопроизвольно.

2. $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$. Процесс однозначно энергетически невыгоден и не может протекать самопроизвольно.

3. $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$. Уменьшение ΔH благоприятно для самопроизвольного протекания реакции, тогда как уменьшение ΔS препятствует этому. (Неясно, возможно ли самопроизвольное протекание такой реакции.)

4. $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$. Увеличение ΔH не способствует самопроизвольному протеканию реакции, однако возрастание ΔS повышает ее вероятность. (Неясна возможность самопроизвольного протекания такой реакции.)

Фактором, определяющим возможность самопроизвольного протекания реакции при постоянном давлении, является *энергия Гиббса*. Самопроизвольное протекание эндотермической реакции возможно лишь тогда, когда она сопровождается значительным увеличением энтропии. Примером такого процесса является взаимодействие гексагидрата дихлорида кобальта с хлористым тионилом, сопровождающееся ярко выраженным эндотермическим эффектом ($\Delta H = +400$ кДж/моль, наблюдается обледенение). Уравнение реакции



раскрывает причину протекания такого сильно эндотермического процесса: на 1 моль прореагировавшего кристаллогидрата образуется 18 моль (!) газообразных веществ.

Возможность или невозможность протекания реакции устанавливают с помощью уравнения Гиббса следующими способами.

1. Для температуры 25°C на основе табличных данных рассчитывают ΔG^\ominus по соотношению:

$$\Delta G^\ominus = \Delta H^\ominus - \Delta S_{298}^\ominus$$

2. Для температуры, отличающейся от 25°C , расчет проводят по соотношению:

$$\Delta G = \Delta G^\ominus + RT \ln K_p$$

K_p при данной температуре можно найти, преобразовав выражение для равновесия

$$\Delta G = 0 \Rightarrow \Delta G^\ominus + RT \ln K_p = 0.$$

к виду:

$$K_p = e^{-\Delta G^\ominus / RT}.$$

Это соотношение позволяет получить значение константы равновесия при любой температуре.

3. Для окислительно-восстановительных реакций выражение для энергии Гиббса при стандартных условиях принимает следующий вид:

$$\Delta G^\ominus = -nF \Delta \phi^\ominus,$$

где n — количество передаваемых электронов, F — постоянная Фарадея ($\approx 96\,500$ Кл/моль), $\Delta\phi^0$ — ЭДС (электродвижущая сила) реакции. Из этого выражения следует, что реакция протекает при положительном значении ЭДС.

4. Из условия равновесия реакции ($\Delta G = 0$) имеем:

$$0 = \Delta H - T \Delta S.$$

Отсюда $T = \Delta H / \Delta S$ — температура, при которой реакция находится в состоянии равновесия.

Термодинамические расчеты позволяют оценить, например, возможность восстановления водородом некоторых элементов из их оксидов (табл. 31).

Таблица 31

Термодинамическая оценка возможности восстановления водородом элементов из их оксидов

Уравнение реакции	ΔH , кДж/моль	Температура ($^{\circ}\text{C}$), при которой $\Delta G = 0$	Осуществление процесса на практике
$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O}$	36	106	Возможно
$1/2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3/2\text{H}_2 = \text{Fe} + 3/2\text{H}_2\text{O}$	48	423	Возможно
$1/2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3/2\text{H}_2 = \text{Cr} + 3/2\text{H}_2\text{O}$	207	2680	Невозможно
$\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$	375	2760	Невозможно
$\text{CaO} + \text{H}_2 = \text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$	393	6280	Невозможно



Если $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$ процесс протекает самопроизвольно.

Если $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$ процесс не может протекать самопроизвольно.

Если $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$ или $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$ неясна возможность самопроизвольного протекания такой реакции.

Термодинамика позволяет оценить возможность протекания химических реакций, однако она ничего не говорит о реальных скоростях их протекания.



1. Какую роль в термодинамике играет энергия Гиббса?
2. При каких значениях энтальпии и энтропии реакции могут протекать: а) самопроизвольно; б) не могут протекать; в) протекают при низких значениях температур; г) протекают только при высоких температурах?
3. Какими способами определяют термодинамическую возможность протекания химической реакции? На каких математических уравнениях эти способы основаны?
4. Даны следующие термохимические уравнения (все реагенты и продукты находятся в газообразном состоянии):

а) $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	б) $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
в) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$	г) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} = \text{CuO} + \text{H}_2$

Определите возможность протекания таких реакций самопроизвольно. Воспользуйтесь для этого данными приложения.

5. Пользуясь табличными термодинамическими данными, определите, является ли при 25°C самопроизвольной при стандартных состояниях всех участников реакция:



6. Не прибегая к вычислениям, определите, какие знаки (>0 , <0 , $=0$) имеют ΔG , ΔH и ΔS для протекающей в прямом направлении реакции:



и как повлияет повышение температуры на направленность химической реакции?

- 1. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



Рассчитайте ΔG данной реакции. При каких температурах данная реакция становится самопроизвольной?

- 2. Изменение энергии Гиббса реакции $2\text{H}_2(r) + \text{O}_2(r) = 2\text{H}_2\text{O}(ж)$ равно $\Delta G_{298}^\circ = -474,46$ кДж. Не проводя термодинамические расчеты, определить, за счет какого фактора (энтальпийного или энтропийного) протекает эта реакция при 298 К и как будет влиять повышение температуры на протекание этой реакции.

§ 33. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ВЫЧИСЛЕНИЕ ЭНЕРГИИ ГИББСА

Задача 1. Не производя расчетов, попытайтесь предсказать знак изменения энтропии в процессах:



Решение. Представим решение этой задачи в виде таблицы.

№ п/п	Уравнение реакции процесса	Знак $S_{r-см}$	Обоснование
1	$\text{Zn}(тв) + \text{Cl}_2(r) = \text{ZnCl}_2(тв)$	< 0	Энтропия газообразных веществ выше, чем твердых. В результате реакции уменьшается количество газообразного вещества
2	$\text{Fe}(тв) = \text{Fe}(ж)$	> 0	В жидком состоянии степень неупорядоченности выше, чем в твердом
3	$\text{N}_2(r) + 3\text{H}_2(r) = 2\text{NH}_3(r)$	< 0	Все реагенты являются газами, и их количество уменьшается в ходе реакции
4	$\text{H}_2\text{O}(r) = \text{H}_2\text{O}(ж)$	< 0	В жидком состоянии степень неупорядоченности ниже, чем в газообразном

Задача 2. Химический процесс может характеризоваться знаками $H_{r-см}^\circ$ и $S_{r-см}^\circ$, как это показано ниже.

Процесс	H_{r-ann}°	S_{r-ann}°
<i>a</i>	-	+
<i>b</i>	+	-
<i>e</i>	-	-
<i>z</i>	+	+

Какой из четырех процессов (*a*, *b*, *e*, *z*) может быть самопроизвольным:

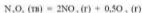
- при любой температуре;
- в ограниченном интервале температур;
- не может быть самопроизвольным ни при каких температурах?

Решение.

Самопроизвольному протеканию реакции способствует отрицательное значение изменения энтальпии и положительное изменение энтропии реакции. Следовательно, самопроизвольно будут протекать процессы:

- при любой температуре — в случае *a*;
- в ограниченном интервале температур — в случаях *e* и *z*.
- не может быть самопроизвольным ни при каких температурах — в случае *b*.

Задача 3. Вычислите изменение свободной энергии при стандартных условиях в реакции разложения:



При каких температурах процесс протекает самопроизвольно? Изменением H_{r-ann}° и S_{r-ann}° в зависимости от температуры пренебречь.

Справочные данные:

Формула вещества	$H_{\text{образ}}^{\circ}$, кДж/моль	S° , Дж/(моль · К)
$\text{NO}_2 (\text{г})$	33,8	240,2
$\text{N}_2\text{O}_5 (\text{тв})$	-42,68	178,24
$\text{O}_2 (\text{г})$	0	205

Решение.

$$H_{r-ann}^{\circ} = 2 \cdot 33,8 - (-42,68) = 110,28 \text{ кДж/моль};$$

$$S_{r-ann}^{\circ} = 2 \cdot 240,2 + 0,5 \cdot 205 - 178,24 = 404,66 \text{ Дж/(моль · К)};$$

$$G_{r-ann}^{\circ} = 110,28 \text{ (кДж/моль)} - 298(\text{К}) \cdot 0,40466 \text{ (кДж/(моль · К))} = -10,309 \text{ кДж/моль}.$$

Так как G° реакции < 0 , то при стандартных условиях самопроизвольное протекание реакции возможно.

Для оценки интервала температур, в котором процесс будет протекать самопроизвольно, необходимо решить неравенство:

$$G_{p-окс} = H_{p-окс} - TS_{p-окс} < 0.$$

Отсюда:

$$H_{p-окс} < TS_{p-окс} \text{ и } \frac{\Delta H_{p-окс}}{\Delta S_{p-окс}} < T.$$

$$T(110,28 \text{ (кДж/моль)}/0,40466 \text{ (кДж/(моль} \cdot \text{K)}) = 272 \text{ K}) > 272 \text{ K.}$$

Ответ: Реакция будет протекать самопроизвольно при температуре выше 272 К или выше -1°C .

- 1. Вычислите энергию Гиббса и определите возможность протекания реакции при температурах 1000 и 3000 К.

	$\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{C}(\text{тв}) = 2\text{Cr}(\text{тв}) + 3\text{CO}(\text{г})$			
ΔH_{298}° , кДж/моль	-1141	0	0	-110,6
ΔS_{298}° , Дж/(моль · К)	81,2	5,7	23,6	197,7

Ответ: Реакция самопроизвольно не идет при 1000 К, но идет при 3000 К.

- 2. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях экзотермическая реакция невозможна:



При каких температурах данная реакция становится самопроизвольной?

Ответ: Реакция самопроизвольно не идет при стандартных условиях, но возможна при 36,6 К.

- 3. Используя справочные термодинамические данные, определите, может ли при 298,15 К самопроизвольно протекать реакция:



Если реакция не будет самопроизвольно протекать при 298,15 К, оценить возможность ее протекания при более высоких температурах.

Значения стандартных энергий Гиббса и энтропий исходных веществ и продуктов реакции приведены ниже:

Вещество	$\text{C}_2\text{H}_{10}(\text{г})$	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$	$\text{H}_2(\text{г})$
ΔG_{298}° , кДж/моль	-17,19	68,14	0
S_{298}° , Дж/(моль · К)	310,12	219,45	130,52

Ответ: При $T = 298,15$ К реакция самопроизвольно протекать не будет.

- 4. Пользуясь справочными данными по ΔG_{298}° и S_{298}° , определите ΔH_{298}° реакции $\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

Значения стандартных энергий Гиббса и энтропий исходных веществ и продуктов реакции приведены ниже:

Вещество	$\text{N}_2\text{O}(\text{г})$	$\text{H}_2(\text{г})$	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{г})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
ΔG_{298}° , кДж/моль	104,12	0	159,10	-237,23
S_{298}° , Дж/(моль · К)	219,83	130,52	238,50	69,95

Ответ: $\Delta H_{298}^\circ = -272,53$ кДж.

При решении задач используйте данные таблицы на с. 144—145.

**СВЕДЕНИЯ ОБ ЭЛЕМЕНТАХ И ИХ СОЕДИНЕНИЯХ,
НЕОБХОДИМЫЕ ДЛЯ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ**

Стандартные термодинамические характеристики некоторых веществ

Вещество	$\Delta H_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль	$\Delta G_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль	S_{298}° , Дж/(моль·К)
1	2	3	4
$Al_2(SO_4)_3$ (тв)	-3444	-3103	239
Al_2O_3 (тв)	-1676	-1580	50,9
$BaCO_3$ (тв)	-1235	-1134	103
BaO (тв)	-548	-518	70,4
C (тв)	0	0	5,74
C_2H_4 (г)	52	68	219,4
C_2H_5OH (ж)	-277	-175	160,7
$CaCO_3$ (тв)	-1207	-1128	89
CaO (к)	-636	-603	40
$CaSiO_3$ (к)	-1562	-1550	82
CH_3OH (ж)	-239	-166,2	126,8
CH_4 (г)	-74,85	-50,79	186,19
Cl_2 (г)	0	0	222,96
CO (г)	-110,5	-137,14	197,54
CO_2 (г)	-394	-394,4	214
Fe (тв)	0	0	27,3
Fe_2O_3 (тв)	-823	-740	87,9
H_2 (г)	0	0	130
H_2O (г)	-242	-229	189
H_2O (ж)	-286	-237	70
H_2S (г)	-21	-33,8	206
HCl (г)	-93	-95,3	187
N_2O (г)	82	104	220
Na_2CO_3 (тв)	-1138	-1048	136
Na_2O (тв)	-416	-378	75,5
NaOH (тв)	-427,8	-381,1	64,16
NH_3 (г)	-46	-16,7	193
NH_4Cl (тв)	-314	-203	96
NH_4NO_3 (тв)	-365	-184	151
NO (г)	90,37	86,71	210,62

Продолжение

1	2	3	4
NO ₂ (г)	33	51,5	240,2
O ₂ (г)	0	0	205
P ₂ O ₅ (тб)	-1492	-1348,8	114,5
SiO ₂ (тб)	-908,3	-854,2	42,7
SO ₂ (г)	-297	-300	248
SO ₃ (г)	-395,2	-370,4	256,23
Zn (тб)	0	0	41,59
ZnO (тб)	-349	-318,2	43,5





КИНЕТИКА

§ 34. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим скорость химической реакции.

Ключевые понятия

- скорость химических реакций
- химическая кинетика
- гомогенная химическая реакция
- гетерогенная химическая реакция

Одна из особенностей химических реакций заключается в том, что они протекают во времени.

Время протекания химических реакций изменяется в очень широких пределах. Так, реакция нейтрализации кислоты щелочью при комнатной температуре протекает мгновенно. Химическое выветривание горных пород (например, превращение гранита в глину) протекает в течение тысячелетий. Для количественной характеристики скорости реакции используют изменение количества вещества или концентрации либо реагента, либо продукта химической реакции.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагента или продукта химической реакции во времени. Пусть для реакции $A + B = D + F$ концентрация вещества А в момент времени t_1 равна c_1 , в момент времени t_2 равна c_2 (рис. 47). Тогда математическое выражение для средней скорости v следующее:

$$v = \frac{c_1 - c_2}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Знак минуса ставят, поскольку концентрация вещества А убывает во времени, следовательно, Δc будет иметь отрицательное значение.

Скорость же химической реакции может быть только положительной величиной и измеряется в моль/л · с, моль/л · мин. Раздел химии, который изучает скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов, называют *химической кинетикой*. Химическая кинетика исследует скорости как гомогенных, так и гетерогенных реакций.

Гомогенными называют химические реакции, протекающие в однородной среде (например, в жидком растворе или газовой фазе).

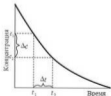


Рис. 47

Гетерогенными называют реакции, происходящие между веществами, находящимися в разных фазах (например, газовой и жидкой, твердой и жидкой и др.).

Знаешь ли ты?

Реакция фтора и водорода протекает со взрывом при контакте этих газов между собой. А реакция водорода с кислородом при комнатной температуре протекает так медленно, что, по расчетам ученых, первые капли продукта реакции — воды — в реакционном сосуде появятся только через несколько миллионов лет.

Скорость гомогенной реакции определяется изменением концентрации одного из вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции веществ в единицу времени:

$$v(\text{гом.}) = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

В гетерогенных реакциях скорость не выражают через концентрацию, поскольку вещества реагируют не в объеме, а на поверхности.

Скорость гетерогенной реакции определяется числом моль веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности:

$$v(\text{гетерог.}) = \pm \frac{\Delta n}{S \Delta t}$$

где S — площадь поверхности твердой фазы, Δn — изменение количества вещества.

Для того чтобы произошла реакция, реагирующие частицы (атомы, молекулы, ионы) исходных веществ должны столкнуться друг с другом.

Химическая реакция является результатом столкновения частиц реагирующих веществ. Чем чаще столкновения, тем быстрее осуществляется химическая реакция.



Для количественной характеристики скорости реакции используют изменение количества вещества или концентрации либо реагента, либо продукта химической реакции. **Гомогенными** называют химические реакции, протекающие в однородной среде (например, в жидком растворе или газовой фазе).

Гетерогенными называют реакции, происходящие между веществами, находящимися в разных фазах.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагента или продукта химической реакции во времени.

Главу химии, которая изучает скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов, называют **химической кинетикой**. Химическая кинетика исследует скорости как гомогенных, так и гетерогенных реакций.



1. Что такое *скорость химической реакции* и как ее определяют?
2. Как называется глава химии, в которой изучаются скорость и механизмы химических реакций?
3. Поясните, какие реакции называются *гомогенными*, а какие — *гетерогенными*?
4. Как определяется *скорость гомогенной реакции*?
5. Как определяется *скорость гетерогенной реакции*?
6. Приведите примеры реакций, увеличение или уменьшение скорости которых имеет положительное или отрицательное значение на производстве или в быту? Дайте пояснение.

1. При разложении вещества А в растворе его концентрация за 10 мин уменьшилась от 0,8 до 0,6 моль/л. Определите среднюю скорость реакции.

Ответ: 0,02 моль/л · мин.

2. Рассчитайте среднюю скорость химической реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$, если через 80 с после начала реакции молярная концентрация воды была равна 0,24 моль/л, а через 2 мин 07 с стала равна 0,28 моль/л.

Ответ: $8,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л · с.

3. Некоторое количество магния поместили в колбу с раствором соляной кислоты. В ходе эксперимента выделялся водород. Результаты этого опыта представлены в таблице:

Время/мин.	0	1	2	3	4	5	6	7
Объем водорода/мл	0	14	23	31	38	40	40	40

а) Напишите уравнение данной реакции.

б) Постройте график данных результатов.

в) Какова скорость реакции (мл водорода в минуту) в течение:

- первой минуты;
- второй минуты;
- третьей минуты?

г) Объясните, почему скорость реакции меняется в течение реакции?

д) Какой общий объем водорода выделился в ходе реакции?

е) Сколько времени происходит данная реакция?

Что можно сделать, чтобы данная реакция шла:

- быстрее;
- медленнее?

Данный эксперимент был проведен в других условиях. Результаты представлены в таблице:

Время/мин	0	1	2	3	4	5	6	7
Объем водорода/мл	0	22	34	39	40	40	40	40

Внесите данные результаты в график, который вы построили в пункте б).

а) Определите, какая из реакций происходит быстрее?

б) Выскажите предположение, почему это произошло.

в) В обоих экспериментах выделился одинаковый объем водорода. Что вы можете сказать о массе взятого магния?

§ 35. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Рассмотрим влияние концентрации реагентов на скорость химических реакций.

Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ. Химическое взаимодействие осуществляется при столкновении частиц, причем чем больше частиц, тем чаще они сталкиваются, тем выше скорость. Концентрация веществ пропорциональна химическому количеству, следовательно, и числу частиц, поэтому чем выше концентрация, тем больше частиц содержится в системе. Влияние концентрации реагентов на скорость химических реакций выражается основным законом химической кинетики — законом действующих масс (“действующая масса” — синоним современного понятия “концентрация”). Он установлен в 1867 г. норвежскими учеными К. Гульдбергом и П. Вааге на основе экспериментальных данных. Современная формулировка закона действующих масс такова: **При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.**

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ зависимость скорости реакции от концентрации выражается: $v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$. В данном кинетическом уравнении k — коэффициент пропорциональности, называемый *константой скорости*; $c(A)$ и $c(B)$ — *мольная концентрация* (моль/л) веществ А и В. Физический смысл константы скорости k заключается в том, что она численно равна скорости реакции, при концентрации реагирующих веществ равных 1 моль/л.

Приведенное выше выражение скорости реакции называют *кинетическим уравнением реакции*. Например, для уравнения реакции:



кинетическое уравнение реакции имеет вид:

$$v = kc^2(\text{H}_2) \cdot c(\text{O}_2).$$

Для простых элементарных реакций (протекающих в одну стадию) показатель степени при значении концентрации каждого вещества часто равно его стехиометрическому коэффициенту, для сложных реакций это правило не соблюдается.

Важно отметить, что закон действующих масс выполняется только для элементарных химических реакций. Если реакция протекает по-

Сегодня на уроке:

- поймем, что влияние концентрации реагентов на скорость химических реакций выражается законом действующих масс.

Ключевые понятия

- влияние концентрации реагентов
- закон действующих масс
- влияние давления
- природа реагирующих веществ

следовательно через несколько стадий, то суммарная скорость всего процесса определяется лишь одной самой медленной его стадией, которая называется *лимитирующей*.

На скорость реакций с участием газов также влияет давление, потому что оно непосредственно определяет их концентрации. В уравнении Менделеева — Клапейрона:

$$pV = nRT$$

перенесем V в правую часть, а RT — в левую, и учтем, что $\frac{n}{V} = c$, $\frac{p}{RT} = c$. Давление и молярная концентрация прямо пропорциональны, поэтому в законе действующих масс мы можем подставить вместо концентрации p/RT . Следовательно, при повышении давления скорость химической реакции увеличивается, при понижении давления — уменьшается. При гетерогенных реакциях в уравнение закона действующих масс входят только концентрации жидких или только газообразных реагентов, а твердые исключаются.

Следовательно, закон действующих масс распространяется на газовые смеси и растворы, но не применим к реакциям с участием твердых веществ. Химическая реакция является результатом столкновения частиц реагирующих веществ. Чем чаще столкновения, тем быстрее осуществляется химическая реакция. На скорость гетерогенных реакций влияет поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а для растворимых веществ — путем их растворения. Например, при горении угля молекулы кислорода реагируют только с теми атомами углерода, которые находятся на поверхности. При измельчении угля его поверхность возрастает, и скорость горения увеличивается. Таким образом, гетерогенные реакции протекают на поверхности твердых веществ. Скорость гетерогенных реакций зависит от площади соприкосновения веществ, степени смешения реагентов. Гомогенные реакции протекают во всем объеме, и скорость гомогенных реакций зависит от концентраций реагентов.

Не менее важным фактором, влияющим на скорость химической реакции, является **природа реагирующих веществ**. Вы уже знаете, что скорость взаимодействия металлов с кислотой зависит от их природы. Например, скорость реакции больше при взаимодействии с соляной кислотой магния, чем, например, цинка. В свою очередь, железо взаимодействует с соляной кислотой медленнее, чем цинк.



Влияние концентрации реагентов на скорость химических реакций выражается основным законом химической кинетики — законом действующих масс. Закон действующих масс распространяется на газовые смеси и растворы, но не применим к реакциям с участием твердых веществ. На скорость реакций с участи-

ем газов также влияет давление. При гетерогенных реакциях в уравнение закона действующих масс входят только концентрации жидких или только газообразных реагентов.



- От каких факторов зависит скорость любой химической реакции? Какие дополнительные факторы влияют на скорость гетерогенных реакций?
- Какие из приведенных реакций протекают с наибольшей скоростью:
 - горение фосфора на воздухе и в кислороде;
 - взаимодействие цинка с концентрированным и разбавленным растворами соляной кислоты;
 - взаимодействие с водой натрия и железа?
 Поясните. Напишите уравнения соответствующих реакций.
- Как формулируется закон действующих масс?
- Что такое скорость определяющая, или лимитирующая стадия реакции?
- Напишите кинетические уравнения для реакций, соответствующих приведенным ниже схемам, преобразовав эти схемы в уравнения:
 - $\text{H}_2(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) = \text{HCl}(\text{r})$
 - $\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{NO}_2(\text{r})$
 - $\text{P}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{тв})$
 - $\text{Mg}(\text{тв}) + \text{HCl}(\text{ж}) = \text{MgCl}_2(\text{ж}) + \text{H}_2(\text{r})$
 - $\text{N}_2(\text{r}) + \text{H}_2(\text{r}) = \text{NH}_3(\text{r})$
- Увеличится или уменьшится скорость реакции при повышении давления: $\text{CO}_2(\text{r}) + \text{C}(\text{тв.}) = 2\text{CO}(\text{r})$? Поясните.

-1. Во сколько раз увеличится скорость реакции водорода с парами брома, если концентрации исходных веществ увеличить в два раза.

Ответ: в 4 раза.

-2. Как изменится скорость химической реакции $\text{CO}(\text{r}) + 2\text{H}_2(\text{r}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ при снижении концентрации исходных веществ в 4 раза.

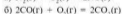
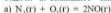
Ответ: уменьшится в 64 раза.

-3. В системе: $\text{NO}_2(\text{r}) + \text{CO}(\text{r}) = \text{NO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r})$ увеличили давление в два раза. Во сколько раз увеличится скорость реакции?

Ответ: в 4 раза.

Решение задач на закон действующих масс

Задача 1. Напишите кинетическое уравнение для реакций:



Решение. Кинетическое уравнение химической реакции показывает зависимость скорости процесса от концентрации реагентов.

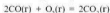
Для реакции а) кинетическое уравнение имеет вид:

$$v = k \cdot c(\text{N}_2) \cdot c(\text{O}_2);$$

а для реакции б):

$$v = k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2).$$

Задача 2. Как изменится скорость реакции:



при увеличении концентрации оксида углерода (II) в 3 раза?

Решение. 1. Напишем кинетическое уравнение реакции:

$$v_1 = k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2).$$

2. Выразим скорость этой реакции при условии увеличения концентрации CO в 3 раза:

$$v_2 = k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2).$$

3. Выразим соотношение скоростей реакции:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)}{k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)} = 9.$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 9 раз.

1. В закрытом сосуде вместимостью 600 мл протекает реакция: $\text{H}_2(\text{r}) + \text{Br}_2(\text{r}) = 2 \text{HBr}(\text{r})$. В какой-то момент времени количество вещества водорода и брома составляло соответственно 0,02 моль и 0,03 моль. Как изменится скорость реакции, если в этот сосуд дополнительно ввести по 0,01 моль водорода и брома.

Ответ: увеличится в 2 раза.

2. Как изменится скорость протекающей в водном растворе реакции $\text{FeCl}_2 + 3\text{KCN} = \text{Fe}(\text{CNS})_2 + 3\text{KCl}$ при разбавлении реагирующей смеси водой 2 раза.

Ответ: уменьшится в 16 раз.

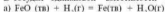
3. Две реакции между простыми веществами протекают с такой скоростью, что за 1 мин в первой реакции образуется 6 г H_2S , а во второй реакции — 20 г HI. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

Ответ: первая реакция.

4. Реакция идет по уравнению: $2\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{NO}_2(\text{r})$. Начальные концентрации реагентов были таковы: $c(\text{NO}) = 0,8$ моль/л, $c(\text{O}_2) = 0,6$ моль/л. Как изменится начальная скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота (II) до 1,2 моль/л?

Ответ: возрастет в 3,4 раза.

5. В сосудах одинаковой вместимости происходят реакции:



Рассчитайте, во сколько раз скорость реакции (а) отличается от скорости реакции (б), если в течение одного и того же интервала времени в реакции (а) израсходовано 2,24 л (н. у.) водорода, а в реакции (б) 2 г водорода:

Ответ: v_a в 10 раз меньше.

6. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению: $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$.

Вначале концентрации веществ составляли: $c(A) - 0,3$ моль/л, $c(B) - 0,5$ моль/л; константа скорости — $0,8 \text{ л}^2 / (\text{моль}^2 \cdot \text{мин})$. Рассчитайте начальную скорость реакции и ее скорость через некоторое время, когда концентрация вещества А уменьшится на $0,1$ моль/л.

Ответ : $0,036$ моль/(л · мин); $0,0144$ моль/(л · мин).

§ 36. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Скорость огромного большинства реакций увеличивается с ростом температуры, так как при нагревании увеличивается число активных частиц и частота столкновений между молекулами веществ становится выше. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа, согласно которому при **повышении температуры** на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2—4 раза.

Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10},$$

где v_{T_1} и v_{T_2} — скорости реакции соответственно при температурах T_1 и T_2 , а γ — температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10 градусов. Для каждой конкретной реакции температурный коэффициент определяется экспериментальным путем. Позднейшие исследования показали, что правило Вант-Гоффа выполняется только в узком интервале температур. При более высокой температуре возрастание скорости с ростом температуры постепенно отклоняется от этого правила.

Шведский ученый Сванте Аррениус предположил, что взаимодействуют лишь частицы, обладающие избыточной энергией. Для активации молекул исходных веществ надо затратить определенную энергию. **Наименьшая энергия активирования частиц исходных веществ, необходимая для того, чтобы могла произойти реакция, называется энергией активации E_a** (кДж/моль).

Энергию активации определяют экспериментально, исследуя зависимость скорости реакции от температуры. В результате эффективного столкновения частиц образуется промежуточная группировка атомов — активированный комплекс. Эта группировка очень активна, но она существует очень короткое время, и выделить ее в индивидуальном состоянии невозможно (порядка 10^{-12} с).

Сегодня на уроке:

- рассмотрим влияние температуры на скорость химреакции;
- поймем значение понятия "энергия активации".

Ключевые понятия

- влияние температуры
- правило Вант-Гоффа
- энергия активации

В качестве примера рассмотрим реакцию синтеза йодоводорода:



При столкновении молекулы водорода и молекулы йода, если они обладают достаточной энергией, образуется активированный комплекс $\text{H}_2\text{-I}_2$. Далее эта частица может или вернуться к исходному состоянию, или превратиться в две молекулы йодоводорода.

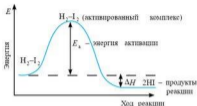


Рис. 48. Изменение энергии системы в ходе взаимодействия водорода и йода

Из рисунка 48 видно, что образование нового вещества сопровождается выделением энергии (ΔH). Произошла экзотермическая реакция. Следовательно, *энергия активации* — это разность между значениями средней энергии активированных комплексов и средней энергией исходных молекул. Она является основным фактором, определяющим скорость той или иной реакции. Значение энергии активации зависит от природы реагирующих веществ. Для того чтобы произошла реакция, необходимо сначала разорвать или ослабить связи между атомами в молекулах исходных веществ. Чем больше энергия активации, тем медленнее протекает реакция, и, наоборот, чем меньше энергия активации, тем быстрее при данной температуре будет протекать процесс.

По Аррениусу константа скорости k и энергии активации E_a связаны соотношением, получившим название *уравнение Аррениуса*:

$$k = A e^{-E_a/RT},$$

где A — множитель, отражающий количество соударений реагентов (активных столкновений), e — основа натуральных логарифмов; E_a — энергия активации; R — газовая постоянная; T — абсолютная температура.

Число активных молекул может быть вычислено по формуле на основе Максвелл — Больцмановского закона распределения:

$$N_x = N_0 \cdot \exp[-E/(RT)],$$

где N_x — доля молекул с энергией E , N_0 — общее количество молекул в изучаемой системе, T — температура, R — универсальная газовая постоянная.

Таким образом, экспериментально найденная зависимость скорости реакции от температуры была подтверждена законом распределения молекул по энергиям. Для того чтобы произошла химическая реакция, молекулы реагентов должны: 1) столкнуться; 2) обладать достаточной энергией — энергией активации; 3) иметь благоприятную ориентацию для скорейшего взаимодействия друг с другом.



Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа, согласно которому при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2–4 раза. Наименьшая энергия активирования исходных частиц, необходимая для того, чтобы могла произойти реакция, называется энергией активации E_a (кДж/моль). Чем больше энергия активации, тем медленнее протекает реакция, и, наоборот, чем меньше энергия активации, тем быстрее при данной температуре будет протекать процесс.



1. Как изменяется скорость химических реакций с увеличением температуры? Ответ поясните.
2. Расскажите правило Вант-Гоффа.
3. Что такое энергия активации и как она влияет на скорость химической реакции?
4. Энергия активации у каких реакций больше: у экзотермических или эндотермических?
5. Где лучше хранить перексид водорода: а) в комнате при 25°C или в холодильнике (5°C); б) на свету или в темном месте? Соотнесите свои рекомендации со скоростью соответствующей реакции.
6. Поясните с химической точки зрения назначение холодильников, используемых для хранения продуктов питания и лекарств.
7. Ученик исследовал реакцию железа (таблетки) с серной кислотой. Он использовал устройство, показанное ниже.



Опишите, как этот аппарат может быть использован для исследования скорости этой реакции.

Опишите, как изменится скорость реакции, если будет использоваться порошок железа. Все остальные условия остаются неизменными. Какие факторы, влияющие на скорость реакции, он изучил?

1. При повышении температуры на 30°C скорость некоторой реакции увеличивается в 64 раза. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?
 Ответ: $\gamma = 4$.

- 2. При увеличении температуры на 50°C скорость реакции возросла в 1024 раза. Вычислите температурный коэффициент реакции γ . Ответ: $\gamma = 4$.
- 3. При 80°C некоторая реакция заканчивается за 18 мин. Сколько потребуется времени для проведения этой реакции при:
а) 110°C, б) 60°C. Температурный коэффициент реакции $\gamma = 3$.
Ответ: а) 40 с; б) 162 мин.

§ 37. КАТАЛИЗ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим влияние катализатора на скорость химических реакций.

Ключевые понятия

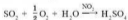
- катализатор
- катализ
- гомогенный катализ
- гетерогенный катализ
- ингибиторы
- каталитические яды

Одно из наиболее эффективных средств воздействия на скорость химических реакций — использование *катализаторов*, т. е. веществ, которые *повышают скорость химической реакции, но сами не расходуются в этом процессе*.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называют *каталитическими*. Около 90% промышленных химических процессов — каталитические. Катализаторы подразделяются на *гомогенные* и *гетерогенные*. Влияние катализаторов на скорость реакции называется *катализом*. Различают *гомогенный* и *гетерогенный катализ*.

Гомогенным называют катализ, при котором и реагенты, и катализатор находятся в одной агрегатной состоянии. Типичными гомогенными катализаторами являются кислоты и основания.

Гетерогенным называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях. В качестве гетерогенных катализаторов применяют металлы, их оксиды и др. Простейшим примером гомогенного катализа является окисление SO_2 в SO_3 в присутствии NO_2 с превращением последнего в H_2SO_4 (нитрозный метод получения серной кислоты):



Примером гетерогенного катализа служит окисление аммиака в присутствии платины:



Механизм действия катализаторов является очень сложным. Для понимания механизма гомогенного катализа предложена теория промежуточных соединений. Сущность этой теории заключается в том, что если медленно протекающую реакцию:





вести в присутствии катализатора К, то катализатор вступает в химическое взаимодействие с одним из исходных веществ, образуя прочное промежуточное соединение:



Затем промежуточное соединение АК взаимодействует с другим исходным веществом, при этом катализатор освобождается:



Если оба процесса суммировать, то получим исходное уравнение:



Таким образом, катализатор доставляет реагирующим частицам необходимую энергию для эффективных соударений, т. е. катализатор снижает необходимую для реакции энергию активации, предоставляя реагентам альтернативный путь разрушения химических связей между молекулами исходных веществ и образования новых связей. Катализ широко распространен в природе, он играет огромную роль в жизнедеятельности организмов. Вам известно, что в нашем организме происходит непрерывное окисление углеродсодержащих веществ кислородом воздуха с образованием воды и углекислого газа. В биохимических процессах роль катализатора играют ферменты белковой природы. Благодаря им в живых организмах при невысокой температуре с большой скоростью протекает множество сложных химических реакций. Ферменты отличаются особой специфичностью, каждый из них ускоряет только “свою” реакцию, идущую в нужное время и в нужном месте с выходом, близким к 100%. Создание аналогичных ферментам искусственных катализаторов — мечта химиков! Катализаторы играют важную роль в химической промышленности, так как позволяют увеличить производительность труда и снизить себестоимость продукции. Следовательно, катализаторы способствуют более быстрому переходу системы из начального в конечное состояние.

Знаешь ли ты?

Для большинства биохимических реакций температурный коэффициент варьируется от 1,5 до 3,0. Следовательно, если в результате какого-либо заболевания температура человеческого тела поднялась, например, с 36,5 до 39,5°C, это значит, что увеличилась скорость происходящих биохимических процессов в 1,13—1,39 раза, т. е. на 13—39%.

Наряду с катализаторами существуют вещества, которые замедляют химические процессы. Такие вещества называют *ингибиторами* (от лат. *inhibere* — “задерживать”). Они с высокой скоростью реагируют с активными частицами с образованием малоактивных соединений. В

результате скорость реакции резко замедляется и она прекращается. Ингибиторы часто специально добавляют в разные вещества, чтобы предотвратить нежелательные процессы. Особое практическое значение имеют ингибиторы коррозии металлов. Ингибиторы содержатся и в живых организмах, они подавляют различные вредные реакции окисления в клетках тканей, которые могут инициироваться, например, радиоактивным излучением.

Каталитические яды — вещества, вызывающие “отравление” катализатора, т. е. снижающие его каталитическую активность или полностью прекращающие каталитическое действие. Причина отравления заключается в адсорбции этих веществ каталитических ядов на поверхности катализатора. К числу наиболее распространенных каталитических ядов относятся H_2O , CO , CO_2 , H_2S , N , P , As , Sb и др.

Знаешь ли ты?

Ферментативное ускорение реакции — это ускорение скорости реакции в десятки и сотни миллионов раз. Одна молекула фермента за одну минуту способна прореагировать с 36 000 000 молекул исходных веществ. Природные ферменты способны к самоорганизации. Недостаток ферментов: ферменты живут только внутри клетки, вне ее разрушаются спустя несколько минут; при высокой температуре происходит денатурация, у каждого из них своя среда.



На скорость химических реакций влияет присутствие катализаторов. Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами в итоге не расходуются, называют *катализаторами*.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называют *каталитическими*. *Гомогенным* называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии.

Гетерогенным называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях.

Наряду с катализаторами существуют вещества, которые замедляют химические процессы. Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют *ингибиторами*.

Изучение скорости реакции

В стаканы поместите кусочки сырого и вареного картофеля, добавьте пероксид водорода. Скорость реакции выделения O_2 в сыром картофеле больше, чем в вареном. В сыром картофеле фермент не разрушен. Эту же реакцию можно проводить с использованием кусочков сырого и вареного мяса.



Дмитрий Владимирович Сокольский (1910—1987)

Академик АН КазССР, Герой Социалистического Труда, доктор химических наук, профессор. Крупнейший ученый в области гетерогенного катализа. Внес большой вклад в разработку и широкое применение электрохимических методов исследования состояния катализаторов. Со своими учениками создал основы теории каталитической гидрогенизации.



◆ Состояние развития катализа и нефтехимии в Казахстане

Академиком Д. В. Сокольским была создана казахстанская школа катализа, которая успешно работает и сегодня на базе Института органического катализа и электрохимии им. Д. В. Сокольского (ИОКЭ) и химического факультета Казахского национального университета им. аль-Фараби. Кроме этих институтов, в Казахстане проблемами катализа и нефтехимии занимаются: Институт химических наук им. А. Б. Бектурова, Институт нефти и газа Казахского национального технического университета им. К. И. Сатпаева, Национальная инженерная академия РК, Институт органического синтеза и углехимии РК, Казахский институт нефти и газа НК “КазМунайГаз”, Атырауский институт нефти и газа, национальный центр по комплексной переработке минерального сырья.

Труды академика Р. В. Сокольского посвящены каталитическому гидрированию и депарированию органических соединений и разработке их теоретических основ. Открыл методы определения характера химической связи, образуемой между молекулой реагента и поверхностью катализатора, энергии этой связи, активности катализатора. Нашел катализаторы реакции гидрирования жиров, углеводов, алкинов, азотсодержащих соединений и процессов полного сжигания газов в двигателях внутреннего сгорания.

Организовал школу химиков-катализаторов в Казахстане. Автор учебников “Гидрирование в растворах”, “Гетерогенный катализ”. Его имя носит Институт органического катализа и электрохимии НАН РК.

Основные направления работы ИОКЭ им. Д. В. Сокольского: разработка высокоэффективных катализаторов для процессов переработки нефти. В Казахском национальном университете им. аль-Фараби исследуются проблемы по каталитическому и нефтехимическому направлениям: создание и внедрение катализаторов крекинга тяжелых нефтяных фракций на базе минерального сырья Казахстана. В Институте химических наук им. А. Б. Бектурова исследуются проблемы: переработка тяжелых нефтяных остатков, создание катализаторов для переработки тяжелых нефтяных отходов и отходящих и попутных газов.

Институт органического синтеза и углехимии РК разрабатывает катализаторы и технологии гидрогенизации углей, а также исследует электрокаталитическое восстановление углеводородов с различными функциональными группами.

Перспективы развития катализа и нефтехимии на ближайшие годы в Казахстане определяются “Основными приоритетными направлениями развития науки в области химико-технологических наук”.



1. Что такое катализаторы? Почему катализаторы увеличивают скорость химических реакций? Объясните.
2. Что называется катализом? Дайте объяснение гетерогенному и гомогенному катализу.
3. В лаборатории для получения кислорода разложением: а) бертолетовой соли $KClO_3$; в) пероксида водорода H_2O_2 в качестве катализатора применяют оксид марганца MnO_2 . К какому типу — гомогенному или гетерогенному катализу — относятся эти процессы?
4. Сухой хлор на железо не действует, поэтому его можно хранить в железных баллонах. Влажный хлор железо разрушает. Какую роль при этом играет вода?
5. Что такое ингибиторы? Для чего они нужны?
6. Что такое биокатализаторы?
7. Какие вещества называются каталитическими ядами?

1. За месяц до начала занятий в школе лаборант приготовил водный раствор пероксида водорода с концентрацией 0,3 моль/л и оставил колбу с раствором на полке. Первого сентября учитель химии готовил демонстрационный опыт и обнаружил, что концентрация H_2O_2 уменьшилась вдвое. Рассчитайте среднюю скорость разложения пероксида водорода.

Ответ: $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л · сут.

2. Пероксид водорода при нагревании разлагается с выделением кислорода $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$. При начальной концентрации $C(H_2O_2) = 0,156$ моль/л половина вещества распалась за 2,5 ч. Рассчитайте среднюю скорость реакции разложения. Какой объем кислорода (в пересчете на н. у.) выделится из 1 л раствора H_2O_2 за это время?

Ответ: $5,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л·мин; 0,87 л O_2 .



Самые используемые катализаторы

1. Платина
2. Никель
3. Палладий
4. Железо
5. Оксид ванадия (V)
6. Оксид вольфрама (VI)
7. Оксид молибдена (VI)
8. Оксид хрома (III)
9. Оксид цинка
10. Кобальт

§ 38. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ТЕМУ:
“ПРАВИЛО ВАНТ-ГОФФА”

Задача 1. Некоторая реакция заканчивается при 50°C за 18 мин, а при 30°C — за 2 мин. Вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа этой реакции. Рассчитайте, за какое время реакция закончится при 80°C.

Решение.

Находим, во сколько раз реакция будет идти быстрее при нагревании системы от 30 до 50°C:

$$\frac{18 \text{ мин}}{2 \text{ мин}} = 9.$$

Таким образом, при нагревании системы на 20°C скорость реакции возрастает в 9 раз.

На основании уравнения Вант-Гоффа находим, что отношение скорости реакции в нагретой системе к начальной скорости реакции выражается отношением:

$$\frac{v}{v_0} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}.$$

Подставляя данные, получаем уравнение и решаем его:

$$\begin{aligned} \frac{v}{v_0} &= \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}; \quad \gamma^{\frac{50-30}{10}} = 9; \\ \gamma^2 &= 9; \\ \gamma &= \pm 3. \end{aligned}$$

Значение -3 исключаем, оно не имеет физического смысла. Получаем, что температурный коэффициент реакции равен 3.

Возьмем за основу состояние системы, например, при 20°C. Рассчитаем, во сколько раз возрастет скорость реакции при нагревании системы до 80°C:

$$\frac{v}{v_0} = 3^{\frac{80-20}{10}} = 3^6 = 729.$$

Значит, данная реакция при нагревании системы от 20 до 80°C пойдет быстрее в 729 раз. Если она заканчивалась при 20°C за 18 мин, то при 80°C, для того чтобы реакция закончилась, потребуется в 729 раз меньше времени. Выразим 18 мин в секундах (1080 с) и рассчитаем время, за которое реакция происходит при 80°C:

$$\frac{1080}{729} \approx 1,5 \text{ с.}$$

Ответ: $\gamma = 3$; реакция при 80°C закончится за 1,5 с.

Задача 2. Константа скорости распада пенициллина при температуре 36°C равна $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$, а при 41°C равна $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

Решение. Температурный коэффициент скорости реакции вычисляем по правилу Вант-Гоффа:

$$k_2 = k_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

Подставляем данные:

$$\gamma^{\frac{41 - 36}{10}} = \frac{k_2}{k_1}; \quad \gamma^{0,5} = \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{0,6 \cdot 10^{-6}} = 2.$$

Следовательно, $\gamma = 4$.

Ответ: $\gamma = 4$.



1. При повышении температуры на 10°C скорость некоторой реакции возрастает в 2 раза. При 20°C скорость этой реакции равна 0,04 моль/л·мин. Какой будет скорость этой реакции при 50°C и 0°C?

Ответ: $\theta_{50} = 0,32$ моль/л·мин,

$\theta_0 = 0,01$ моль/л·мин.

2. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент реакции $\gamma = 3$.
- Ответ:* 40°C.
3. При 60°C реакция протекает за 270 с. За какое время произойдет эта же реакция при 80°C, если температурный коэффициент скорости реакции равен $\gamma = 3$.
- Ответ:* 30 с.
4. В системе, в которой реакция протекает по уравнению $2\text{N}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{NO}$, концентрация оксида азота (I) была увеличена с 0,25 до 0,45 моль/л, а концентрация кислорода уменьшена от 0,6 до 0,2 моль/л. Рассчитайте, как изменится скорость реакции.

Ответ: увеличится 1,08 раза.

5. В результате некоторой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 12,15 г бромоводорода, в результате другой реакции при тех же условиях образовалось 12,8 г йодоводорода. Какая реакция идет с большей скоростью?
6. Срок хранения автомобильных покрышек при температуре 20°C составляет 5 лет, а при температуре 10°C — 10 лет. Сколько лет можно хранить покрышки при 10°C?

Ответ: 40 лет.

7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 100 до 200°C, если при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается вдвое?

Исследование эффективности влияния различных катализаторов на скорость химической реакции

Реактивы: 10%-ные растворы сульфата меди (II), гидроксида аммония, пероксида водорода.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: цилиндры на 250 мл, измерительные цилиндры на 100 и 10 мл.

Ход работы

Налейте в один цилиндр 50 мл раствора сульфата меди (II), в другой — 50 мл раствора гидроксида аммония, в третий — по 25 мл растворов сульфата меди (II) и гидроксида аммония. Добавьте во все цилиндры по 10 мл раствора пероксида водорода. Обратите внимание на скорость разложения пероксида водорода и сделайте соответствующий вывод.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Исследование влияния различных факторов на скорость химических реакций

Реактивы: металлы; магний; железо; цинк; алюминий; порошок железа; 5%, 10%-ные растворы соляной кислоты; разбавленный раствор серной кислоты; раствор пероксида водорода; кристаллический оксид марганца (IV) MnO_2 .

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки и штатив для пробирок, спиртовка, лучинка.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ

В две пробирки налейте по 2 мл соляной кислоты и опустите в одну пробирку магний, в другую — железо. Определите, какая реакция протекает быстрее. Сделайте вывод.

Опыт 2. Влияние концентрации реагирующих веществ

В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну налейте 1 мл 5%-ной соляной кислоты, в другую столько же 10%-ной. Где более интенсивно проходит реакция? Почему? Сделайте вывод.

Опыт 3. Влияние поверхности соприкосновения реагентов

В одну пробирку опустите гранулу железа, в другую насыпьте порошок железа. Налейте в пробирки по 2 мл соляной кислоты одинаковой концентрации. Наблюдайте, в какой пробирке реакция идет быстрее. Почему? Сделайте вывод.

Опыт 4. *Влияние температуры*

В две пробирки налейте по 2 мл серной кислоты, опустите в них по 1 грануле алюминия. Содержимое одной из пробирок нагрейте. По интенсивности выделения пузырьков водорода сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Опыт 5. *Влияние катализатора*

В пробирку налейте 1 мл пероксида водорода и внесите тлеющую лучинку, не прикасаясь к жидкости. Что наблюдаете? Добавьте к пероксиду водорода несколько кристаллов оксида марганца (IV) MnO_2 и снова внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Какую роль играет MnO_2 ? На основании проведенных опытов сделайте вывод о факторах, влияющих на скорость химических реакций. Напишите уравнения соответствующих реакций.

ХИМИЧЕСКОЕ
РАВНОВЕСИЕ§ 39. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.
КОНСТАНТА РАВНОВЕСИЯ

Как известно, по направлению реакции бывают *обратимыми* и *необратимыми*. Большая часть химических реакций обратима, т. е. протекает одновременно во взаимно противоположных направлениях.

Обратимыми называют химические реакции, протекающие в данной температуре одновременно как в сторону образования продуктов (прямая), так и в сторону их распада (обратная). При записи уравнений таких реакций знак равенства заменяют противоположно направленными стрелками. Простейшим примером обратимой реакции является синтез аммиака:



Реакции, протекающие слева направо, называют **прямыми**, а справа налево — **обратными**.

Если проводить обратимую реакцию в закрытой системе, то через некоторое время система придет в состояние химического равновесия — концентрации всех реагирующих веществ перестанут изменяться во времени. На рисунке 49 показано изменение скоростей прямой и обратной реакций с течением времени. Вначале при смешении исходных веществ скорость прямой реакции велика, а скорость обратной — равна нулю. По мере протекания реакции исходные вещества расходуются и их концентрации падают. В результате этого уменьшается скорость прямой реакции. Одновременно появляются продукты реакции, и их концентрация возрастает. Вследствие этого начинает идти обратная реакция, причем ее ско-

Сегодня на уроке:

- поймем, что такое химическое равновесие.

Ключевые понятия

- обратимые реакции
- химическое равновесие
- константа равновесия

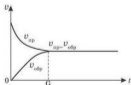


Рис. 49. Изменение скорости прямой (1) и обратной (2) реакций с течением времени (t)

рость постепенно увеличивается. Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, наступает химическое равновесие. В состоянии равновесия за единицу времени образуется такое же количество молекул продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества.

Химическое равновесие — это такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными.

Прямая и обратная реакции идут дальше, не прекращаясь, поэтому равновесие называют *динамическим*.

При постоянных температуре и давлении равновесие обратной реакции может сохраняться неопределенно долгое время. Состояние равновесия обратимого процесса характеризуется константой равновесия.

Например, для записанной в общем виде обратимой химической реакции



согласно закону действия масс, скорости прямой (v_1) и обратной (v_2) реакций соответственно равны:

$$v_1 = K_1[A]^a[B]^b,$$

$$v_2 = K_2[C]^c[D]^d.$$

Концентрации реагентов и продуктов, отвечающие состоянию равновесия, называют *равновесными* и обозначают символами $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$. В состоянии химического равновесия $v_1 = v_2$, т. е.

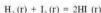
$$K_1 \cdot [A]^a[B]^b = K_2 \cdot [C]^c[D]^d.$$

следовательно $K_p = \frac{K_2}{K_1} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$, K_p — константа равновесия.

Отношение константы скоростей прямой и обратной реакций при постоянной температуре, называют **константой химического равновесия** K_p .

Данное уравнение является математическим выражением закона действующих масс при химическом равновесии.

Найдем выражение константы равновесия для реакции синтеза йодоводорода:



$$v_1 = K_1[H_2][I_2],$$

$$v_2 = K_2[HI]^2,$$

$$K_1[H_2][I_2] = K_2[HI]^2,$$

откуда $K_p = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$.

В случае гетерогенных реакций в выражение константы равновесия входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой или жидкой фазе. Например, для реакции:



константа равновесия имеет вид:

$$K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

Численное значение константы равновесия характеризует выход продуктов реакции. Чем больше K_p , тем полнее исходные вещества (A и B) превращаются в продукты реакции (C и D), т. е. тем больше выход продуктов реакции. При $K_p < 1$ в равновесной системе преобладают исходные вещества, т. е. выход продуктов реакции очень маленький.



Большая часть химических реакций обратима, т. е. протекают одновременно во взаимно противоположных направлениях.

Обратимыми называют химические реакции, протекающие в данной температуре одновременно как в сторону образования продуктов (прямая), так и в сторону их распада (обратная). В состоянии равновесия за единицу времени образуется такое же количество молекул продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества. **Химическое равновесие** — это такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными. Состояние равновесия обратимого процесса характеризуется константой равновесия. Численное значение константы равновесия характеризует выход продуктов реакции.



1. Какие реакции называются: а) *обратимыми*; б) *необратимыми*? Приведите примеры.
2. Что называется *химическим равновесием*?
3. Почему химическое равновесие называется *динамичным*? Приведите примеры.
4. Что называется *константой химического равновесия*?
5. Что характеризует численное значение константы равновесия?
6. Напишите выражения для константы равновесия следующих обратимых реакций:
 - 1) $\text{H}_2 (г) + \text{Br}_2 (г) \rightleftharpoons 2\text{HBr} (г)$
 - 2) $\text{C}_2\text{H}_2 (г) + \text{H}_2 (г) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4 (г)$
 - 3) $3\text{O}_2 (г) \rightleftharpoons 2\text{O}_3 (г)$
 - 4) $\text{C} (г) + \text{H}_2\text{O} (г) \rightleftharpoons \text{CO} (г) + \text{H}_2 (г)$

§ 40. ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА РАВНОВЕСИЕ

Сегодня на уроке:

- узнаем, какие факторы, смещают химическое равновесие;
- научимся прогнозировать направление смещения химического равновесия по принципу Ле Шателье — Брауна.

Ключевые понятия

- принцип Ле Шателье — Брауна
- влияние изменения концентрации
- влияние изменения давления
- влияние изменения температуры
- влияние катализаторов

Химическое равновесие при неизменных условиях может сохраняться долго. Но при изменении температуры, давления или концентрации реагентов равновесие может сместиться в ту или иную сторону протекания процесса. Направление смещения равновесия сформулировал в 1885 г. французский ученый Ле Шателье, а в 1887 г. теоретически обосновал немецкий ученый Ф. Браун: Если изменить одно из условий (температуру, давление или концентрацию), при котором система находится в равновесии, то равновесие сместится в направлении той реакции, которая противодействует этому изменению.

Изменяя эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям. Такой переход называют *смещением*, или *сдвигом равновесия*.

Рассмотрим применение принципа Ле Шателье — Брауна к различным типам воздействия.

Влияние изменения концентрации. Если в равновесной системе увеличить концентрацию одного из реагирующих веществ, то равновесие сдвинется в направлении той реакции, при которой количество этого вещества уменьшается. Например, при введении дополнительного количества азота равновесие реакции синтеза аммиака сместится вправо — в направлении уменьшения концентрации азота и образования большего количества аммиака:

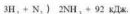


Влияние изменения давления. Синтез аммиака из водорода и азота сопровождается уменьшением объема. При повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования аммиака, и, наоборот, понижение давления способствует смещению равновесия влево — в направлении разложения аммиака.

При повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования веществ, занимающих меньший объем, и, наоборот, понижение давления способствует процессу, сопровождающемуся увеличением объема.



Влияние изменения температуры. При повышении температуры ускоряются как прямая, так и обратная реакции, но в различной степени, причем эндотермический процесс ускоряется больше, чем экзотермический. При понижении температуры в системе из двух реакций быстрее протекает экзотермическая, поэтому равновесие экзотермической реакции при повышении температуры смещается в сторону исходных веществ, а эндотермической — в сторону продуктов реакции. Рассмотрим реакцию синтеза аммиака:



Из уравнения реакции видим, что процесс образования аммиака является экзотермическим, а разложение аммиака — эндотермическим. При повышении температуры равновесие этой реакции смещается влево, в направлении реакции разложения аммиака, которая проходит с поглощением тепла. Наоборот, охлаждение смещает равновесие вправо, в направлении образования аммиака. Эта реакция идет с выделением тепла и противодействует охлаждению.

Таким образом, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону эндотермической, а понижение температуры — в направлении экзотермического процесса.

Влияние катализаторов. Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции, поэтому на смещение химического равновесия не влияют, а только способствуют более быстрому его установлению.

Необходимо отметить, что равновесие под влиянием изменения давления смещается лишь в том случае, когда в реакции участвуют газообразные вещества и реакция сопровождается изменением общего числа молекул. Если общее число молекул в процессе реакции не изменяется, то увеличение или уменьшение давления не влияет на равновесие этой реакции. Например, в реакции синтеза бромоводорода:



Принцип Ле Шателье — Брауна можно применить к таким реакциям, в которых реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях. Например, в обратной химической реакции:



повышение температуры будет смещать равновесие этой реакции в направлении эндотермического процесса — образования монооксида углерода.

Повышение давления будет смещать равновесие в направлении превращения монооксида углерода в его диоксид.

Что же касается влияния изменения концентрации компонентов на равновесие системы, то на смещении равновесия будут сказываться только концентрации газообразных веществ реакции.

Принцип Ле Шателье — Брауна применим не только к химическим реакциям, но и ко многим другим процессам: к испарению, конденсации, плавлению, кристаллизации и др. При производстве важнейших химических продуктов принцип Ле Шателье — Брауна и расчеты, вытекающие из закона действующих масс, дают возможность находить такие условия для проведения химического процесса, которые обеспечивают максимальный выход целевых продуктов.



В равновесной системе *при увеличении концентрации* одного из реагирующих веществ равновесие сместится в сторону образования продуктов реакции. При повышении температуры ускоряются как прямая, так и обратная реакции, но в различной степени. При этом эндотермический процесс ускоряется больше, чем экзотермический.

При понижении температуры в системе из двух реакций быстрее протекает экзотермическая. Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции, поэтому на смещение химического равновесия они не влияют, а только способствуют более быстрому его установлению.



1. Как формулируется принцип Ле Шателье — Брауна?
2. Поясните, что означает "сместить химическое равновесие".
3. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
4. Какова роль катализатора в обратимых реакциях?
5. Какие факторы способствуют увеличению выхода следующих промышленно важных реакций:
 - a) $C_2H_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons C_2H_5OH(g) + Q$
 - b) $C(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g) - Q$
 - в) $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3 + Q?$
6. Как влияет изменение давления на равновесие следующих обратимых реакций?
 - 1) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI$
 - 2) $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightleftharpoons C_2H_6(g)$
 - 3) $3O_2 \rightleftharpoons 2O_3(g)$
 - 4) $C(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$

- 1. Вычислите константу равновесия реакции $A + 2B \rightleftharpoons C$, если равновесные концентрации: $[A] = 0,12$ моль/л; $[B] = 0,24$ моль/л; $[C] = 0,295$ моль/л.

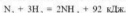
Ответ: $K_p = 42,7$.

- 2. Вычислите равновесные концентрации $[H_2]$ и $[I_2]$ в реакции $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, если их начальные концентрации составили 0,5 и 1,5 моль/л соответственно, а равновесная концентрация $[HI] = 0,8$ моль/л. Вычислите константу равновесия.

Ответ: $[H_2] = 1,1$ моль/л; $[I_2] = 0,1$ моль/л; $K_p = 5,82$.

§ 41. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ В ПРОМЫШЛЕННЫХ ПРОЦЕССАХ

Синтез аммиака был осуществлен известным немецким химиком Фришем Габером в 1908 г. В производстве аммиака в качестве сырья используется природный газ метан, для получения водорода — азот, полученный сжиганием воздуха. Оказалось, что при высоком давлении и температуре в присутствии осмиевого катализатора азот вступает в реакцию с водородом, в результате чего образуется аммиак:



Пользуясь принципом Ле Шателье, можно определить, при каком именно давлении и температуре лучше всего проводить процесс синтеза аммиака (табл. 32).

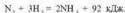
Таблица 32

Равновесные концентрации аммиака в стехиометрической смеси азота и водорода

Температура, в °С	Процент по объему при давлении (в МПа)					
	1	10	30	100	200	300
400	0,4	25,12	47,0	79,82	93,07	97,73
450	0,22	16,43	35,82	69,69	89,83	97,18
500	0,12	10,61	26,44	57,47	—	—
550	0,08	6,82	19,13	41,16	—	—

Анализируя данные таблицы, несложно сделать вывод о том, при каких условиях выход аммиака наибольший. Но когда немецкие технологи запустили первый завод по производству аммиака, то колонна синтеза взорвалась. В поисках причин этой аварии было обнаружено, что при высоком давлении и высокой температуре водород диффундирует через стальные стенки аппарата и, попадая в атмосферу, взрывается с кислородом (составьте уравнение такой реакции). Позже ученые нашли выход из затруднения и стали производить аммиак при низком давлении и температуре. Производство аммиака считается наиболее передовым с точки зрения химической технологии. Правда, практический выход при этом снизился.

Подбор оптимальных условий проведения синтеза осуществляется исходя из характеристик химической реакции. Как видим из уравнения реакции:



1) Реакция обратимая, гомогенная (исходные вещества и продукты — это газы) и идет с уменьшением объема, следовательно, смещенно

равновесия в сторону продуктов способствует повышенное давление. Для синтеза аммиака применяют давление 15–100 МПа. Различают три способа производства в зависимости от используемого давления:

1. Низкого давления (10–15 МПа).
2. Среднего давления (25–30 МПа).
3. Высокого давления (50–100 МПа).

Наиболее распространенным является второй способ.

2) Реакция экзотермическая, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону исходных веществ, а понижение температуры — в сторону продуктов реакции, но при этом скорость синтеза будет очень мала, вследствие чего реакцию проводят при оптимальной для данного процесса температуре — 450–500°C.

3) Для ускорения синтеза, быстрого установления равновесия используют катализатор — восстановленное железо, активированное оксидами калия, алюминия и др. Реагенты и продукты реакции находятся в газовой фазе и образуют гомогенную систему. Реакция протекает на поверхности твердых катализаторов. Такая реакция составляет особый класс гетерогенно-каталитических реакций. Большое значение имеет площадь поверхности катализатора. Катализатор изготавливают в виде губчатых гранул или таблеток. Поскольку активность катализатора сильно снижается от присутствия примесей, то реагирующие газы подвергают тщательной очистке (от воды, соединений серы и др.).

4) При всех указанных условиях проведения реакции равновесный выход продукта составляет не более 20%. Исходную смесь газов берут в соотношении: 1 объем азота N_2 к 3 объемам водорода H_2 .



Пользуясь принципом Ле Шателье, можно определить оптимальные условия проведения промышленных процессов с целью увеличения выхода продукта.



1. При каких условиях производят аммиак в промышленности?
2. Как влияет увеличение объема на положение равновесия?

$$Fe_2O_3 (тв) + 3CO (г) = 2Fe (тв) + 3CO_2 (г)$$
3. Как влияет увеличение температуры на состояние равновесия и выход продуктов в следующих реакциях:
 - а) $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + Q$
 - б) $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2 - Q$
 - в) $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- - Q?$

• 1. 10,7 г хлорида аммония смешали с 6 г гидроксида кальция, получившуюся смесь нагрели. Вычислите объем (н. у.) и массу аммиака.

Ответ: 3,58 л; 2,72 г.

• 2. Какой объем и какая масса аммиака потребуется для получения 8 г нитрата аммония?

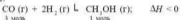
Ответ: 2,24 л; 1,7 г.

§ 42. РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ НА ТЕМУ: "НАХОЖДЕНИЕ КОНСТАНТЫ РАВНОВЕСИЯ И РАВНОВЕСНЫХ КОНЦЕНТРАЦИЙ"

Задача 1. Как повлияет повышение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:

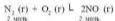


Решение. 1) Протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молекул газов, т. е. к уменьшению давления в системе:



Отсюда следует, что, согласно принципу Ле Шателье, повышение давления вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции. Как видно из уравнения реакции, прямая реакция является экзотермической, т. е. идет с выделением теплоты ($\Delta H < 0$). Следовательно, повышение температуры вызывает смещение равновесия в сторону обратной реакции.

2) Число молекул газов в правой и левой частях уравнения одинаково, поэтому при изменении давления равновесие не смещается:



Как видим, реакция является эндотермической ($\Delta H > 0$), следовательно, повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону прямой реакции.

Задача 2. Как повлияет на равновесную концентрацию водорода в системе: $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г})$ увеличение концентрации метана CH_4 ?

Решение. В соответствии с принципом Ле Шателье при увеличении концентрации исходных веществ равновесие смещается в сторону прямой реакции. Следовательно, увеличение концентрации исходного вещества метана приводит к увеличению скорости прямой реакции и, соответственно, к увеличению равновесной концентрации водорода.

Задача 3. В системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ равновесные концентрации веществ равны: $[\text{NO}] = 0,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия и оцените положение равновесия.

Решение. 1. В соответствии с законом действующих масс для обратимых реакций:

$$K_p = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

2. Подставляем значения равновесных концентраций:

$$K_p = \frac{[0,4]^2}{[0,2]^2 [0,3]} = 13,3 \text{ моль}^{-1}.$$

$K_p > 1$, следовательно, преобладает прямая реакция.

Ответ : $K_p = 13,3 \text{ моль}^{-1}$.

Задача 4. Равновесие в реакции:



установилось при следующих концентрациях веществ: А — 0,5 моль/л; В — 0,8 моль/л; АВ — 1,2 моль/л. Рассчитайте константу равновесия для данной системы. Определите исходные концентрации $c_0(A)$ и $c_0(B)$.

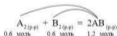
Решение. Запишем выражение для константы равновесия данной реакции:

$$K_p = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]}.$$

Подставив значения равновесных концентраций, получаем:

$$K_p = \frac{1,2^2}{0,5 \cdot 0,8} = 3,6.$$

Рассчитаем исходные концентрации веществ А и В. На момент равновесия концентрация вещества АВ составляет 1,2 моль/л. Для того чтобы образовалось 1,2 моль АВ, требуется по 0,6 моль вещества A_2 и B_2 (стехиометрическое соотношение между АВ и A_2 (или B_2) по уравнению реакции 2:1):



Получается, что в расчете на 1 л раствора вещества 0,6 моль вещества A_2 вступило в реакцию и 0,5 моль осталось на момент равновесия. Таким образом, исходная концентрация вещества A_2 составляла:

$$0,6 + 0,5 = 1,1 \text{ (моль/л)}.$$

Аналогично для образования АВ было израсходовано 0,6 моль вещества B_2 и 0,8 моль осталось к моменту равновесия. Исходная концентрация вещества B_2 :

$$0,6 + 0,8 = 1,4 \text{ (моль/л)}.$$

Ответ: $K_p = 3,6$; $c_0(A_2) = 1,1 \text{ моль/л}$;
 $c_0(B_2) = 1,4 \text{ моль/л}$.

Задача 5. Константа равновесия в обратимой реакции:

$A_2(p-p) + B_2(p-p) = 2AB(p-p)$ при некоторой температуре равна 0,25. Исходные концентрации веществ А и В до начала реакции равны соответственно 1 и 3 моль/л. Вычислите равновесные концентрации веществ А, В и АВ для данных условий.

Решение. Запишем выражение для константы равновесия данной реакции:

$$K_p = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]}.$$

Пусть x моль/л — равновесная концентрация вещества АВ, $[AB] = x$ моль/л. Для образования вещества x моль АВ потребуется x моль вещества A_2 и x моль вещества B_2 .

Тогда равновесные концентрации веществ А и В составят соответственно $(1 - x)$ и $(3 - x)$ моль/л:

$$[A_2] = 1 - x \text{ моль/л}; \quad [B_2] = 3 - x \text{ моль/л}.$$

Подставим равновесные концентрации, выраженные через x , в выражение для константы равновесия:

$$K_p = \frac{x^2}{(1-x)(3-x)}.$$

Учитывая, что константа равновесия равна 0,25, решаем уравнение:

$$\begin{aligned} 0,25 &= \frac{x^2}{(1-x)(3-x)}, \\ x^2 &= 0,25(1-x)(3-x), \\ 0,25(x^2 - 4x + 3) &= x^2, \\ 3x^2 + 4x - 3 &= 0, \\ x^2 &= \frac{-4 \pm \sqrt{16 - 4 \cdot 3 \cdot (-3)}}{2 \cdot 3}. \end{aligned}$$

$$x_1 \approx 0,53; \quad x_2 \approx -1,9.$$

Оставляем только первый корень уравнения, так как второй не имеет физического смысла.

Таким образом, равновесная концентрация вещества АВ составляет приблизительно 0,53 моль/л. Рассчитываем равновесные концентрации веществ A_2 и B_2 :

$$\begin{aligned} [A_2] &= 1 - 0,53 = 0,47 \text{ моль/л}, \\ [B_2] &= 3 - 0,53 = 2,47 \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

$$\text{Ответ: } [AB] = 0,53 \text{ моль/л}; \quad [A_2] = 0,47 \text{ моль/л}; \\ [B_2] = 2,47 \text{ моль/л}.$$



1. Как влияет увеличение объема на положение равновесия?
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{тв}) + 3\text{CO} (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{тв}) + 3\text{CO}_2 (\text{г})$
2. Как влияет увеличение температуры на состояние равновесия и выход продуктов в следующих реакциях?
 - а) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + Q$
 - б) $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$
 - в) $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- - Q$
3. Как влияет увеличение давления на состояние равновесия и выход продуктов в следующих реакциях?
 - а) $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{г}) + 2\text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6 (\text{г})$
 - б) $2\text{CH}_4 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2 (\text{г})$
 - в) $3\text{Fe} (\text{тв}) + 4\text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{тв}) + 4\text{H}_2 (\text{г})$
4. Напишите выражения для константы равновесия следующих реакций:
 - а) $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI} (\text{г})$
 - б) $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6 (\text{г})$
 - в) $3\text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3 (\text{г})$
 - г) $\text{C} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г})$

• 1. В реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ после установления равновесия концентрация H_2 увеличена в 4 раза. Во сколько раз надо увеличить концентрацию HI , чтобы сохранилось равновесие?

Ответ: в 2 раза.

• 2. Обратимая реакция описывается уравнением $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$. Смешали по 1 моль вещества А и В. После установления равновесия в смеси обнаружено 1,5 моль вещества С. Определите константу равновесия.

Ответ: $K_{\text{с,г}} = 36$.

• 3. Смешали по 3 моль веществ А, В и С. После установления равновесия $2\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{C}$ в системе обнаружили 4 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия.

Ответ: $K = 16$.

• 4. Рассчитайте равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если исходные концентрации веществ равны: $c(\text{CO}) = 0,1$ моль/л, $c(\text{H}_2\text{O}) = 0,4$ моль/л, а константа равновесия при данной температуре равна 1.

Ответ: $[\text{CO}] = 0,02$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,32$ моль/л;

$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,08$ моль/л.

• 5. Как изменится скорость прямой и обратной реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$, если концентрации веществ в равновесной системе уменьшить в 3 раза? В каком направлении сместится химическое равновесие?

Ответ: скорость реакций уменьшится: прямой — в 9 раз, обратной — в 27 раз. Равновесие сместится влево.

Изучение смещения динамического равновесия под действием различных факторов

Влияние концентраций реагирующих веществ

Реактивы:

0,01 М и 1 М растворы хлорида железа (III) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, роданида калия KSCN ,

5 г кристаллического хлорида калия.

Химическая посуда и лабораторное оборудование:

стаканы на 500 мл и 100 мл;

стеклянные палочки, пипетки, измерительные цилиндры, белый экран.

Ход работы

Налейте в большой стакан по 100 мл разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Смесь перемешайте стеклянной палочкой. Появляется характерное красное окрашивание, обусловленное присутствием $\text{Fe}(\text{SCN})_2$:

$\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} = \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl}$ разлейте полученный красный раствор поровну в четыре стакана, которые поставьте перед белым экраном. Первый стакан оставьте для сравнения, во второй добавьте 5 мл 1 М раствора хлорида железа (III), в третий — 5 мл 1 М раствора роданида калия KSCN и перемешайте их стеклянной палочкой. Во втором и третьем стаканах окраска усиливается. В четвертый стакан прибавьте 5 г хлорида калия и энергично перемешайте стеклянной палочкой. Окраска раствора по мере растворения хлорида калия заметно ослабляется. На основании результатов опыта сделайте соответствующие выводы.





ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

§ 43. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Сегодня на уроке:

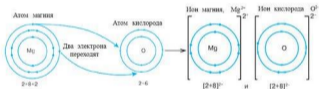
- узнаем, что такое окислительно-восстановительные реакции;
- поймем процессы окисления и восстановления.

Горение магния применяют для фейерверков, так как магний в воздухе горит ослепительно-белым пламенем, образуя белый порошкообразный оксид:



Посмотрим, какой процесс происходит при этом. Обратите внимание на схему 1.

Схема 1



Ключевые понятия

- степень окисления
- окисление
- восстановление
- переход электронов

Во время реакции каждый атом магния теряет два электрона, и каждый атом кислорода присоединяет эти два электрона.

Если вещество теряет электроны во время реакции, оно окисляется.

Если оно присоединяет электроны, то оно восстанавливается. В нашем примере магний окисляется, а кислород восстанавливается, и реакция называется **окислительно-восстановительной**.



Элемент, который теряет электроны, окисляется. Элемент, который присоединяет электроны, восстанавливается.

Сказанное удобно проиллюстрировано схемой 2 (СО — степень окисления):

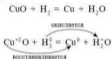
Схема 2



Теперь посмотрим, что происходит, если водород пропускают через нагретый оксид меди (II).

Черное соединение становится красным.

Уравнение реакции:



В результате реакции медь восстанавливается, а водород окисляется.

Окисление и восстановление всегда происходят одновременно. Окислитель при этом восстанавливается, а восстановитель окисляется. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Рассмотрим еще один пример. Всем известно, что в результате реакции между водородом и кислородом образуется вода. Водород окисляется, а кислород восстанавливается:



Реакции горения тоже относятся к окислительно-восстановительным реакциям (рис. 50).

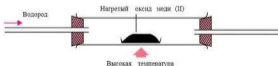


Рис. 50. Восстановление оксида меди (II) водородом

Как видно из этих примеров, в окислительно-восстановительных реакциях изменяются степени окисления химических элементов в соединениях. Почему так происходит? Потому что электроны переходят от одного элемента к другому.

Напишем полуреакции для отображения переноса электрона.

Одна полуреакция показывает потерю электронов, а другая — присоединение электронов:

1. Запишем каждый реагент с электронами, которые он получает или теряет.



2. Убедимся, что каждое вещество находится в правильной форме (ион, атом или молекула) в каждой стороне стрелки. Если это не так, исправим.

В нашем случае кислород в левой стороне стрелки находится в правильной форме. Он существует в виде молекулы, поэтому вы должны изменить O на O₂. Это означает, что мы также должны удвоить число электронов и ионов оксида.



3. Число электронов в обоих уравнениях должно быть одинаковым. Если это не так, умножим одно (или оба) уравнение на число, чтобы сбалансировать их.

Следовательно, мы должны умножить "полууравнение" магния на 2.



Теперь уравнения сбалансированы, каждое из них имеет по 4 электрона.

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, образующих молекулы реагирующих веществ.

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу самых распространенных химических реакций и играют большую роль в природе и технике. Дыхание, фотосинтез, обмен веществ и ряд других биологических процессов являются окислительно-восстановительными реакциями (рис. 51).

Получение металлов из руд, кислот, щелочей, аммиака, галогенов, создание химических источников тока, получение тепла и энергии за счет реакций горения различных веществ связаны с восстановлением и окислением.

Отметим, что окислительно-восстановительные реакции часто осложняют нашу жизнь. Например, порча продуктов питания, плодов, овощей, коррозия металлов — все это связано с протеканием различных окислительно-восстановительных процессов.

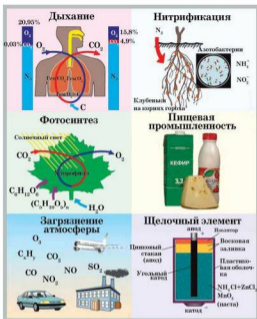


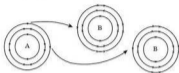
Рис. 51. Примеры окислительно-восстановительных реакций



Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, входящих в состав веществ. Если вещество теряет электроны во время реакции, оно окисляется. Если оно присоединяет электроны, то восстанавливается. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем. Дыхание, фотосинтез, обмен веществ и ряд других биологических процессов являются окислительно-восстановительными реакциями.



1. Что называют окислительно-восстановительными реакциями?
2. Как изменяются степени окисления атомов в процессах окисления и восстановления? Приведите примеры.
3. Какую роль играют окислительно-восстановительные реакции в природе и технике? Приведите примеры.
4. Напишите уравнение реакции горения угля в кислороде и укажите процессы окисления и восстановления.
5. Эта диаграмма показывает перенос электронов во время одной окислительно-восстановительной реакции.



- а) Назовите элементы А и В.
 - б) Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции.
 - в) Какой элемент окисляется?
 - г) Какой элемент восстанавливается?
 - д) Укажите восстановитель и окислитель.
6. Бром вытесняет йод из раствора йодида калия. Составьте уравнение этой реакции.

§ 44. ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Сегодня на уроке:

- узнаем важные окислители и восстановители;
- познакомимся с типами окислительно-восстановительных реакций.

Ключевые понятия

- степень окисления
- окисление
- восстановление
- переход электронов

Какие вещества могут быть окислителями, а какие — восстановителями? Это зависит от величины степеней окисления элементов, которые входят в состав данных веществ.

Некоторые элементы имеют постоянные степени окисления во всех или в большинстве сложных веществ. Для них изменение степеней окисления нехарактерно, поэтому свойства веществ не зависят от присутствия этих веществ. Элементы с переменной степенью окисления могут участвовать в процессах отдачи или присоединения электронов, и потому свойства сложных веществ обусловлены наличием в их составе элементов с переменной степенью окисления (табл. 33).

Важнейшими окислителями являются кислород, озон, галогены, азотная кислота, концентрированная серная кислота, пероксид водорода и др.

Сравнительная характеристика атомов
с переменной степенью окисления (на примере серы)

Атомы с высшей степенью окисления	Атомы с низшей степенью окисления	Атомы с промежуточной степенью окисления
а) Степень окисления понижается. Например: $S^{+6} + 2e \rightarrow S^{+4}$ $S^{+6} + 6e \rightarrow S^0$ $S^{+6} + 8e \rightarrow S^{-2}$	а) Степень окисления повышается. Например: $S^{-2} - 6e \rightarrow S^{+6}$ $S^{-2} - 8e \rightarrow S^{+6}$	а) Степень окисления как понижается, так и повышается. Например: $S^{+4} + 6e \rightarrow S^{-2}$ $S^{+4} + 4e \rightarrow S^0$ $S^{+2} - 2e \rightarrow S^{+4}$
б) Могут только присоединять электроны, отдавать их больше не в состоянии.	б) Могут только отдавать электроны, принимать их больше не в состоянии.	б) Могут и отдавать, и присоединять электроны в зависимости от второго участника реакции.
в) Участвуют в процессе окисления.	в) Участвуют в процессе восстановления.	в) Участвуют в процессе и окисления, и восстановления.

К важнейшим восстановителям относятся водород, металлы, углерод, оксид углерода (II) и др.

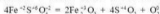
ОВР (рис. 52) невозможна между веществами, являющимися только окислителями (например, между HNO_3 и H_2SO_4) или только восстановителями (H_2S и HI).

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций.

1. *Реакции межмолекулярного окисления — восстановления*, в ходе которых изменяются степени окисления атомов элементов, входящих в состав разных исходных веществ:



2. *Реакции внутримолекулярного окисления — восстановления*, в ходе которых изменяются степени окисления атомов разных элементов, входящих в состав одного и того же исходного вещества:



3. *Реакции самоокисления — самовосстановления*. В этих процессах окислителями и восстановителями являются атомы одного и того же элемента.

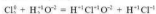
Реакции самоокисления — самовосстановления делятся на два вида: *диспропорционирования* и *контрпропорционирования*.

Диспропорционирование (дисмутация) — процесс, при котором элемент из

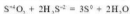


Рис. 52. Горение спички — пример ОВР

одной степени окисления переходит в две новые, меньшую и большую, относительно исходной. Например:



Контропорционирование (конмутация). В ходе этих процессов атомы одного и того же элемента из разных степеней окисления сходятся к одной, промежуточной, между исходными. Например:



При окислительно-восстановительных реакциях атомы с высшей степенью окисления являются только окислителями, в низшей — только восстановителями, атомы с промежуточной степенью окисления в зависимости от типа реакции и условий ее протекания могут быть и окислителями, и восстановителями.

Важнейшими окислителями являются кислород, озон, галогены, азотная кислота, концентрированная серная кислота, пероксид водорода и др. К важнейшим восстановителям относятся водород, металлы, углерод, оксид углерода (II) и др. ОВР невозможна между веществами, являющимися только окислителями (например, между HNO_3 и H_2SO_4) или только восстановителями (H_2S и HI).



1. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей; б) только восстановителей? Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры.
2. Приведите формулы и названия: а) важнейших веществ-окислителей; б) важнейших веществ-восстановителей.
3. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) H_2S и HI ; б) H_2S и H_2SO_4 ; в) H_2SO_4 и HClO_4 ?
4. Какие из следующих веществ могут быть: а) только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями, и восстановителями: CrO_3 , MnO_2 , KClO_4 , NaH_2O_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Cu , Ca_3P_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CO ? Объясните.
5. С какими простыми веществами следующие вещества: а) фосфор; б) углерод; в) азот; г) кремний; д) бром могут выступать в реакции как окислители, а с какими — как восстановители? Приведите примеры.
6. Почему азот в молекуле аммиака проявляет только восстановительные свойства?
7. Определите сильный окислитель в представленных ниже соединениях и частицах: а) NO_3^- ; б) NO_2^- ; в) NH_4^+ ; г) NO_2 .
8. С какими простыми веществами сера вступает в реакции как окислитель, а с какими — как восстановитель? Приведите примеры.
9. Дана схема окислительно-восстановительной реакции между бромом и диоксидом серы:

$$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}^+$$
 - а) Определите степени окисления каждого элемента.
 - б) Определите окислителя и восстановителя.
 - в) Расставьте коэффициенты в схеме реакции.

10. Дана схема окислительно-восстановительной реакции между диоксидом марганца и серной кислотой:



- а) Определите по схеме реакции степень окисления каждого элемента.
 б) Укажите окислитель и восстановитель.
 в) Расставьте коэффициенты в схеме реакции.

§ 45. СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ МЕТОДОМ ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

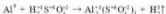
Существуют минимум два способа расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях: *метод электронного баланса* и *метод электронно-ионного баланса*.

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций часто используется специальный метод — **метод электронного баланса**. В основе его лежит следующее правило: *общее число отданных, восстановителем, электронов равно числу принятых окислителем*. На этом принципе основан способ расстановки коэффициентов в ОВР методом электронного баланса.

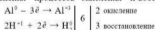
Пример 1. Рассмотрим применение метода электронного баланса на примере реакции, которая выражается следующей схемой:



1. Определим степени окисления всех элементов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции, затем подчеркнем символы элементов, которые изменяют степень окисления в ходе реакции:



2. Составим уравнения процессов окисления и восстановления :



В левой части уравнения процесса взято два атома водорода, так как продуктом восстановления является двухатомная молекула водорода.

3. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов — 6. Чтобы количество отданных и принятых электронов выровнялось, первое уравнение умножаем на 2, а второе — на 3:



Сегодня на уроке:

- научимся составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Ключевые понятия

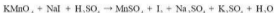
- электронный баланс
- степень окисления
- процесс окисления
- процесс восстановления

4. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свои степени окисления, находим подбором:

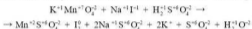


Обычно числа атомов водорода и кислорода уравнивают в последнюю очередь. Во многих случаях равенство чисел атомов кислорода в левой и в правой частях уравнения ОВР свидетельствует о том, что это уравнение составлено правильно.

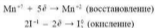
Пример 2. Рассмотрим более сложный пример составления уравнения ОВР:



1. Определяем степени окисления всех элементов, подчеркиваем символы элементов, которые изменяют степени окисления в ходе реакции:

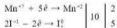


2. Здесь изменяются степени окисления только у марганца и йода. Составляем для них уравнения процессов окисления и восстановления:



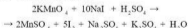
В левой части уравнения процесса окисления взято два атома йода, так как продуктом окисления является двухатомная молекула йода I_2 .

3. Так как наименьшим общим кратным чисел 5 и 2 является 10, то уравнение процесса восстановления нужно умножить на 2, а уравнение процесса окисления — на 5:

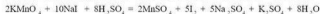


Два атома Mn^{+7} присоединяют 10 электронов, а 10 атомов йода отдают 10 электронов, т. е. выполняется основное правило метода электронного баланса.

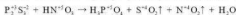
4. Найденные множители записываем как коэффициенты перед формулами веществ, которые содержат элементы, участвующие в процессах окисления и восстановления:



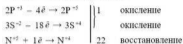
5. Коэффициенты при остальных формулах находим в результате подсчета баланса (равенства) числа атомов всех химических элементов:



Пример 3. В некоторых ОВР более двух элементов изменяют свои степени окисления. В качестве примера рассмотрим следующую реакцию:



Два элемента — фосфор и сера — в ходе этой реакции окисляются, один элемент — азот — восстанавливается:



Общее число электронов, которые участвуют в процессах окисления, равно 22; в процессе восстановления участвует один электрон, поэтому общий множитель для двух уравнений процессов окисления равен 1, а множитель для уравнения процесса восстановления равен 22. Записываем эти множители в качестве коэффициентов перед формулами соответствующих веществ:



В заключение уравнием числа атомов водорода и кислорода:



Бывают и более сложные ОВР, где могут изменяться степень окисления у большого числа элементов. Кроме того, существуют и другие методы уравнивания таких реакций.



Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух процессов — окисления и восстановления. Смысл электронного баланса — закон сохранения электрического заряда: сколько электронов отдает восстановитель, столько должен принять окислитель.



1. Укажите процессы окисления:

- а) $Al^{0} \rightarrow 3e \rightarrow$ г) $F^{2} + 1e \rightarrow$
 б) $Ca^{0} \rightarrow 2e \rightarrow$ д) $S^{0} + 2e \rightarrow$
 в) $Cl^{2} + 1e \rightarrow$ е) $K^{2} \rightarrow 1e \rightarrow$

2. Укажите процессы восстановления:

- а) $Br^{0} \rightarrow Br^{+}$ б) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$
 в) $C^{2+} \rightarrow C^{+}$ г) $B^{3+} \rightarrow B^{0}$

3. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

- а) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe_2O_4 + CO_2 \uparrow$
 б) $Cu + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2 \uparrow + H_2O$
 в) $Cs + H_2O \rightarrow CsOH + H_2 \uparrow$
 г) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$
 д) $FeCl_3 + KI \rightarrow FeCl_2 + I_2 + KCl$
 е) $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \rightarrow P + CaSiO_3 + CO \uparrow$

§ 46. СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ МЕТОДОМ ИОННО-ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

Сегодня на уроке:

- научимся составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса.

Ключевые понятия

- ионно-электронный баланс
- степень окисления
- процесс окисления
- процесс восстановления
- коэффициент

Сущность метода ионно-электронного баланса несколько отличается от сущности электронного баланса. Процессы окисления и восстановления записываются с участием не отдельных атомов (N^{+5} , Cr^{+6}), а реально существующих частиц (NO_2^+ , CrO_4^{2-}). Этими частицами являются для сильных электролитов — ионы, для слабых электролитов — молекулы, для малорастворимых веществ используется “молекулярная” форма записи. В случае необходимости в кислой среде могут использоваться H_2O и ионы H^+ , в щелочной — H_2O и ионы OH^- .

Метод не требует точного расчета степеней окисления. Число электронов, переданных при окислении и восстановлении, подсчитывается исходя из зарядов частиц слева и справа, а не из степеней окисления.

Продемонстрируем расстановку коэффициентов в уравнении реакции методом ионно-электронного баланса (метод полуреакций) в кислой, щелочной и нейтральной среде.

Правила сбалансирования уравнений ОВР, протекающих в кислой среде.

1. Записать схему реакции. Определить молекулы или ионы, которые участвуют в процессе окисления и восстановления.
2. Записать в полном виде полуреакции окисления и восстановления. Слабые электролиты, твердые и газообразные вещества записываются в молекулярном виде.
3. На основании закона сохранения массы и энергии при составлении уравнений полуреакций следует соблюдать баланс веществ и баланс зарядов.

Для уравнения числа атомов кислорода в ту часть полуреакции, где он в избытке, добавить столько катионов водорода H^+ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовались молекулы H_2O . В противоположную часть добавить молекулы H_2O .

Уравнять кислород, затем водород, затем уравнять электроны.

4. Сбалансировать (уравнять) число отданных и принятых e^- в полуреакциях.

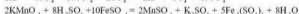
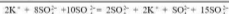
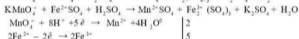
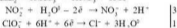
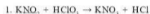
5. Суммировать сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забыв предварительно умножить множитель на коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат — суммарное ионное уравнение.

6. Подчеркнуть и сократить одинаковые ионы и молекулы.

7. Добавить недостающие катионы или анионы. Количество добавляемых ионов в левую и правую части ионного уравнения должно быть одинаковым. Результат — молекулярное уравнение.

Например:

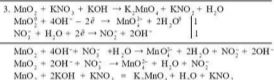
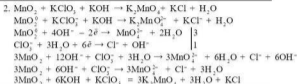
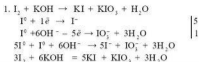
1	Схема реакции	$S^0 + HNO_3^- \rightarrow H_2SO_4^{2-} + NO^0$
2	1-я полуреакция	$1 \left S^0 + 4H_2O^0 - 6e^- \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+$
3	2-я полуреакция	$2 \left NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO^0 + 2H_2O^0$
4	Суммарное ионное уравнение	$S + 4H_2O + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+ + 2NO + 4H_2O$ $S + 2NO_3^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2NO$
5	Добавляемые ионы	$2H^+ = 2H^+$
6	Молекулярное уравнение	$S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO \uparrow$



Правила сбалансирования уравнений ОВР, протекающих в щелочной среде

1. Чтобы уравнять число атомов водорода и кислорода, добавляют воду в ту часть полуреакции, где избыток атомов кислорода, а в противоположную часть — удвоенное число гидроксид-анионов.

2. Перед H_2O ставят коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в левой и правой частях полуреакций, а перед OH^- — его удвоенный коэффициент. Получается так, что восстановитель присоединяет кислород из гидроксид-анионов.

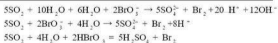
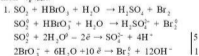


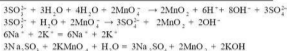
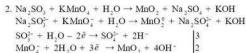
Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в нейтральной среде.

1. Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислотной ($\text{pH} = 6-7$) или слабощелочной ($\text{pH} = 7-8$), поэтому полуреакции можно оформить двумя способами:

а) без учета гидролиза соли. Так как среда нейтральная, то в левые части полуреакций добавляют воду. Тогда одну полуреакцию рассматривают как для кислотной среды, а другую — как для щелочной среды.

б) если по схеме реакции можно определить среду, то полуреакцию оформляют соответственно или как для кислотной, или как для щелочной среды.





Сущность метода электронно-ионного баланса несколько отличается от сущности электронного баланса. Процессы окисления и восстановления записываются с участием реально существующих частиц (NO_2^- , CrO_4^{2-}). Этими частицами являются для сильных электролитов — ионы, для слабых электролитов — молекулы, для малорастворимых веществ используется “молекулярная” форма записи. В случае необходимости в кислой среде могут использоваться H_2O и ионы H^+ , в щелочной — H_2O и ионы OH^- .



- Найдите схемы, описывающие процессы окисления и восстановления:
 - $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2$
 - $\text{Al}_2\text{C}_3 \rightarrow \text{CH}_4$
 - $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$
 - $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$
- Что является восстановителем в реакции цинка с концентрированной азотной кислотой:
 - Zn^0 ; 2) NO_3^- ; 3) H^+ ; 4) Zn^{2+}
- Что является окислителем в реакции оксида вольфрама (VI) с водородом:
 - W^{6+} ; 2) H_2 ; 3) O^{2-} ; 4) W^0
- Напишите два способа получения CaO (методом окислительно-восстановительной и неокислительно-восстановительной реакции).
- Найдите окислитель и восстановитель в реакциях. Уравняйте первые три реакции методом ионно-электронного баланса.
 - $\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{O}_2 + \text{I}_2$
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{400} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{P} + \text{CaSiO}_3 + \text{CO}$
 - $\text{KBrO}_3 + \text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KBrO}_4 + \text{Xe} + \text{HF}$
 - $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- Дана следующая схема окислительно-восстановительной реакции между диоксидом серы и бромом:

$$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}^+$$
 - Определите степень окисления каждого элемента в этой схеме.
 - Определите окислитель и восстановитель в этой схеме реакции.
 - Расставьте коэффициенты в данной схеме реакции.

7. Дана следующая схема окислительно-восстановительной реакции между концентрированной серной кислотой и диоксидом марганца:



1. Определите степень окисления каждого элемента в этой схеме.
 2. Определите окислитель и восстановитель в этой схеме реакции.
 3. Расставьте коэффициенты в данной схеме реакции.
- 1. Одновалентный металл массой 0,92 г при реакции с водой восстанавливает водород объемом 0,448 л (н. у.). Какой металл окисляется в результате реакции?
- 2. Сплав меди с алюминием массой 2 г растворили в растворе разбавленной серной кислоты. В результате реакции выделился газ объемом 1,12 л (н. у.). Определите, какой металл вступает в окислительно-восстановительную реакцию. Найдите массовую долю металла в сплаве, который не вступает в реакцию.

Ответ: 55%.



Изучение окислительно-восстановительной реакции (ОВР)

Проведите следующую ОВР. Растворите небольшое количество перманганата калия (марганцовка в аптечке) в воде. Добавьте раствор перекиси водорода или сухой пергидроль. Отметьте признаки реакции. Попробуйте составить уравнения этой реакции и расставить в нем коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакции.

§ 47. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД ПОТЕНЦИАЛОВ

Сегодня на уроке:

- поймем сущность электрохимического ряда напряжений металлов.

Ключевые понятия

- электродный потенциал
- двойной электрический слой
- стандартный водородный электрод
- стандартный электродный потенциал

Если металлическую пластину погрузить в воду, то под действием полярных молекул воды ионы металла отрываются от поверхности пластины и в гидратированном виде переходят в жидкую фазу (рис. 53).

В растворе накапливается положительный заряд, а на металлической пластине — отрицательный вследствие накопления избытка электронов. За счет электростатического притяжения катионов раствора и избыточных электронов металла на границе раздела фаз возникает двойной электрический слой, который тормозит дальнейший переход ионов металла в раствор. В определенный момент между раствором и металлической пластиной устанавливается равновесие, которое можно выразить уравнением:



где n — число отдаваемых электронов. Разность потенциалов, возникающая в двойном электрическом слое на границе металл — раствор, называется *электродным потенциалом*.

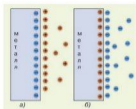


Рис. 53. Схема двойного электрического слоя

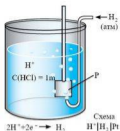


Рис. 54. Схема стандартного водородного электрода

Каждый металл обладает при равновесии определенным электродным потенциалом. Непосредственно измерить потенциал отдельного электрода (металла) невозможно, поэтому электродные потенциалы измеряют относительно стандартного водородного электрода, потенциал которого принимают равным нулю.

Водородный электрод (рис. 54) представляет собой платиновую пластинку, омываемую газообразным водородом, погруженную в раствор, содержащий ионы водорода с концентрацией 1 моль/л. Адсорбируемый платиной водород находится в равновесии с газообразным водородом; схематически электрод изображают следующим образом:



Возникновение потенциала на стандартном водородном электроде можно представить следующим образом — газообразный водород, адсорбируясь платиной, переходит в атомарное состояние:



Между атомарным водородом, образующимся на поверхности платины, ионами водорода в растворе и платиной реализуется состояние динамического равновесия:



Общий процесс выражается уравнением:



Платина не принимает участия в окислительно-восстановительном процессе, а является лишь носителем атомарного водорода.

Если пластинку металла, погруженную в раствор его соли с концентрацией ионов металла, равной 1 моль/л, соединить со стандарт-

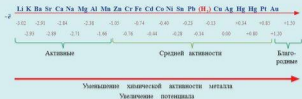


Рис. 55. Электрохимический ряд электродных потенциалов

ным водородным электродом, то получится гальванический элемент. Электродвижущая сила этого элемента (ЭДС), измеренная при 25°C, характеризует стандартный электродный потенциал металла, обозначаемый обычно как E° .

Стандартные потенциалы электродов, выступающие как восстановители по отношению к водороду, имеют знак “-”, а знаком “+” отмечены стандартные потенциалы электродов, являющихся окислителями.

Металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, образуют электрохимический ряд напряжений металлов Н. Н. Бекетова (рис. 55).

На основании ряда напряжений металлов (табл. 34) можно сделать некоторые важные заключения о химической активности металлов.

1. Каждый металл вытесняет из солей другие металлы, имеющие большие значения стандартных электродных потенциалов, т.е. являющиеся менее сильными восстановителями.

2. Металлы, имеющие стандартный электродный потенциал меньше нуля (т.е. потенциала стандартного водородного электрода), способны вытеснять водород из кислот.

3. Металлы, имеющие очень низкие значения стандартного электродного потенциала, т.е. являющиеся сильными восстановителями (от лития до натрия), в любых водных растворах взаимодействуют прежде всего с водой.

Таблица 34

Электрохимический ряд напряжений металлов

Металл	Электродная реакция	E° , В
1	2	3
Li	Li } $Li + e$	-3,05
K	K } $K + e$	-2,92
Ba	Ba } $Ba + 2e$	-2,90

1	2	3
Sr	$\text{Sr} \rightarrow \text{Sr} + 2e$	-2,89
Ca	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca} + 2e$	-2,87
Na	$\text{Na} \rightarrow \text{Na} + e$	-2,71
Mg	$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg} + 2e$	-2,36
Al	$\text{Al} \rightarrow \text{Al} + 3e$	-1,66
Mn	$\text{Mn} \rightarrow \text{Mn} + 2e$	-1,18
Zn	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn} + 2e$	-0,76
Cr	$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr} + 2e$	-0,74
Fe	$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe} + 2e$	-0,44
Cd	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd} + 2e$	-0,40
Co	$\text{Co} \rightarrow \text{Co} + 2e$	-0,28
Ni	$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni} + 2e$	-0,25
Sn	$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn} + 2e$	-0,14
Pb	$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb} + 2e$	-0,13
Fe	$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe} + 3e$	-0,04
H	$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H} + 2e$	0,00
Cu	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu} + 2e$	+0,34
Hg	$2\text{Hg} \rightarrow \text{Hg} + 2e$	+0,79
Ag	$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag} + e$	+0,80
Hg	$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg} + 2e$	+0,85
Pt	$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt} + 2e$	+1,20
Au	$\text{Au} \rightarrow \text{Au} + e$	+1,50



При внесении пластинки металла в водный раствор его соли возникает разность потенциалов. Это связано с тем, что с поверхности электрода в раствор переходят ионы металла. Для определения разности потенциалов применяют водородный электрод, у которого стандартный потенциал принимают равным нулю.

На основании ряда напряжений металлов можно сделать некоторые выводы о химической активности металлов.



1. В результате каких процессов на границе "электрод — раствор" образуется двойной электрический слой?
2. Что такое *электродный потенциал*?
3. Что такое *стандартные электродные потенциалы металлов*?
4. На основе чего составлен электрохимический ряд напряжений металлов?



5. Что характеризует электрохимический ряд напряжений металлов?
6. Почему положение металлов в электрохимическом ряду напряжений не вполне соответствует их положению в периодической системе?
7. Какой металл в следующем ряду является наиболее активным: Fe, Zn, Mn, K, Au? Почему?
8. Ионы какого металла обладают наибольшими окислительными свойствами: Cr^{3+} ; Ca^{2+} ; Mn^{2+} ; Ag^+ ?
9. Какие из следующих реакций возможны:
 - a) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
 - b) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - v) $\text{Cu} + \text{NiSO}_4 \rightarrow$
 - г) $\text{Sn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
 - д) $\text{Zn} + \text{NaCl} \rightarrow$
 - e) $\text{Ag} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 - ж) $\text{Al} + \text{AuCl}_3 \rightarrow$
 - з) $\text{Cu} + \text{HgCl}_2 \rightarrow ?$Допишите уравнения реакций, возможных в водных растворах.
10. Какие продукты получатся в результате взаимодействия металлического алюминия:
 - a) с водным раствором CuSO_4 ;
 - b) с разбавленным раствором серной кислоты?Напишите уравнения реакций.
11. Какие продукты получатся в результате реакции металлического цинка с водным раствором сульфата никеля (II)? Является ли эта реакция окислительно-восстановительной? Объясните почему.

§ 48. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое гальванический элемент;
- поймем сущность превращения химической энергии в электрическую.

Ключевые понятия

- гальванический элемент
- окисление
- восстановление
- электроды

Превращение химической энергии в электрическую происходит в электрохимических системах, которые называются **гальваническими элементами**. В современных условиях гальванические элементы являются наиболее распространенными химическими источниками тока.

Гальванический элемент (рис. 56) представляет собой замкнутую электрохимическую систему, состоящую из двух электродов.

Рассмотрим гальванический элемент Даниэля — Якоби. Он состоит из медной пластины, погруженной в раствор CuSO_4 , и цинковой пластины, погруженной в раствор ZnSO_4 . Для предотвращения прямого взаимодействия окислителя и восстановителя электроды отделены друг от друга пористой перегородкой.

Схема гальванического элемента :



2. Реакция восстановления ионов меди: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$

Процессы восстановления в электрохимии получили название катодных процессов, а электроды, на которых идут процессы восстановления, называют **катадами**.

3. Движение электронов во внешней цепи.

4. Движение ионов в растворе: анионов (SO_4^{2-}) к аноду, катионов (Cu^{2+} , Zn^{2+}) к катоду. Движение ионов в растворе замыкает электрическую цепь гальванического элемента. Суммируя электродные реакции, получаем:



Вследствие этой химической реакции в гальваническом элементе возникает движение электронов во внешней цепи и ионов внутри элемента, т. е. образуется замкнутая электрическая система, и в ней возникает электрический ток. Суммарная химическая реакция, протекающая в гальваническом элементе, называется *токообразующей*.

Электрический ток, возникающий в данной электрохимической системе, численно характеризуется величиной *электродвижущей силы* (ЭДС) элемента. Она равна разности электродных потенциалов катода и анода:

$$E = \phi_c - \phi_a$$

Гальванические элементы в зависимости от природы электродов и концентрации электролитов разделяют на *химические* и *концентрационные*.

Химические гальванические элементы — это такие элементы, где электроды и электролиты различны. Примером химического гальванического элемента является рассмотренный нами элемент Даниэля — Якоби.

Концентрационные гальванические элементы — это такие элементы, которые состоят из одинаковых электродов, но концентрации электролитов различны, например, серебряные электроды, погруженные в растворы нитрата серебра разной концентрации:



Рассмотрим примеры составления схемы гальванических элементов

Задача. Рассчитайте стандартную ЭДС. По уравнению токообразующей реакции составьте схему гальванического элемента:



Напишите уравнения анодного и катодного процессов.

Решение.

Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов, найдем $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0$ и $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$

$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,250 \text{ В,}$$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,337 \text{ В.}$$



В данной паре потенциал никеля имеет более отрицательное значение, поэтому анодом является никель:



Составим схему гальванического элемента :



Рассчитаем стандартную ЭДС реакции:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{кат}}^0 - E_{\text{ан}}^0 = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0$$

$$\text{ЭДС} = 0,337 - (-0,250) = 0,587 \text{ В.}$$



Превращение химической энергии в электрическую происходит в электрохимических системах, которые называются *гальваническими элементами*. В современных условиях гальванические элементы являются наиболее распространенными химическими источниками тока. Принцип работы любого гальванического элемента основывается на окислительно-восстановительных процессах, протекающих на катоде и аноде.



1. Что такое *гальванический элемент*?
2. Какие процессы происходят в гальваническом элементе?
3. Как создается электрическая энергия в гальваническом элементе? Объясните.

- 1. Составьте схему гальванического элемента из магния и свинца, погруженных в растворы их солей с концентрацией ионов $C(\text{Mg}^{2+}) = 0,001$ моль/л, $C(\text{Pb}^{2+}) = 1$ моль/л. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде. Рассчитайте стандартную ЭДС этого элемента.

Ответ: 2,334 В.

- 2. Как изменится масса пластины из кобальта $m(\text{Co}) = 59$ г, погруженной в раствор, содержащий соли Fe (II), Mg, Ag (I). Напишите молекулярные уравнения реакций.
- 3. Составьте схему гальванического элемента, уравнения полуреакций анодного и катодного процессов, молекулярное уравнение реакции, проходящей при работе гальванического элемента, анодом которого является никель. Подберите материал для катода. Рассчитайте стандартную ЭДС этого гальванического элемента.

Ответ: 0,587 В.

§ 49. ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ, ПРОИСХОДЯЩИЕ В АККУМУЛЯТОРАХ

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с принципом работы аккумуляторов.

Ключевые понятия

- аккумулятор
- электролит
- заряд
- окислитель
- восстановитель
- электрод
- сульфатация

Аккумулятором называется химический источник тока, который способен накапливать (аккумулировать) в себе электрическую энергию и по мере необходимости отдавать ее во внешнюю цепь.

Аккумуляторы отличаются друг от друга как химической природой электродов и электролита, так и своей конструкцией (рис. 57, 58). Наибольшее практическое применение имеют следующие типы аккумуляторов: кислотные (свинцовые), щелочные (железо-никелевые, кадмиево-никелевые и серебряно-цинковые).

Свинцовый аккумулятор состоит из решетчатых свинцовых пластин, заполненных пастой, изготавливаемой из оксида свинца (II) PbO . Пластины погружаются в 20–25%-ный раствор серной кислоты ($\rho = 1,18 - 1,22 \text{ г/см}^3$).

В результате взаимодействия оксида свинца (II) с серной кислотой на поверхности пластин образуется слой труднорастворимого сульфата свинца (II):



По истечении некоторого времени сульфат свинца кристаллизуется и покрывает часть пластины. В результате этого процесса пластинка не участвует в химических реакциях. Таким образом, аккумулятор разряжается.

Такое явление называется *сульфатацией*.



Рис. 57. Схема автомобильного аккумулятора

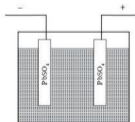


Рис. 58. Схема свинцового аккумулятора до зарядки

Схематическое изображение электродных процессов, протекающих при разряде свинцового аккумулятора, представлено на схеме 3;

Схема 3

Схематическое изображение электродных процессов при разряде свинцового аккумулятора



Чтобы накопить в аккумуляторе химическую энергию, надо его зарядить. Для этого одну из свинцовых пластин соединяют с отрицательными, а другую — с положительными полюсами постоянного источника тока. При зарядке аккумулятора электрическая энергия превращается в химическую. Происходящие процессы электролиза можно выразить следующими уравнениями:



Как показывают приведенные уравнения, на катоде ионы Pb^{2+} присоединяют по два электрона и превращаются в атомы свинца. На аноде $PbSO_4$ превращается в PbO_2 . Образование PbO_2 объясняется тем, что ионы Pb^{2+} теряют два электрона и превращаются в ионы Pb^{4+} .

Суммарное уравнение, выражающее процесс зарядки аккумулятора, записывается:



В результате зарядки аккумулятора на одном электроде образуется металлический свинец, обладающий свойствами восстановителя, а на другом — диоксид свинца, обладающий свойствами окислителя (рис. 59).

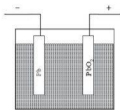


Рис. 59. Схема заряженного свинцового аккумулятора

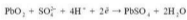
Схематическое изображение электродных процессов, протекающих при заряде свинцового аккумулятора, представлено на схеме 4.

Таким образом, электроды становятся различными по своей окислительно-восстановительной способности и между ними появляется разность потенциалов. Иначе говоря, при заряде аккумулятора образуется гальванический элемент:



При соединении проводником пластин заряженного аккумулятора начинается передвижение электронов от пластины, покрытой металлическим свинцом, к пластине, покрытой PbO_2 , т.е. возникает электрический ток. Этот процесс, называемый *разрядкой аккумулятора*, сопровождается превращением химической энергии в электрическую.

При разрядке аккумулятора на его электродах происходят следующие процессы:

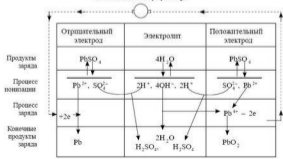


Суммарное уравнение записывается:



Схема 4

Схема электрохимических процессов при заряде свинцового аккумулятора



Знаешь ли ты?

Суперконденсаторы, которые в отличие от аккумуляторов заряжаются за секунды, а не за часы, отличаются намного более быстрым саморазрядом. Ученые Дрексельского университета предложили лучший вариант и разработали батареи на базе наноматериала MXene, который предлагает зарядку за доли секунды, благодаря чему в будущем пользователи смогут почти мгновенно зарядить смартфон или электромобиль.



Аккумулятором называется химический источник тока, который способен накапливать (аккумулировать) в себе электрическую энергию и по мере необходимости отдавать ее во внешнюю цепь.

Разрядка аккумулятора сопровождается превращением химической энергии в электрическую.



1. Какие приборы называются аккумуляторами?
2. Какие типы аккумуляторов применяются в технике? Чем они отличаются друг от друга?
3. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке свинцового аккумулятора?
4. Что такое сульфатация? Как влияет сульфатация на работу аккумулятора?

§ 50. ЭЛЕКТРОЛИЗ

При прохождении электрического тока через металлы химические реакции не идут, и металлы остаются неизменными. Если же электрический ток проходит через раствор или расплав электролита, на границе электролит — металлический проводник (электрод) происходят различные химические реакции и образуются новые вещества. Этот процесс называется *электролизом*.

Для того чтобы познакомиться с процессом электролиза, можно провести такой опыт: в U-образную трубку наливают раствор хлорида меди (II) и подключают прибор к источнику постоянного тока. На катоде выделяется металлическая медь, а на аноде — хлор, который можно определить по запаху (рис. 60).

При растворении в воде хлорид меди (II), как и другие растворимые соли, диссоциирует на ионы:



Сегодня на уроке:

- поймем сущность процесса электролиза;
- узнаем об областях применения электролиза.

Ключевые понятия

- электролиз
- катод
- анод
- гальванопластика

Под действием постоянного тока катионы меди Cu^{2+} движутся к катоду, присоединяют электроны и восстанавливаются:



На аноде хлорид-ионы отдают ему свои электроны и окисляются:



Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Сущность электролиза состоит в том, что за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно. Электролиз широко используется в различных отраслях промышленности. Остановимся на некоторых, наиболее распространенных.

Электролиз в металлургии. Электролизом растворов солей получают медь, цинк, кадмий, кобальт, марганец и другие металлы. На катоде происходит восстановление ионов металла из раствора:



Метод электролиза используется также для рафинирования (очистки) металлов от примесей — меди, серебра, олова, свинца и др. Электролиз ведут с растворимым анодом. Изготавливают анод из черного, неочищенного металла, он растворяется, а на катоде восстанавливаются ионы этого металла в чистом виде.

Электролизом расплавов соединений получают алюминий, магний, натрий, литий, бериллий, кальций, а также сплавы некоторых металлов.

В Казахстане путем электролиза получают алюминий на Казахстанском электролизном заводе (КЭЗ) в Павлодаре.

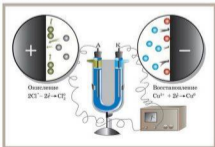


Рис. 60. Электролиз раствора хлорида меди (II)



Получение гальванопокрытий (гальваностегия). *Гальваническими* называются металлические покрытия, наносимые на поверхность какого-либо изделия методом электролиза. Гальваническим способом можно получить покрытия всеми металлами и сплавами, которые могут выделяться на катоде. Толщина покрытия в зависимости от назначения составляет 1—100 мкм.

Гальванические покрытия широко применяются во многих областях техники и имеют различное назначение:

— защита от коррозии и придание красивого внешнего вида — никелирование, хромирование, серебрение, цинкование, золочение;

— повышение электрической проводимости — меднение, серебрение, золочение;

— повышение твердости и износостойкости — хромирование, родирование, палладирование;

— получение магнитных пленок — осаждение сплавов никель — кобальт и железо — никель;

— улучшение отражательной способности поверхности — серебрение, родирование, палладирование, хромирование.

Нанесение гальванических покрытий проводится в гальванической ванне. Катодом служит изделие, на которое наносится покрытие. На аноде идет восстановление ионов металла — электроосаждение металла:



Анодом обычно служит такой же металл, что и металл покрытия, на нем идет окисление:



Электрохимическая обработка металлов и сплавов. Для изменения размеров и формы, а также для изменения состояния поверхности металлических изделий используют электрохимические методы обработки.

♦ Метод получения точных металлических копий (гальванопластика) был предложен в 1837 г. российским академиком Б. С. Якоби. Сущность метода состоит в следующем. Вначале изготавливается исходная форма или берется предмет, подлежащий копированию. Они могут быть изготовлены из гипса, пластмассы, воска, металлов и других материалов.

Если форма сделана не из металла, то на нее наносят токопроводящий слой: чаще всего наносят тонкий слой графита. Затем проводят электролиз раствора, содержащего соли меди, причем форма с нанесенным токопроводящим слоем играет роль катода. На слое графита оседает металлическая медь. Таким образом получается копия изделия, имеющая такую же форму, как и исходный предмет. В настоящее время методом гальванопластики изготавливают инструменты, трампастилки, диски и т. д.





Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита. Сущность электролиза состоит в том, что за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно. Электролиз широко используется в различных отраслях промышленности.



1. Что называется электролизом?
2. Какие процессы протекают на катоде и аноде?
3. В каких целях применяют процессы электролиза?
4. Для каких целей проводят гальванические покрытия?
5. Зачем хромируют автомобильные диски?
6. В качестве какого электрода будет выступать чайник, если его покрыть никелем?

§ 51. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВОВ И РАСТВОРОВ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим процессы электролиза расплавов и растворов.

Ключевые понятия

- электролиз
- катодные процессы
- анодные процессы

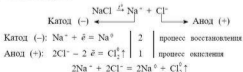
Электролизу могут подвергаться и растворы, и расплавы веществ, в частности, расплавы солей и щелочей. Электролиз расплавов и электролиз растворов отличаются друг от друга. Рассмотрим их по отдельности.

Как и в любом окислительно-восстановительном процессе, число отданных восстановителем электронов должно быть равным числу принятых электронов окислителем. Это позволяет составлять ионные и молекулярные уравнения электролиза.

Электролиз расплавов. При электролизе расплавов на электродах окисляются или восстанавливаются только ионы электролита. Рассмотрим процесс электролиза расплава NaCl.

В расплаве хлорид натрия диссоциирует на ионы.

Под действием электрического поля катионы Na^+ движутся к катоду и принимают от него электроны, а анионы хлора движутся к аноду и отдают свои электроны:



Объединяя катионы натрия и анионы хлорида, в левой части получаем молекулярное уравнение :



На катоде выделяется металлический натрий, на аноде — газообразный хлор.

Электролиз растворов. В водных растворах кроме ионов самого электролита находятся также молекулы воды и ионы H^+ и OH^- , способные участвовать в электродных процессах. В этом случае при электролизе возможны конкурирующие реакции. Например, при электролизе раствора NaCl на катоде восстанавливается не натрий, а водород (рис. 61). Это объясняется тем, что из нескольких возможных параллельных электродных процессов будет протекать тот, осуществление которого требует наименьшей затраты энергии :

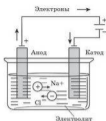
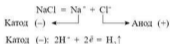


Рис. 61. Электролиз раствора NaCl



Иногда, с учетом того, что вода — очень слабый электролит, этот процесс выражают уравнением :



Таким образом, вместо металла выделяется водород, а на аноде образуется хлор :



Вам уже известно, что скорость химических реакций зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, поэтому надо знать, какие ионы более активны: катионы данного электролита или ионы H^+ , анионы электролита или гидроксид-ионы. Также вам известно, что в ряду активности металлов слева направо уменьшается способность отдавать электроны, т.е. окисляться, и, наоборот, у ионов этих металлов в этом же направлении растет способность приобретать электроны, т.е. восстанавливаться:

Уменьшается способность атомов отдавать электроны — окисляться
 $\text{Li, K, Ba, Ca, Mg, Al, Be, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au}$
 Нарастает способность ионов приобретать электроны — восстанавливаться

Процессы на катоде зависят от положения металлов в электрохимическом ряду:

а) если металл расположен в ряду напряжений от Li до Mg включительно, то на катоде идет процесс восстановления воды:



б) если металл расположен в ряду напряжений между Al и H₂, то на катоде идут одновременно процессы восстановления воды и катионов металла:



в) если металл расположен в ряду напряжений после H₂, то на катоде идет процесс восстановления катионов металла:



г) если в растворе содержится смесь катионов разных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящего в ряду напряжений правее.

Рассмотренные правила сведены в таблице 35.



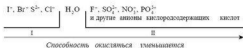
Золочение куполов на храмах до открытия электролиза было делом опасным. Золото смешивали с ртутью и получали амальгаму (так называется сплав металлов с ртутью). Амальгаму наносили на медные листы, предназначенные для покрытия купола, и нагревали. Ртуть испарялась, золото прочно оседало на меди. Так золотили купола Исаакиевского собора в Санкт-Петербурге. В ходе этих работ от ртутного отравления погибло свыше 80 мастеров. А вот при постройке храма Христа Спасителя в Москве в честь победы 1812 г. использовали уже электролиз. Медные листы играли роль катода. На них осаждалось золото из раствора.

Таблица 35

Катодные процессы в водных растворах солей

Электрохимический ряд напряжений металлов			
Li, K, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	H ₂	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
Восстанавливается только водород из воды: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$	Восстанавливаются металл и водород из воды: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$; $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$		Восстанавливается только металл: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$

Процесс на аноде зависит от способности анионов окисляться. В следующем ряду способность анионов окисляться слева направо убывает.



Анионы первого ряда на аноде окисляются, а гидроксид-ионы при этом участия в электролизе не принимают:



Анионы второго ряда на аноде не окисляются, вместо них окисляются молекулы воды по схеме:



Процесс электролиза самопроизвольно не протекает, химические реакции, протекающие при электролизе, осуществляются с помощью энергии электрического тока, так как сильнейшим окисляющим, а также восстанавливающим действием обладает электрический ток.

Знаешь ли ты?

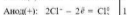
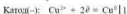
“Некий мастер, имя которого история не сохранила, принес римскому императору Тиберию, правившему в начале I в. н. э., чашу из металла, напоминающего серебро, но только более легкого. Подарок стоил жизни изобретателю: Тиберий приказал казнить его, а мастерскую уничтожить, поскольку боялся, что новый металл может обесценить серебро императорской сокровищницы”. Согласно расказу Плиния Старшего, этот металл, похожий на серебро, был получен из глинистой земли.

Приведем несколько примеров составления уравнений электролиза для расплавов и растворов.

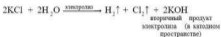
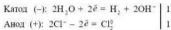
Знаешь ли ты?

До открытия в 1856 г. американским химиком Ч. Холлом и французским металлургом П. Эру способа электролитического получения алюминия из криолитно-глинозелиного расплава этот металл был примерно в 10 раз дороже золота. Симу Наполеона III была подарена погремушка из алюминия, а в Великобритании великому Д. И. Менделееву в знак признания его заслуг преподнесли весы, одна чаша которых была сделана из чистого золота, а другая — из чистого алюминия.

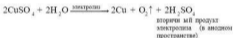
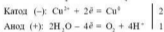
Пример 1. Напишите уравнения электролиза расплава CuCl_2 :



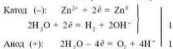
Пример 2. Напишите схему электролиза раствора KCl (на катоде восстанавливаются молекулы воды):



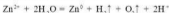
Пример 3. Напишите схему электролиза раствора CuSO₄ (на аноде окисляются молекулы воды):



Пример 4. Напишите схему электролиза раствора ZnSO₄ (катионы металла восстанавливаются вместе с молекулами воды):



Для правой части суммарного ионного уравнения две группы OH⁻ и два H⁺ образуют две молекулы воды. На это число молекул воды сократим обе части равенства и получим:





При прохождении электрического тока через расплавы или растворы электролитов на электродах протекают окислительно-восстановительные процессы в результате превращения одних веществ в другие.



1. Чем отличается электролиз расплавов от электролиза водных растворов?
 2. Какие металлы можно получить при электролизе расплавов?
 3. Какие металлы нельзя получить при электролизе водных растворов их солей?
 4. Окисляются ли на аноде анионы кислородсодержащих кислот при электролизе растворов и расплавов их солей?
 5. Напишите уравнения электролиза водных растворов хлорида кальция, сульфата магния.
 6. Составьте уравнения электролиза расплава и водного раствора хлорида никеля (II). Чем отличаются эти процессы?
 7. Может ли быть получен алюминий электролизом водного раствора его сульфата? Если да, то почему в промышленности подвергают электролизу не этот раствор, а раствор оксида алюминия в расплаве криолита?
 8. Какие вещества будут образовываться на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор нитрата серебра AgNO_3 ? Раствор какого вещества останется в электролизере?
-
- 1. Вычислите массу гидроксида натрия, который образовался в результате электролиза раствора хлорида натрия, если на аноде выделился хлор объемом 2,24 л (н. у.).
Ответ: 8 г.
 - 2. Вычислите массу меди, которая выделилась на катоде, если в результате электролиза сульфата меди (II) на аноде образовался кислород объемом 6,72 л (н. у.).
Ответ: 38,4 г.
 - 3. При электролизе водного раствора хлорида цинка на катоде выделился цинк массой 68,25 г, а на аноде — хлор объемом 28,22 л (н. у.). Определите выход цинка, если выход хлора составил 90% от теоретически возможного.
Ответ: 75%.
 - 4. При электролизе водного раствора нитрата серебра масса катода увеличилась на 10,8 г. Какой газ выделится на аноде и каков его объем?
Ответ: $V(\text{O}_2) = 0,56$ л.

Составление электрохимического ряда напряжений металлов**Реактивы:**

раствор соляной кислоты;
магний, алюминий, цинк, железные и медные стружки.

Химическая посуда и лабораторное оборудование:

пробирка — 5 шт.;
спиртовка — 1 шт.;
штатив для пробирок.

Техника безопасности. Стандартные правила безопасности при работе с кислотами.

Ход работы

В пять пробирок положите по одной грануле магния, алюминия, цинка, железа и кусочек меди, добавьте несколько капель раствора разбавленной соляной кислоты.

Предскажите реакцию между этими металлами и соляной кислотой в зависимости от места металла в ряду напряжений. После подтверждения реакции между соляной кислотой и металлами сделайте вывод о скорости протекания химических реакций. Напишите уравнения реакций, объясните, почему не происходит реакция в пятой пробирке. Составьте электрохимический ряд напряжения для этих металлов и расположите их по активности.

ГЛОССАРИЙ

(словарь терминов на русском,
казахском и английском языках)

Закон Авогадро — в равных объемах любых газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Авогадро заңы — бірдей жағдайда (температура мен қысымда) әртүрлі газдардың бірдей көлеміндегі молекулалар саны бірдей болады.

Avogadro's Law — if you've got two gases under the same conditions of temperature, pressure, and volume, they've got the same number of particles (atoms or molecules). This law only works for ideal gases, none of which actually exist.

Акцептор — частица или молекула, способная принять электронную пару от донора и образовать с ним ковалентную донорно-акцепторную связь.

Акцептор — донордан электрон жұбын қабылдай алатын және онымен ковалентті донорды — акцепторды байланыс түзетін бөлшек немесе молекула.

Acceptor — in chemistry an atom or compound to which electrons are donated during the formation of a coordinate covalent bond.

Алканы — или предельные углеводороды, парафины (алкандар; alkanes), с общей формулой C_nH_{2n+2} , содержащие только одинарные ковалентные связи.

Алкандар — (каныққан көмірсутектер, парафиндер). Жалпы формуласы C_nH_{2n+2} , құрамында тек дара коваленттік байланыстар болатын көмірсутектер.

Alkane — an organic molecule which contains only single carbon-carbon bonds with general formula C_nH_{2n+2} .

Алкены (этиленовые, олефины) — непредельные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n} , содержащие одну двойную связь.

Алкенидер (этилен көмірсутектері, олефиндер) — жалпы формуласы C_nH_{2n} , құрамында бір қос байланыс болатын қанықпаған көмірсутектер.

Alkene — an organic molecule containing at least one C=C bond with general formula C_nH_{2n} .

Алкины — непредельные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n-2} , содержащие одну тройную связь.

Алкиндер жалпы формуласы C_nH_{2n-2} , құрамында бір үш байланыс болатын қанықпаған көмірсутектер.

Alkyne — an organic molecule containing at least one C—C triple bond with general formula C_nH_{2n-2} .

Аллотропия — явление существования нескольких простых веществ для данного элемента, например кислорода и озона.

Аллотропия — бір химиялық элементтің бірнеше жаңы зат түрінде болуы, мысалы оттегі мен озон оттегі химиялық элементінің аллотропиялық түрлері.

Allotrope — two or more elements with the same physical components, but different structural forms. The physical, and chemical properties of allotropic forms of an element are totally different from each other.

Альфа-распад (α -ыдырау; α -disintegration) — радиоактивный распад, при котором выделяются ядра атомов гелия.

Альфа-ыдырау — нәтижесінде гелий атомдарының ядросы бөлінетін радиоактивті ыдырау.

Alpha-particle decay — a common mode of decay for radioactive nuclides in which the mass number changes

Альфа-частицы (α -сәулесі шығару, α -particle) — ядра атомов гелия, шұтұшылауы радиоактивті распада.

Альфа-бөлшектер — радиоактивті ыдырау кезінде түзілген гелий атомдарының ядросы.

Alpha particle — a radioactive particle equivalent to a helium nucleus (2 protons, 2 neutrons)

Анион — отрицательно заряженный ион.

Анион — теріс зарядталған ион.

Anion — a negatively charged particle or ion.

Анод — электрод в электрохимической ячейке, на котором происходит процесс окисления.

Анод — электрохимиялық ұшықтағы тотығу процесі жүзеге асатын электрод.

Anode — the electrode where oxidation occurs. In other words, this is where electrons are lost by a substance.

Атом — химически неделимая мельчайшая частица вещества.

Атом — зәттың химиялық жолмен бөлінебейтін ең кіші бөлшегі.

Atom — the smallest structural unit of any chemical element is called an atom.

Атомная масса — относительная атомная масса, отношение массы атома данного элемента к 1/12 массы атома углерода ¹²C.

Атомдық масса — химиялық элементтің салыстырмалы атомдық массасы деп берілген элементтің атомдық массасының көміртегі атомы ¹²C массасының 1/12 бөлігіне катығасын айтады.

Atomic mass unit (a.m.u.) — this is the smallest unit of mass we use in chemistry, and is equivalent to 1/12 the mass of carbon-12. To all intents and purposes, protons and neutrons weigh 1 a.m.u.

Атомный номер (порядковый номер) — показывает число протонов, электронов и заряд ядра в атоме любого элемента.

Атомдық нөмір (реттік нөмір) — кез келген элемент атомындағы протон, электрон сандарын және ядро зарядын көрсетеді.

Atomic Number — the number of protons present in the nucleus of an atom.

Бета-частицы (β-частица; β-particle) — электроны, испускаемые при радиоактивном распаде.

Бета-бөлшектер — радиоактивті ыдырау нәтижесінде бөлінетін электрондар.

Beta Particle — negatively charged particles emitted by the nucleus of radioactive elements.

Валентность — число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами в молекуле.

Валенттілік — молекуладағы бір химиялық элемент атомның басқа химиялық элемент атомдарымен түзетін байланыс саны.

Valency — valency is a chemical property of an element, that defines the highest number of bonds that its atom can form with other univalent atoms like hydrogen, chlorine etc.

Внутренняя энергия — внутренняя энергия *U* вещества (или системы) — это полная энергия частиц, составляющих данное вещество. Она складается из кинетической и потенциальной энергии частиц.

Ішкі энергия — зәттың (жүйенің) ішкі энергиясы *U* осы зәтты құрайтын барлық бөлшектердің энергиясы, ол кинетикалық және потенциалдық энергиялардан тұрады.

Internal Energy — internal energy can be defined as the sum of kinetic energy, potential energy and all other forms of energy that exist inside metals or crystals or molecules.

Восстановление — процесс присоединения атомом или частицей электронов.

Тотықсыздану — атомның немесе бөлшектердің электронды қосып алу процесі.

Reduction — the chemical process that involves gaining of electrons by an atom or an ion.

Восстановитель — атом, молекула или ион, отдавшие электроны.

Тотыксыздыларгыш — электронды беретін атом, молекула, иондир.

Reducing Agent — a chemical substance that oxidizes itself for the reduction of another reactant, in a chemical reaction is known as reducing agent.

Газ — такое состояние, в котором вещество не имеет ни своей формы, ни объема.

Газ — заттын көлемі мен пішіні сақталамайтын агрегаттық күйі.

Gas — matter in a form that has low density, is easily compressible and expandable, and expands spontaneously.

Гамма-частицы (γ -частицы; γ -particle) — электромагнитное излучение высокой энергии, испускаемое при радиоактивном распаде.

Гамма бөлшектер — радиоактивті ыдырау нәтижесінде бөлінетін үлкен энергиялы электромагниттік сәулелер.

Gamma particles — gamma rays to form are a type of electromagnetic radiation with high energy and penetrating power and are released by atoms of radioactive elements.

Гетерогенные системы — такие системы, которые содержат вещества в различных агрегатных состояниях.

Гетерогенді жүйелер — агрегаттық күйлері әртүрлі заттардан тұратын жүйе.

Heterogeneous systems — a heterogeneous mixture is made by combining two or more substances with different structures or phases.

Гибридизация — смешивание и выравнивание электронных облаков по форме и энергии.

Гибридтеу — пішіні әртүрлі, энергиясы шамалы орбитальдарды араласып, пішіні мен энергиясы бірдей гибридтенген жаңа орбитальдарды түзілуі.

Hybridization — the term hybridization is used to define the merging of one set of atomic orbitals, for the formation of new orbitals.

Гидрирование — реакция присоединения водорода к органическим веществам, имеющим кратные связи.

Гидрлену — еселі байланыстары бар органикалық заттардың сутекті қосып алу реакциясы.

Hydrogenation — when hydrogen is added to a carbon-carbon multiple bond.

Гидролиз — реакция взаимодействия сложных веществ с водой. Например, гидролиз солей или сложных эфиров.

Гидролиз — күрделі заттардың сумен әрекеттесу реакциясы. Мысалы тұздар мен күрделі эфирлердің гидролизі.

Hydrolysis — the decomposition of a compound by means of water (OH^- or OH^+), the water also being decomposed in the reaction.

Гомогенные системы — такие системы, которые содержат вещества в одинаковых агрегатных состояниях, системы, где нет границ раздела поверхностей.

Гомогенді жүйелер — агрегаттық күйлері бірдей заттардан тұратын беттердің бөліну шекарасы жоқ жүйе.

Homogeneous systems — a type of mixture made up of substances that have uniformity in terms of composition and property.

Группа (в периодической системе) — вертикальный столбец элементов в периодической таблице, обладающих общими свойствами.

Топ — периодтық жүйелері кәсіптері ұқсас элементтер орналасқан тік қатар.

Group (Periodic Table) — in the periodic table, the vertical columns in which elements with similar properties are placed are known as groups.

Дегидрирование — реакция отщепления водорода от органических веществ.

Дегидрлену — органикалық заттардан сутектің бөліну реакциясы.

Dehydrogenatio n — is a chemical reaction that involves the removal of hydrogen from an organic molecule. It is the reverse of hydrogenation.

Диссоциация (электролитическая) — распад электролита на катионы и анионы.

Диссоциация (электролиттік) — электролиттің катиондар мен аниондарға ыдырауы.

Dissociation — when water dissolves a compound.

Диффузия — перемешивание молекул или других частиц при соприкосновении двух или более материалов за счет теплового движения молекул, например распространение запахов в воздухе.

Диффузия — екі немесе одан да көп заттар жансыздыда молекулаларымен жытулық қозғалысының молекулалар мен басқа бөлшектерінің араласуы, мысалы, ауада пістің таралуы.

Diffusion — when particles move from areas of high concentration to areas of low concentration. For example, if you open a bottle of ammonia on one end of the room, the concentration of ammonia molecules in the air is very high on that side of the room. As a result, they tend to migrate across the room, which explains why you can smell it after a little while.

Донор — частица, имеющая свободные пары электронов, например атом азота в молекуле аммиака NH_3 .

Донор — бос электрон жұбы бар бөлшек, мысалы аммиак NH_3 молекуласындағы азот атомы.

Donor — a donor atom is the one that shares or donates its electrons to a Lewis acid to form a coordination complex.

Жесткая вода — вода, содержащая ионы кальция и магния.

Кернек су — құрмыққа кальций мен магний иондары болатын су.

Hard water — hard water is water which will not readily form lather with soap due to the presence of dissolved calcium or magnesium salts in the water.

Жидкость — такое состояние, при котором вещество сохраняет свой объем, но не имеет собственной формы.

Сұйықтық — заттың өзіндік көлемін сақтайтын күйі, бірақ пішіні босайды.

Liquid — a state of matter that has a high density and is incompressible compared to a gas.

Протоны — атомы одного и того же элемента, различающиеся количеством нейтронов в ядре атома.

Протондар — атом ядросындағы нейтрон сандары әртүрлі бір элементтің атомдары.

Isotope — when an element has more than one possibility for the number of neutrons, these are called isotopes.

Ингибитор — катализатор, замедляющий скорость химической реакции, но сам не расходующийся при этом.

Ингибитор — химиялық реакцияның жылдамдығын баяулатытын, бірақ реакция барысында жұрмалымайтын зат тежегіштер деп аталады.

Inhibitor — a substance that slows down a chemical reaction.

Ион — электрически заряженный атом или группа атомов.

Ион — электрілік заряды бар атом немесе атомдар тобы.

Ion — an atom or a molecule carrying an electric charge is called an ion. It is formed as a result of losing or gaining of electrons.

Ионная связь — химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения противоположно заряженных ионов в ионном соединении.

Иондық байланыс — қарама-қарсы зарядталған иондардың электростатикалық тартылуы есебінен пайда болған химиялық байланыс.

Ionic Bond — a kind of chemical bond formed as a result of attraction between oppositely charged particles or ions.

Ионные соединения — соединения, образованные ионами.

Иондық қосылыс — иондардан тұратын қосылыс.

Ionic compound — a compound that results when a metal reacts with a nonmetal to form a cation and an anion.

Изомеры — соединения, имеющие одинаковый состав, но разное строение и свойства.

Изомерлер — құрамы бірдей, бірақ құрылысы мен қасиеттері әртүрлі қосылыстар.

Isomers — molecules whose molecular formulas are same but the structural formulas are different are known as isomers.

Изобары — разновидности разных химических элементов, имеющие одинаковые атомные массы, например, $^{40}_{19}\text{Ar}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Изобаралар — атомдық массалары бірдей әртүрлі химиялық элемент атомдары, мысалы, $^{40}_{19}\text{Ar}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Isobars — are atoms of different Chemical elements that have the same number of nucleons. Example $^{40}_{19}\text{Ar}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Изотопы — разные химические элементы, имеющие равное число нейтронов, например, $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$.

Изотопдар — нейтрон сандары бірдей әртүрлі химиялық элемент атомдары, мысалы, $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$.

Isotope — any of two or more species of atoms or nuclei that have the same number of neutrons. Example — $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$.

Испарение — переход вещества из жидкого или твердого состояния в газообразное состояние.

Булану — заттардың катты немесе сұйық күйден буға айналуы.

Evaporation — the change in state that occurs when a liquid evaporates to form a gas.

Катализатор — вещество, ускоряющее скорость реакции, но само при этом не расходуется.

Катализатор (әртүрлі) — химиялық реакцияның жылдамдығын арттыратын, бірақ реакция барысында жұрсапайтын зат.

Catalyst — a substance that speeds up a chemical reaction without being used up by the reaction.

Катод — положительно заряженный ион.

Катод — оң зарядталған ион.

Cation — a positively charged particle.

Катод — электрод в электрохимической ячейке, на котором происходит процесс восстановления.

Катод — электрохимиялық ұяшықтағы тотықсыздану процесі жүретін электрод.

Cathode — the electrode in which reduction occurs. Reduction is when a compound gains electrons.

Квантовые числа — числа, описывающие состояние электрона в атоме.

Квант сандары — атомдағы электрон күйін сипаттайтын сандар.

Quantum numbers — indices that label quantized energy states. Quantum numbers are used to describe the state of a configuration .

Кислота — электролит, диссоциирующий на ионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка.

Қышқыл — сутек иондары H^+ мен қышқыл қалдығының аниондарына диссоциацияланған электролит.

Acid — this is anything that gives off H^+ ions in water. Acids have a pH less than 7 and are good at dissolving metals. They turn litmus paper red and phenolphthalein colorless.

Ковалентная связь — химическая связь между атомами, возникающая путем обобществления электронных пар.

Коваленттік байланыс — атомдардың ортақ электрон жұбы арқылы түзілетін химиялық байланыс.

Covalent Bond — a type of chemical bond in which sharing of electrons takes place between the reacting atoms.

Концентрация раствора — количество растворенного вещества в определенном количестве (масса) раствора или растворителя.

Концентрация — ерітіндінің немесе еріткіштің белгілі мөлшерінде еріген заттың мөлшері.

Concentration — a measurement of the amount of stuff (solute) dissolved in a liquid (solvent).

Коррозия — разрушение металлов и сплавов под действием окружающей среды.

Коррозия — қоршаған ортаның әсерінен металдар мен олардың қубмаларының жемірлуі.

Corrosion — corrosion is a reaction that involves action of an oxidizing agent on a metal.

Крекинг — разложение углеводородов нефти на более мелкие молекулы углеводородов.

Крекинг — ұзын қолірсуутектерінің кіші молекулалы қосылыстарға бөлшектенуі.

Cracking — is the process breaking down of long-chain hydrocarbon molecules into smaller molecules.

Массовое число — сумма чисел протонов и нейтронов в ядре атома данного изотопа.

Массалық сан — атомның беріштен изотопының ядросындағы протон мен нейтрондар санының қосындысы.

Mass number is sum of number of protons and number of neutrons.

Молекула — наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства.

Молекула — заттың құрамдас мен қасиетін сақтайтын ең кіші бөлшегі.

Molecule — a small, neutrally charged particle formed as a result of chemical bonding between two or more atoms.

Моль — количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) его структурных частиц (атомов, ионов, молекул, электронов).

Моль — құрамдасқа $6,02 \cdot 10^{23}$ (Авогадро саны) құрылымдық бөлшек (атом, ион, молекула, электрон) болатын заттың бөлігі.

Mole [mol] — that amount of a substance which contains the Avogadro Constant number of particles.

Молярная концентрация — концентрация раствора, выраженная в молях (n) на литр (V).

Молярлық концентрация — мольдің көлемге (литр) қатынасымен өрнектелетін ерітіндінің концентрациясы.

Molarity — a unit of concentration equal to moles of solute divided by liters of solution.

Молярная масса — масса в граммах одного моля вещества.

Молярлық масса — бір моль заттың граммен алынған массасы.

Molar mass — the mass of one mole of particles.

Молярный объем — объем, занимаемый одним молем газа. При нормальных условиях этот объем равен 22,4 л.

Молярлық (мольдік) көлем — бір моль газдың қалыптас жағдайдағы алынған көлемі, ол 22,4 л.



Molar volume — the volume of one mole of a substance at STP. If you believe that everything is an ideal gas, this is always 22.4 liters. Unfortunately, there's no such thing as an ideal gas.

Насыщенные углеводороды — углеводороды, содержащие только одинарные (сп3) связи.

Қаныққан көмірсутектер молекула құрамындағы көміртек — атомдары өзара тек дара (σ-сп3) байланыстар арқылы байланысқан көмірсутектер.

Saturated Hydrocarbons — the simplest forms of hydrocarbon compounds, where all the carbon atoms are bonded to each other with the help of single bonds.

Насыщенный раствор — раствор, концентрация которого такая, что он может находиться в равновесии с осадком растворенного вещества при данной температуре.

Қаныққан ерітінді — берілген температурада еріген зат тұнбасымен тепе-теңдікте болатын ерітіндінің концентрациясы.

Saturated solution — when the maximum amount of solute is dissolved in a liquid.

Нейтрон — нейтральная частица, входящая в состав ядра атома.

Нейтрон — атом ядросының құрамына кіретін бейтарап бөлшек.

Neutron — a sub atomic particle with no electrical charge, present in the nucleus of an atom.

Ненасыщенные углеводороды — углеводороды, содержащие кратные (двойные и тройные) связи.

Қанықпаған көмірсутектер — құрамында еселі (екі немесе үш) байланысы бар көмірсутектер.

Unsaturated Hydrocarbons — a type of organic compound that consists of one or more number of double or triple bonds between the carbon atoms.

Неэлектролит — раствор и расплав вещества, не проводящих электрических ток.

Бейэлектролит — ерітіндісі мен балқымасы электр тоғын өткізбейтін заттар.

Nonelectrolyte — a substance that, when dissolved in water, gives a nonconducting solution.

Нейтрализация — реакция между кислотой и основанием с образованием соли и воды.

Бейтараптау — қышқыл мен негіз арасындағы тұз және су түзіле жүретін реакция.

Neutralization — the reaction of an acid with a base to form water and a salt.

Нуклеофилы — частицы, имеющие отрицательный заряд.

Нуклеофилдер — теріс зарядты бөлшектер.

Nucleoful — particle with negative charge.

Нуклоны — частицы атомного ядра любого химического элемента, протоны и нейтроны.

Нуклондар — кез келген химиялық элемент атомының ядросына кіретін — протондар мен нейтрондар.

Nucleons — those particles that constitute the nucleus of an atom. In other words, protons and neutrons are collectively known as nucleons.

Нуклиды — разновидность химических элементов, имеющие определенный порядковый номер и атомную массу.

Нуклидер — белгілі атомдық нөмірі мен атомдық массасы бар химиялық элементтің түрі.

Nuclide — the general term applied to each unique atom, represented by A_ZX , where X is the symbol for a particular element.

Окисление — процесс отдачи электронов атомам, ионам и молекулам.

Тотығу — атом, ион және молекуланың электронды беру процесі.

Oxidation — when a substance loses electrons.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — реакции, при которых происходит перенос электронов от одного атома к другому.

Тотыгу-тотыксызгау реакциялары (ТТР) — электрондарды бір атомдан екінші атомга ауысуы каткешкенде жүретін реакция.

Oxidation-reduction (redox) reaction — a reaction in which one or more electrons are transferred.

Окислитель — атом, молекула или ионы, принимающие электроны.

Тотыктыргыш — электронды қабылдайтын атом, молекула немесе иондар.

Oxidizer — a chemical substance that undergoes reduction in order to oxidize another reactant, during a chemical reaction is known as oxidizing agent.

Оксид — бинарное соединение, содержащее кислород.

Оксид — құрамында оттегі болатын бинарлы қосылыс.

Oxide — a binary compound that contains oxygen in the -2 oxidation state.

Октавное число — детонационная характеристика жидкого топлива (бензина).

Октан саны — сұйық отынның (бензин) детонациялық сипаттамасы.

Octane number (of a fuel) — the percentage of iso-octane in an iso-octane/heptane mixture that gives the same engine performance of the fuel.

Органические соединения — это углеводороды и их производные.

Органикалық заттар — көмірсутектер мен олардың туындылары.

Organic compound — a compound that contains carbon (except carbon dioxide, carbon monoxide, and carbonates).

Основание — электролит, диссоциирующий на катионы металла и на гидроксид-анионы.

Негіз — металл катионы мен гидроксид анионы диссоцияшаланатын электролит.

Base — a compound that gives off OH⁻ ions in water. They are slippery and bitter and have a pH greater than 7.

Парниковый эффект — нагрев внутренних слоев атмосферы из-за частичного жариворонения теплового излучения Земли углекислым газом и другими газами атмосферы.

Жылыжайлық эффект — көмірқышқыл газы мен басқа да газдардың жер бетінен бөлінген жылулық сәулелерді жарымай бұрмелеуді салдарынан атмосфераның ішкі қабаттарының жылуы.

Greenhouse effect — a warming effect exerted by the earth's atmosphere (particularly CO₂ and H₂O) due to thermal energy retained by absorption of infrared radiation.

Период — горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс.

Период — периодтық кестелегі элементтердің атомдық массасының өсу ретімен орналасқан элементтердің қолданыс катары.

Period — a row (left to right) in the periodic table.

Природные источники углеводородов — нефть, природный газ и уголь.

Көмірсутектердің табиғи көздері — мұнай, табиғи газ және таскөмір.

Natural resources of hydrocarbons — natural gas, petroleum and coal.

Позитрон — частица, равная по массе электрону, но с противоположным зарядом.

Позитрон — массасы электронның массасына тең, бірақ заряды қарама-қарсы бөлшек.

Positron — a positron is the tiny particle produced and released during radioactive decay. It carries a single positive charge and its mass is equal to that of an electron.

Протон — положительно заряженной частица, входящая в состав атомного ядра.

Протон — атом ядросының құрамына кіретін оң зарядты бөлшек.

Photon — a primary particle that forms the basic unit of various forms of electromagnetic radiations, including light. It shows dual properties of both a wave as well as a particle.

Полимеризация — процесс соединения множества молекул вещества с небольшой молекулярной массой в макромолекулы полимера, например полиэтилен.

Полимерлену — молекулалық массасы кіші қосылыстың көптеген молекулаларынан қосылу реакциясы нәтижесінде ұзын молекулалы қосылыстың түзілуі.

Polymerization — the process where the smaller units of molecules are combined to form a large three-dimensional structure of polymer chains is called polymerization.

Реформинг — изменение структуры молекул углеводородов, применяяши углеводородов.

Реформинг — қомірсутектер молекулалықын қрылысының өзгеруі қомірсутектердің ароматтануы.

Reforming — processing technique by which the molecular structure of a hydrocarbon is rearranged to alter its properties.

Радиоактивный распад — илутеліне альфа-, бета- және гамма-сәулелер радиоактивтіліктің изотопына.

Радиоактивті ыдырау — радиоактивті изотоптардың альфа-, бета- және гамма-сәулелер шығаруы ыдырауы.

Radioactivity — the phenomenon of the disintegration of the nuclei of unstable atoms, that results in loss of energy in the form of different types of radiations like alpha and beta particles, gamma rays etc. is known as radioactivity.

Равновесие (химическое) — состояние в обратимом процессе, когда скорость прямой и обратной реакции равны.

Химиялық тең-теңдік — қайтымды процесстері тура және кері реакциялардың жылдамдығының өзара теңескен күйі.

Equilibrium — when the forward rate of a chemical reaction is the same as the reverse rate. This only takes place in reversible reactions because these are the only type of reaction in which the forward and backward reactions can both take place.

Радикал — частица, имеющая неспаренный электрон.

Радикал — жұптаспаған электроны бар бөлшек.

Radical — a radical is an atom, molecule, or ion that has an unpaired valence electron.

Ряд активностей — последовательность металлов, расположенных в соответствии с их относительной химической активностью.

Белсенділік қатары — металдардың салыстырмалы химиялық белсенділігі бойынша орналасқан қатар.

Reactivity series of metals — reactivity series in chemistry is an experimental, structural and logical progression of series of metals in order of reactivity from highest to lowest.

Спирты — предельное одноатомные спирты с общей формулой $C_nH_{2n+1}OH$, содержащие одну гидроксильную группу (OH).

Спирттер — қаныққан біратомды спирттер — молекулалықтары бір сутек атомы гидроксил (OH) тобына алынған алкандардың туындысы, жалпы формуласы $C_nH_{2n+1}OH$.

Alcohol — an organic molecule containing an -OH group.

Сплав (құймалар; alloys) — однородные системы, состоящие из двух или более металлов с характерными металлическими свойствами.

Құймалар — екі немесе оданға көп металдардан тұратын металдық қоспелі бар біртекті жұпе.

Alloy — a mixture of two metals. Usually, you add very small amounts of a different element to make the metal stronger and harder.

Структурная (графическая) формула — формула вещества, показывающая последовательность соединения атомов в молекуле.

Курьлымдык формула — зат молекуласынын атомдарын байланысу тәртібін көрсететін формула.

Structural Formula — when the structure of the molecule of a compound is represented in the graphical form, it is called a structural formula.

Соль — сложное вещество, состоящее из ионов металлов (и иона аммония) и анионов кислотного остатка.

Тұз — металл катиондары (аммоний ионы) мен қышқыл калдығынан аниондарынан тұратын күрделі зат.

Salt — salt is a chemical compound obtained by the neutralization of acidic and basic substances. An ionic compound.

Сыраы нефть — нефть, непосредственно добытая из скважины.

Шикі мұнай — тікелей ұзымзидан (скважина) алынған мұнай.

Naphtha — naphtha is a flammable liquid hydrocarbon mixture.

Тепловой эффект — количество выделяемой или поглощаемой энергии при протекающей химической реакции.

Жылу эффектісі — химиялық реакция нәтижесінде бөлінетін немесе сіңірілетін жылу мөлшері.

Heat of reaction — the heat change which occurs when a reaction takes place according to a given chemical equation.

Теплота сгорания — теплота, выделяемая при сгорании одного моль вещества.

Жану жылуы — заттың бір мольі жанғанда бөлінетін жылу.

Heat of combustion — the heat of combustion is the energy liberated when a substance undergoes complete combustion, at constant pressure usually in an environment with excess oxygen.

Теплота образования — это количество теплоты, необходимое для образования соединения из простых веществ при постоянном давлении, обозначается ΔH_f .

Түзілу жылуы — жаңи заттардан бір моль күрделі зат түзілгенде бөлінетін немесе сіңірілетін жылу мөлшері.

Heat of formation — released or absorbed (enthalpy change) during the formation of a pure substance from its elements at constant pressure and usually denoted by ΔH_f .

Химия — ғылым о веществах и их превращениях.

Химия — заттар мен олардан өзгерісі туралы ғылым.

Chemistry is the scientific discipline involved with compounds composed of atoms, i.e. elements, and molecules, i.e. combinations of atoms — their composition, structure, properties, behavior and the changes they undergo during a reaction with other compounds.

Химические явления — явления, в которых происходит превращение одних веществ в другие.

Химиялық құбылыстар — нәтижесінде бастапқы заттардан жаңи заттар түзілетін құбылыс.

Chemical properties — the process by which atoms of one or more chemical substances interact with each other, to produce new products with different composition and properties.

Химическая связь — взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами.

Химиялық байланыс — екі атомның электрондарын алмастыруы арқыты байланысуы.

Chemical Bond — a force of attraction that binds two or more atoms together, in order to form a compound is known as a chemical bond.

Углеводороды — вещества, состоящие из углерода и водорода.

Көмірсутектер — құрамы көміртек пен сутектен тұратын заттар.

Hydrocarbon — a molecule containing carbon and hydrogen.

Углеродная цепь — атомы углерода, связанные друг с другом в молекулах.
Ковалентный мостик — молекулы или мостиков атомов, связанных друг-другом ковалентно и.
Carbon chain — a number of carbon atoms bonded together in a sequence and forming part of a molecule, polymer, etc.

Ультрафиолетовое излучение — электромагнитное излучение с длиной волны, чем видимый свет. Может повреждать живые ткани, вызывает ожоги.

Ультрафиолетовый свет лампы — коротковолновое излучение лампы да энергии которого электромагнитное излучение. Длинноволновое излучение микроволн, радио, рентгенов.

Ультрафиолетовый свет лампы — (UV) is electromagnetic radiation with a wavelength shorter than that of visible light but longer than X-rays.

Финишские наковилы — такие наковилы, в которых не происходит превращение одного вещества в другое.

Финишские наковилы — вещества, которые образуются в результате химической реакции. Physical Property — that aspect of any substance which can be evaluated without bringing any change to its chemical structure is known as physical property.

Функциональная группа — группа атомов, определяющая характерные свойства данного вещества, например гидроксильная группа (OH) в спиртах.
Функциональный тон — группа атомов, определяющая основные свойства, например спиртовая гидроксильная группа (-OH).

Functional Group — in the molecule of an organic compound, a certain set of atoms characterizes the chemical properties of the organic molecule. These groups of atoms are known as functional groups.

Электрон — отрицательно заряженный частица атома.

Электрондар — отрицательно заряженные частицы.

Electron — electron is a negatively charged subatomic particle that revolves around the nucleus of an atom.

Электролит — вещество в растворе, проводящее электрический ток.
Электролиты — вещества, которые несут электрический ток в растворах.

Electrolyte — an electrolyte is a chemical substance that splits up into ions in aqueous state or molten state and acts as a medium to conduct electricity.

Электропроводимость атома — способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов в химических соединениях.

Электропроводность — химическая характеристика для химической реакции атомов, связанных атомными валентными связями.

Electronegativity — in a covalent bond between two dissimilar atoms, electronegativity can be defined as the capacity of the atom of an element to draw the valence electrons towards itself.

Электрофиль — частица, несущая положительный заряд.

Электрофиль — от зарядки вещества.

Electrophile — electrophile is a chemically active property of a substance used to quantify the heat content of its any given amount.

Экзотермический эффект — энергетическое состояние вещества и выделяет в себя внутреннюю энергию и энергию, затраченную на преодоление внутреннего давления (т.е. на работу расширения).

Экзотермический эффект — энергетическое состояние вещества и выделяет в себя внутреннюю энергию, выделяет энергию химической реакции, от себя энергия или тепла выделяет (экзотермический эффект) во время реакции.

Endotherm — an endothermic is a reaction related to electrons.





Энтропия — энтропия характеризует состояние и возможные изменения состояний материальных систем.

Энтропия — материалды жүзөнін күбі мен онын өзгөрү мүмкіндігін сипаттайды.

Entropy — entropy is a thermodynamic property, used to measure that energy of a given system which cannot be utilized to carry out any external work.

Этерификация — реакция обмена между карбоновой кислотой и спиртом, в результате которой образуется сложный эфир и вода.

Этерификация — карбон кышкылдары мен спирттер арасындагы күрделі эфир мен су түзілетін алмасу реакциясы.

Esterification — esterification is the general name for a chemical reaction in which two reactants (typically an alcohol and an acid) form an ester as the reaction product.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Периодическая система химических элементов

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H Водород 1,00794	He Гелий 4,002602	Li Литий 6,941	Be Бериллий 9,01224	B Бор 10,811	C Углерод 12,0107	N Азот 14,00644	O Кислород 15,999	F Фтор 18,9984032	Ne Неон 20,1797	Na Натрий 22,98976928	Mg Магний 24,304	Al Алюминий 26,9815386	Si Кремний 28,0855	P Фосфор 30,973762	S Сера 32,06	Cl Хлор 35,45	Ar Аргон 39,948
K Калий 39,0983	Ca Кальций 40,078	Sc Скандий 44,955912	Ti Титан 47,88	V Ванадий 50,9415	Cr Хром 51,9961	Mn Марганец 54,938044	Fe Железо 55,845	Co Кобальт 58,933195	Ni Никель 58,6934	Cu Медь 63,546	Zn Цинк 65,38	Ga Галлий 69,723	Ge Германий 72,630	As Арсен 74,9216	Se Селен 78,96	Br Бром 79,904	Kr Криптон 83,80
Rb Рубидий 85,4678	Sr Стронций 87,62	Y Иттрий 88,9062	Zr Цирконий 91,224	Nb Ниобий 92,90638	Mo Молибден 95,94	Tc Технеций 98	Ru Рутений 101,07	Rh Родий 102,9055	Pd Палладий 106,42	Ag Серебро 107,8682	Cd Кадмий 112,411	In Индий 114,818	Sn Олово 118,710	Sb Сурьма 121,757	Te Теллур 127,6	I Йод 126,90545	Xe Ксенон 131,29
Cs Цезий 132,90545196	Ba Барий 137,327	La Лантан 138,90547	Hf Гафний 178,49	Ta Тантал 180,94788	W Вольфрам 183,84	Re Рений 186,207	Os Осмий 190,23	Ir Иридий 192,222	Pt Платина 195,084	Au Золото 196,966569	Hg Ртуть 200,59	Tl Таллий 204,3833	Pb Свинец 207,2	Bi Висмут 208,9804	Po Полоний 209	At Астатин 210	Rn Радон 222
Fr Франций 223	Ra Радий 226	Ac Актиний 227	Rf Рифмий 261	Db Дубний 262	Sg Сгангий 266	Bh Берклий 264	Hs Хассий 277	Mt Миттербиум 276	Ds Дармштадтий 285	Rg Рогендий 288	Cn Коперниций 285	Nh Нихоний 286	Fl Флеровий 289	Mc Масковий 288	Lv Ливенбергий 293	Ts Теннессиум 294	Og Оганесон 294
			Ce Церий 140,12	Pr Прометий 140,90766	Nd Неодим 144,242	Pm Прометий 145	Sm Самарий 150,36	Eu Европий 151,964	Gd Гадолиний 157,25	Tb Тербий 158,92535	Dy Диспрозий 162,5001	Ho Гольмий 164,93033	Er Ербий 167,259	Tm Тиманий 168,934	Yb Иттербий 173,054	Lu Лютеций 174,967	
			Th Торий 232,0377	Pa Пакорий 231,03688	U Уран 238,02891	Np Нептуний 237	Pu Плутоний 244	Am Америций 243	Cm Кюрий 247	Bk Берклий 247	Cf Калيفорний 251	Es Эйнштейний 252	Fm Фермий 257	Md Менделеевий 258	No Нобелий 259	Lr Лоренций 260	

Закономерности изменения свойств атомов химических элементов главных подгрупп в Периодической системе Д. И. Менделеева

Характеристика атома химического элемента	С увеличением порядкового номера элемента	
	в периоде	в главной подгруппе
Заряд ядра атома	Увеличивается	Увеличивается
Число энергетических уровней	Не изменяется	Увеличивается
Радиус атома	Уменьшается	Увеличивается
Число электронов на внешнем уровне	Увеличивается	Не изменяется
Электроотрицательность	Увеличивается	Уменьшается
Металлические свойства (способность атомов отдавать электроны)	Ослабевают	Усиливаются
Неметаллические свойства (способность атомов принимать электроны)	Усиливаются	Ослабевают
Высшая положительная степень окисления	Увеличивается от +1 до +7 (+8)	Постоянная и равна номеру группы
Нижняя степень окисления	Увеличивается от -4 до -1	Не изменяется

Таблица 3

Классификация оснований

Признак классификации	Группы оснований	Примеры
Кислотность	Однокислотные MOH	KOH , LiOH , NaOH , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
	Двухкислотные M(OH)_2	Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Fe(OH)_2
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	LiOH , Ca(OH)_2
	Слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Растворимость	Растворимые	NaOH , Ba(OH)_2
	Нерастворимые	Cu(OH)_2 , Fe(OH)_2

Классификация кислот

Признак классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие хлорода	Хлорокислоты	H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH
	Бесхлорокислоты	H_2S , HCl , HF
Основность	Одноосновные	HCl , HNO_3 , CH_3COOH
	Двухосновные	H_2S , H_2SO_4
	Трёхосновные	H_3PO_4
Растворимость	Растворимые	H_2SO_4 , HCl , H_3PO_4 , CH_3COOH
	Нерастворимые	H_2SiO_3
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	H_2SO_4 , HCl , HNO_3
	Слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	H_2CO_3 , H_2S , CH_3COOH
Стабильность	Стабильные	H_2SO_4 , HCl
	Нестабильные	HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3
Летучесть	Летучие	HCl , H_2S , CH_3COOH
	Нелетучие	H_2SO_4 , H_2SiO_3

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Врублевский А. И. Химия. Базовый школьный курс. Минск, 2009. 566 с.
2. Рубинов П. Д. Химия. Полный курс для 8—11 классов. Санкт-Петербург, 2010. 336 с.
3. Грыбанова О. В. Общая и неорганическая химия. Ростов-на-Дону: Феникс, 2013. 249 с.
4. Холченко Г. П. Пособие по химии. М.: Новая волна, 2009. 479 с.
5. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В., Потто В. А. Учебное пособие по химии. Школьный курс. М.: Оникс, 2014. 429 с.
6. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии под ред. Таланова В. М. и Житного Г. М. Ростов-на-Дону: Феникс, 2008. 411 с.
7. Литвинова Т. Н., Мельникова Е. Д., Соловьев М. В. и др. Химия в задачах. 2500 задач с решениями. М.: Оникс, Мир и образование, 2009. 832 с.
8. Еремин В. В., Кузьменко Н. Е. Сборник задач и упражнений по химии. Школьный курс. М.: Экзамен, 2008. 527 с.
9. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В. Сб. задач и упражнений по химии для школьников и абитуриентов. М.: Экзамен, Оникс, 2011. 547 с.
10. Тесты. Химия. 8—9 класс. М.: Дрофа, 2002. 121 с.
11. Контрольные и проверочные работы по химии для 8—9 классов. М.: Дрофа, 2012. 141 с.
12. Химия в схемах, терминях, таблицах. Ростов-на-Дону: Феникс, 2013. 95 с.
13. 100 дней до ЕГЭ. Химия. М.: Эксмо, 2012. 240 с.
14. Готовимся к экзамену ГИА. М.: Дрофа, 2011. 207 с.
15. Куреев В. А. Курс физической химии. М. Химия 1975. 775 с.
16. Грандберг И. И. Органическая химия. М.: Высшая школа, 1977. 217 с.
17. Левин А. Н., Кузнецова Н. Е. Задачник по химии для 11 классов. М., Вентана-граф. 2009, 237 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	4
Глава I. СТРОЕНИЕ АТОМА	
§ 1. Атом — сложная частица	5
§ 2. Решение задач на тему: "Вычисление средней относительной атомной массы"	12
§ 3. Радиоактивность	16
§ 4. Ядерные реакции	20
§ 5. Энергетические уровни и подуровни. Квантовые числа и орбитали	26
§ 6. Квантовые числа и атомные орбитали	34
Глава II. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЙ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ	
§ 7. Закономерность изменения свойств элементов в периодах и группах	45
§ 8. Закономерность изменения кислотно-основных свойств соединений в периодах и группах	51
§ 9. Закономерности изменения окислительно-восстановительных свойств соединений в периодах и группах	55
Глава III. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	
§ 10. Ковалентная связь	60
§ 11. Свойства ковалентной связи	64
§ 12. Типы гибридизации: sp , sp^2 , sp^3	68
§ 13. Электроотрицательность и полярность связи	71
§ 14. Ионная связь	75
§ 15. Теория отталкивания электронных пар	77
§ 16. Металлическая связь	81
§ 17. Водородная связь	83
§ 18. Кристаллические решетки	86
Лабораторная работа № 1	91
Глава IV. СТЕХИОМЕТРИЯ	
§ 19. Основные стехиометрические законы химии	92
§ 20. Относительная атомная и молекулярная масса	95
§ 21. Количество вещества. Молярная масса	96
§ 22. Закон Авогадро. Закон объемных отношений	100
§ 23. Молярная концентрация	104
§ 24. Установление эмпирической и молекулярной (истинной) формул по массовым долям элементов, входящих в состав вещества	105
§ 25. Расчет выхода продукта от теоретически возможного	107
§ 26. Вычисление массы (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси	109
§ 27. Задачи на "избыток" и "недостаток"	113
Глава V. ВВЕДЕНИЕ В ТЕРМОДИНАМИКУ	
§ 28. Внутренняя энергия и энтальпия	116
Практическая работа № 1	123
§ 29. Закон Гесса	124
§ 30. Решение задач на тему: "Применение закона Гесса и следствий из него"	127
§ 31. Энтропия	132
§ 32. Свободная энергия Гиббса	137
§ 33. Решение задач на вычисление энергии Гиббса	141
Сведения об элементах и их соединениях, необходимые для решения задач	144

Глава VI. КИНЕТИКА

§ 34.	Скорость химической реакции	146
§ 35.	Влияние концентрации на скорость химических реакций	149
§ 36.	Влияние температуры на скорость химических реакций	153
§ 37.	Катализ	156
§ 38.	Решение задач на тему: "Правило Вант-Гоффа"	161
Лабораторная работа № 2		163
Практическая работа № 2		—

Глава VII. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

§ 39.	Химическое равновесие. Константа равновесия	165
§ 40.	Влияние различных факторов на равновесие	168
§ 41.	Химическое равновесие в промышленных процессах	171
§ 42.	Решение типовых задач на тему: "Нахождение константы равновесия и равновесных концентраций"	173
Лабораторная работа № 3		177

Глава VIII. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

§ 43.	Окислительно-восстановительные процессы	178
§ 44.	Типы окислительно-восстановительных реакций	182
§ 45.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса	185
§ 46.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса	188
§ 47.	Электрохимический ряд потенциалов	192
§ 48.	Гальванические элементы	196
§ 49.	Химические процессы, происходящие в аккумуляторах	200
§ 50.	Электролиз	203
§ 51.	Электролиз расплавов и растворов	206
Практическая работа № 3		212
Глоссарий		213
Приложение		225
Список использованной литературы		228

Учебное издание

Оспанова Мейрамкуль Кабылбековна
Аухадиева Кырмызы Сейсенбековна
Белюсова Татьяна Геннадьевна

ХИМИЯ

Часть 1

Учебник для 10 классов естественно-математического направления
общеобразовательных школ

Редактор *Л. Байменова*
Худож. редактор *А. Алым*
Техн. редактор *И. Тарилуев*
Корректор *Е. Давыдова*
Компьютерная верстка *Г. Хамаровой*

Государственная лицензия № 0000001 выдана издательству
Министерством образования и науки Республики Казахстан
7 июля 2003 года



ИБ № 5942

Подписано в печать 03.06.19. Формат 70·100^{1/4}. Бумага офсетная.
Гарнитура "SchoolBook Kz". Печать офсетная. Усл. печ. л. 18,71 + 0,32 форзац.
Усл. кр.-орт. 76,78. Уч.-изд. л. 11,18 + 0,54 форзац.
Тираж 60 000 экз. Заказ №

Издательство "Мектеп", 050089, г. Алматы, пр. Абай, 143

Факс: 8(727) 394-37-58, 394-42-30.

Тел.: 8(727) 394-41-76, 394-42-34.

E-mail: mektep@mail.ru

Web-site: www.mektep.kz