Химия

9

ЧАСТЬ 1

УЧЕБНИК

AZƏRBAYCAN RESPUBLİKASININ DÖVLƏT HİMNİ

Musiqisi ***Üzeyir Hacıbəylinin,***

sözləri ***Əhməd Cavadındır.***

Azərbaycan! Azərbaycan!
Ey qəhrəman övladın şanlı Vətəni!
Səndən ötrü can verməyə cümlə hazırız!
Səndən ötrü qan tökməyə cümlə qadiriz!
Üçrəngli bayrağınla məsud yaşa!

Minlərlə can qurban oldu,
Sinən hərbə meydan oldu!
Hüququndan keçən əsgər,
Hərə bir qəhrəman oldu!

Sən olasan gülüstan,
Sənə hər an can qurban!
Sənə min bir məhəbbət
Sinəmdə tutmuş məkan!

Namusunu hifz etməyə,
Bayrağını yüksəltməyə
Cümlə gənclər müştaqdır!
Şanlı Vətən! Şanlı Vətən!
Azərbaycan! Azərbaycan!

ГЕЙДАР АЛИЕВ
ОБЩЕНАЦИОНАЛЬНЫЙ ЛИДЕР АЗЕРБАЙДЖАНСКОГО НАРОДА

Эльшад Абдуллаев
Эльмар Иманов
Фатали Гусейнов

Химия

Учебник по предмету Химия для 9-х классов
общеобразовательных заведений (Часть I)

9

УЧЕБНИК

ЧАСТЬ 1

©Azərbaycan Respublikası Elm və Təhsil Nazirliyi

Creative Commons Attribution-NonCommercial-ShareAlike 4.0International (CC BY-NC-SA 4.0)

Bu nəşr Creative Commons Attribution-NonCommercial-ShareAlike 4.0 International lisenziyası (CC BY-NC-SA 4.0) ilə **www.trims.edu.az** saytında əlçatandır. Bu nəşrin məzmunundan istifadə edərkən sözügedən lisenziyanın şərtlərini qəbul etmiş olursunuz:

İstinad zamanı nəşrin müəllif(lər)inin adı göstərilməlidir.

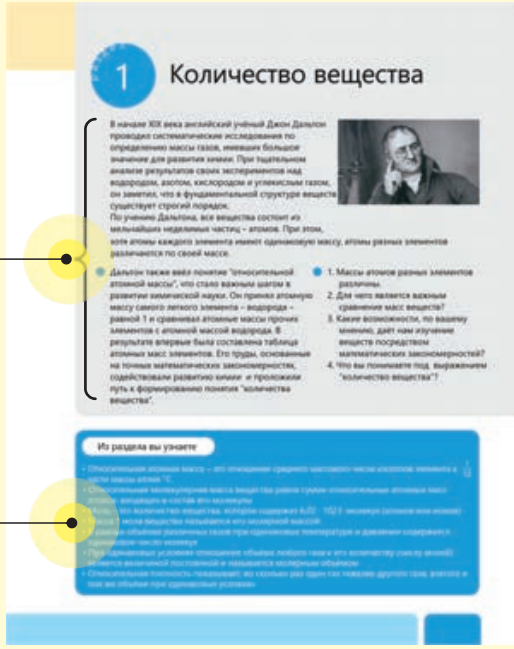
Nəşrdən kommersiya məqsədilə istifadə qadağandır.

Törəmə nəşrlər orijinal nəşrin lisenziya şərtlərilə yayılmalıdır.

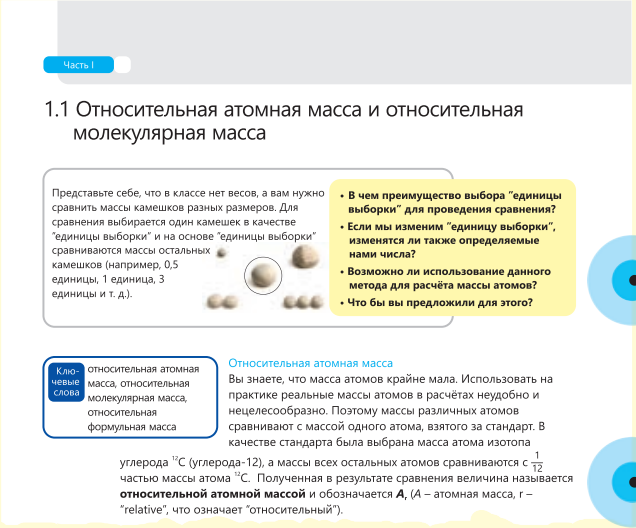
Замечания и предложения, связанные с этим изданием,
просим отправлять на электронные адреса: **trm@arti.edu.az** и **derslik@edu.gov.az**
Заранее благодарим за сотрудничество!

Ознакомьтесь с учебником

Первая страница раздела
Представлены интересные сведения из истории науки, природы или техники. Вопросы на странице помогут вам вспомнить пройденный материал и связать его с темами раздела. Материал этого раздела формирует базовое представление о темах, которые будут изучаться далее.



Из раздела вы узнаете
Перечисляются знания и навыки, которые вы получите, изучая темы раздела.

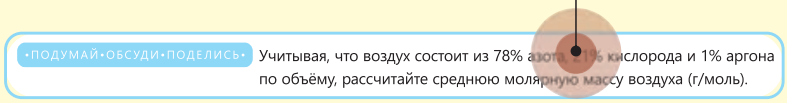


Мотивация
В этой части представлены знакомые ситуации и сопутствующие вопросы. Информация направлена на подготовку к этапам деятельности и объяснения материала урока. Анализируется ситуация, с помощью ответов на вопросы вспоминаются уже имеющиеся знания по теме.

Разъяснение
Объясняется новый материал (тема).

Деятельность
Практическое задание, выполняемое для поиска ответа на поставленный вопрос. В результате этой деятельности внимание концентрируется на основных понятиях новой темы и развиваются процедурные навыки.

Подумай – обсуди – поделись
Представленный вопрос предназначен для обдумывания и обсуждения ответов с одноклассниками. В это время развиваются умения обосновывать свои предположения, самостоятельное мышление и коммуникативные навыки.



Примените полученные знания
Вопросы и упражнения в этом блоке помогают применить новые понятия в другой ситуации, а также углубить и закрепить полученные знания.

Примените полученные знания

1. При одинаковых условиях оксид углерода и оксид азота имеют равную плотность. Определите формулы этих оксидов.
2. При добавлении какого газа к газовой смеси, состоящей из N_2 и CO, плотность смеси при тех же условиях увеличивается?
   1. CH_4 2. NH_3 3. N_2O 4. C_2H_4 5. SO_2

Проверьте полученные знания

1. Рассчитайте плотность (г/дм^3) газа озона (20°C и 1 атм).
2. Относительная плотность некоторого газа по водороду равна 29. Рассчитайте относительную плотность этого газа по воздуху.
3. Рассчитайте среднюю молярную массу (г/моль) газовой смеси, состоящей из 32 г O_2 и 42 г N_2.
4. Рассчитайте массу (в граммах) газа объёмом 48 дм^3 (20°C и 1 атм), плотность которого больше плотности метана в 4 раза.

Знаете ли вы?
Представлены интересные факты и информация из областей природы, истории науки, быта или техники.

Проверьте полученные знания
Представленные вопросы и упражнения измеряют уровень овладения темой.

Знаете ли вы?

23 октября (23.10) с 6 : 02 до 18 : 02 (6 : 02 вечера) химики отмечают неофициальный праздник в честь числа Авогадро – “День моля”.

Наука, технология, жизнь
В разделе представлен материал для чтения об историческом развитии, применении или возможных направлениях развития полученных знаний.

Наука, технология, жизнь

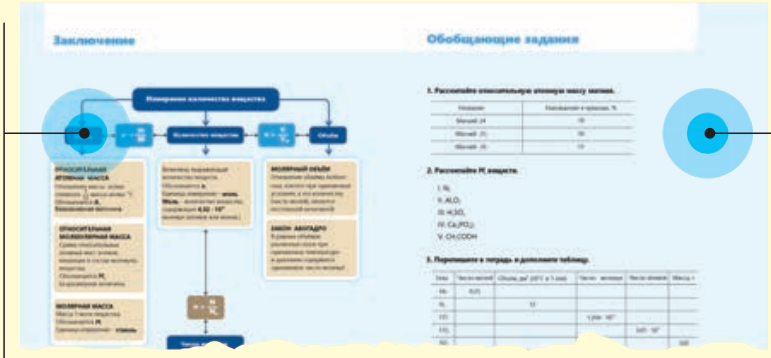
В начале XIX века итальянский учёный Амедео Авогадро выдвинул идею, которая коренным образом изменила химическую науку. В то время ещё не были полностью прояснены понятия «атома» и «молекулы». Более того, учёные затруднялись даже с точным определением состава воды. Французский учёный Гей-Люссак, проведя интересные исследования с объёмами газов, показал, что соотношение объёмов газов, вступающих между собой в реакцию, подобно соотношению простых чисел.

Амедео Авогадро (1776 – 1856)

Авогадро, тщательно проанализировав эти результаты, предположил, что равные объёмы газов, взятые при одинаковых условиях, содержат одинаковое количество молекул. Эта на первый взгляд простая идея ознаменовала начало новой эры в химии: благодаря этому закону стало возможным установление состава веществ, понимание их молекулярного строения и доскональное разъяснение течения химических реакций. Однако теория (закон) Авогадро не была сразу принята учёными. При его жизни представления о молекулярной структуре газов были пока ещё весьма запутанными. Хотя многие учёные продолжали считать, что водород и кислород образованы атомами, годы спустя идея Авогадро получила подтверждение и способствовала развитию химии в правильном направлении.

Теория Авогадро проложила путь понятию "моль" – одной из важнейший величин в химии. Число атомов и молекул в веществах настолько велико, что выражение их с помощью обычных чисел вызывало затруднения. К примеру, в стакане воды молекул больше, чем во всех звёздах Вселенной. Поэтому для выражения таких больших чисел учёные приняли специальную единицу измерения. Так же как под “дюжиной яиц” имеется в виду 12 яиц, так и в химии под “одним молем” подразумевается $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц. Эта единица позволила химикам производить точные расчёты в лабораториях и в промышленных условиях.

Заключение
Помогает запомнить основные понятия, изучаемые в рамках раздела, в последовательной и обобщённой форме с помощью схемы или карты понятий.



Обобщающие задания
Представленные здесь вопросы и задания по всем темам раздела позволяют оценить уровень усвоенных знаний и сформированных. умений.

Оглавление

Раздел 1 Количество вещества

1.1 Относительная атомная масса и относительная молекулярная масса . . . 8
1.2 Количество вещества . . . 13
1.3 Молярная масса . . . 19
1.4 Молярный объём. Закон Авогадро . . . 23
1.5 Плотность газов и относительная плотность . . . 27
Наука, технология, жизнь . . . 31
Проект . . . 32
Заключение . . . 34
Обобщающие задания . . . 35

Раздел 2 Расчёты по химическим формулам и уравнениям

2.1 Массовая доля и массовое отношение . . . 38
2.2 Вывод простейших и истинных формул . . . 41
2.3 Расчёты по химическим уравнениям . . . 44
2.4 Выход химических реакций . . . 48
Наука, технология, жизнь . . . 51
Проект . . . 53
Заключение . . . 54
Обобщающие задания . . . 55

Раздел 3 Термохимия

3.1 Энтальпия . . . 58
3.2 Измерение теплоты . . . 64
3.3 Изменение стандартной энтальпии. Закон Гесса . . . 69
3.4 Энергия связи . . . 78
3.5 Расчёт энергетической ценности продуктов питания . . . 84
Наука, технология, жизнь . . . 88
Проект . . . 90
Заключение . . . 92
Обобщающие задания . . . 93

Словарь . . . 95

раздел 1

Количество вещества

В начале XIX века английский учёный Джон Дальтон проводил систематические исследования по определению массы газов, имевших большое значение для развития химии. При тщательном анализе результатов своих экспериментов над водородом, азотом, кислородом и углекислым газом он заметил, что в фундаментальной структуре веществ существует строгий порядок.
По учению Дальтона, все вещества состоят из мельчайших неделимых частиц – атомов. При этом, хотя атомы каждого элемента имеют одинаковую массу, атомы разных элементов различаются по своей массе.

- Дальтон также ввёл понятие "относительная атомная масса", что стало важным шагом в развитии химической науки. Он принял атомную массу самого лёгкого элемента – водорода – равной 1 и сравнивал атомные массы прочих элементов с атомной массой водорода. В результате впервые была составлена таблица атомных масс элементов. Его труды, основанные на точных математических закономерностях, содействовали развитию химии и проложили путь к формированию понятия “количество вещества”.

- 1. Массы большинства атомов разных элементов различны. Для чего является важным сравнение масс веществ?
  2. Какие возможности, по вашему мнению, даёт нам изучение веществ посредством математических закономерностей?
  3. Что вы понимаете под выражением “количество вещества”?

Из раздела вы узнаете

- Относительная атомная масса – это отношение массы атома элемента к $\frac{1}{12}$ части массы атома ^{12}C
- Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс атомов, входящих в состав его молекулы
- Моль – это количество вещества, которое содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов или ионов)
- Молярная масса – это масса одного моля вещества, измеряется в г/моль
- В равных объёмах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул
- При одинаковых условиях отношение объёма любого газа к числу молей является величиной постоянной и называется молярным объёмом
- Относительная плотность показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого газа, взятого в том же объёме при одинаковых условиях

1.1 Относительная атомная масса и относительная молекулярная масса

Представьте себе, что в классе нет весов, а вам нужно сравнить массы камешков разных размеров. Для сравнения выбирается один камешек в качестве "единицы выборки" и на основе "единицы выборки" сравниваются массы остальных камешков (например, 0,5 единицы, 1 единица, 3 единицы и т. д.)

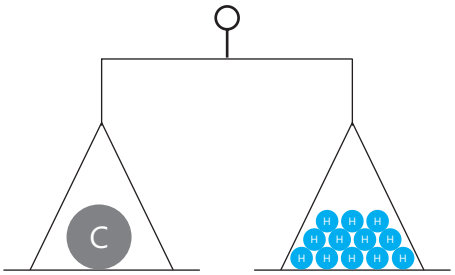
- **В чем преимущество выбора "единицы выборки" для проведения сравнения?**
- **Если мы изменим "единицу выборки", изменятся ли также определяемые нами числа?**
- **Возможно ли использование данного метода для сравнения масс атомов?**
- **Что бы вы предложили для этого?**

Ключевые слова: относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, относительная формульная масса

Относительная атомная масса

Вы знаете, что масса атомов крайне мала. Использовать на практике реальные массы атомов в расчётах неудобно и нецелесообразно. Поэтому массы различных атомов сравнивают с массой одного атома, взятого за стандарт. В качестве стандарта была выбрана масса атома изотопа углерода ^{12}C (углерода-12), а массы всех остальных атомов сравниваются с $\frac{1}{12}$ частью массы атома ^{12}C. Полученная в результате сравнения величина называется **относительной атомной массой** и обозначается $\boldsymbol{A_r}$ (*A* – атомная масса, r – relative, что означает "относительный").

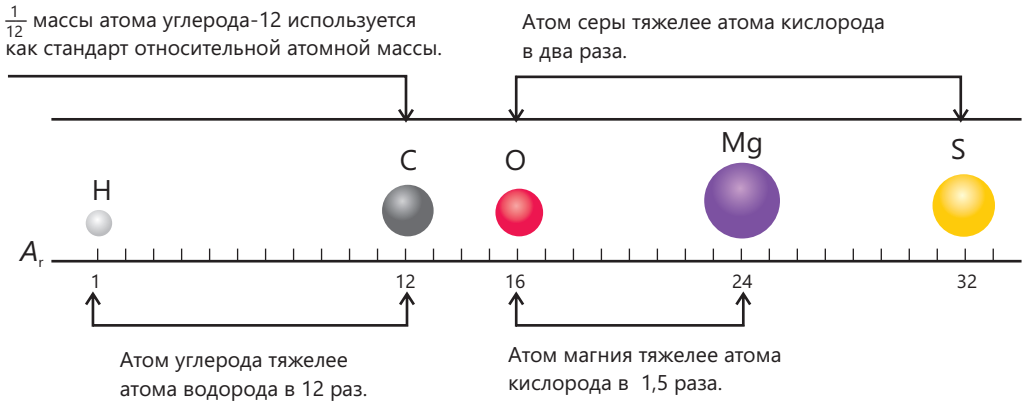
Знаете ли вы? Истинная масса атома углерода составляет приблизительно 0,000 000 000 000 000 000 000 0199, то есть $1{,}99 \cdot 10^{-23}$ грамма.



Относительная атомная масса – это отношение массы атома элемента к $\frac{1}{12}$ массы атома ^{12}C.

Например, масса атома водорода равна $\frac{1}{12}$ массы атома ^{12}C, поэтому его относительная атомная масса составляет 1 (A_r(H) = 1); поскольку масса атома кислорода превышает это число в 16 раз, относительная атомная масса кислорода равна 16 (A_r(O)=16).

Относительная атомная масса не имеет единицы измерения, так как представляет собой отношение масс. Относительная атомная масса каждого элемента приводится в периодической таблице. В нижеследующей схеме сравниваются массы некоторых атомов на основе этих соотношений.



Вы знаете, что многие элементы, встречающиеся в природе, представляют собой смесь изотопов. Относительная атомная масса этих элементов выражается как среднее значение их массовых чисел с учётом распространённости их изотопов в природе. К примеру, относительная атомная масса элемента, состоящего из изотопов A и B, рассчитывается по следующей формуле:

$$A_r = \frac{(\%\ \text{изотопа A} \cdot \text{массовое число изотопа A}) + (\%\ \text{изотопа B} \cdot \text{массовое число изотопа B})}{100}$$

ПРИМЕР Хлор имеет два изотопа: хлор-35 и хлор-37.

Название	Число протонов	Число нейтронов	Массовое число	Нахождение в природе, %
хлор-35	17	18	35	75
хлор-37	17	20	37	25

Рассчитайте относительную атомную массу хлора.

$$A_r = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35{,}5$$

С учётом вышеизложенного более точным будет следующее определение относительной атомной массы:

Относительная атомная масса – это отношение среднего значения массовых чисел изотопов элемента к $\frac{1}{12}$ массы атома ^{12}C.

В то время как массовое число (A) относится к отдельному (одному) атому, относительная атомная масса относится к смеси природных изотопов. В таблице даны относительные атомные массы некоторых элементов.

Элемент	Символ	A_r	Элемент	Символ	A_r
Водород	H	1	Хлор	Cl	35,5
Углерод	C	12	Калий	K	39
Азот	N	14	Кальций	Ca	40
Кислород	O	16	Железо	Fe	56
Натрий	Na	23	Медь	Cu	64
Магний	Mg	24	Цинк	Zn	65
Сера	S	32	Иод	I	127

Деятельность

Как рассчитываются относительные массы при изменении “стандарта”?

Шаг 1. Выбираются различные “стандарты”.

Шаг 2. Определяется коэффициент перевода по формуле $k = \frac{A_r(\text{углерода-12})}{A_r(\text{стандарта})}$.

Шаг 3. На основе нового “стандарта” и с учётом коэффициента перевода рассчитываются относительные атомные массы элементов.

a. При использовании в качестве стандарта гелия-4:

Элемент	A_r в периодической таблице	A_r согласно новому стандарту	Элемент	A_r в периодической таблице	A_r согласно новому стандарту
H	1		S	32	
C	12		Cl	35,5	
N	14		K	39	
O	16		Ca	40	
Na	23		Fe	56	
Mg	24		Br	80	

b. При использовании в качестве стандарта кислорода-16:

Элемент	A_r в периодической таблице	A_r согласно новому стандарту	Элемент	A_r в периодической таблице	A_r согласно новому стандарту
H	1		S	32	
C	12		Cl	35,5	
N	14		K	39	
O	16		Ca	40	
Na	23		Fe	56	
Mg	24		Br	80	

с. При использовании в качестве стандарта кальция-40:

Элемент	A_r в периодической таблице	A_r согласно новому стандарту	Элемент	A_r в периодической таблице	A_r согласно новому стандарту
H	1		S	32	
C	12		Cl	35,5	
N	14		K	39	
O	16		Ca	40	
Na	23		Fe	56	
Mg	24		Br	80	

Обсудите:

1. При выборе какого "стандарта" относительные атомные массы элементов уменьшатся в два раза?

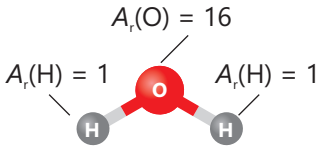
2. Чему будут равны относительные атомные массы элементов, если за "стандарт" принять $\frac{1}{14}$ массы атома азота? Обоснуйте свой ответ.

3. Если относительные массы для молекул рассчитываются так же, как и для атомов, т.е. по отношению к $\frac{1}{12}$ массы атома ^{12}C, то каковы значения относительных молекулярных масс H_2O, SO_2, NH_3 и H_2SO_4?

4. Рассчитайте эту величину для O_2, CO_2 и H_3PO_4 приняв за "стандарт" ^4He.

Относительная молекулярная масса

Большое число элементов (H_2, O_2, P_4, S_8 и т.д.) и химических соединений (H_2O, CO_2, H_2SO_4 и др.) состоят из молекул. Массы этих молекул выражаются посредством **относительной молекулярной массы**. Относительная молекулярная масса обозначается символом M_r. Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс атомов, входящих в состав его молекулы, с учётом индексов.



$$M_r(H_2O) = 1 + 1 + 16 = 18$$

Как и относительная атомная масса, относительная молекулярная масса не имеет единицы измерения. В таблице ниже показан расчёт относительной молекулярной массы некоторых веществ.

Вещество	Формула	Число атомов в одной молекуле	Расчёт относительной молекулярной массы	Относительная молекулярная масса (M_r)
Хлор	Cl_2	2 Cl	$2 \cdot 35{,}5$	71
Оксид азота (IV)	NO_2	1 N, 2 O	$1 \cdot 14 + 2 \cdot 16$	46
Этанол	C_2H_5OH	2 C, 6 H, 1 O	$2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16$	46

Химические соединения с ионными связями не существуют в молекулярной форме. Для таких соединений вместо термина “относительная молекулярная масса” используется термин **“относительная формульная масса”**.
Относительная формульная масса также обозначается ***M_r***, не имеет единицы измерения и вычисляется по тому же правилу, что и относительная молекулярная масса.

Вещество	Формула	Число атомов согласно формуле	Расчёт относительной формульной массы	Относительная формульная масса (M_r)
Хлорид натрия	NaCl	1 Na, 1 Cl	$1 \cdot 23 + 1 \cdot 35{,}5$	58,5
Нитрат кальция	$Ca(NO_3)_2$	1 Ca, 2 N, 6 O	$1 \cdot 40 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16$	164
Пентагидрат сульфата меди (II)	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	1 Cu, 1 S, 9 O, 10 H	$1 \cdot 64 + 1 \cdot 32 + 9 \cdot 16 + 10 \cdot 1$	250

Примените полученные знания

1. Используя приведённые данные по распространённости изотопов, рассчитайте относительные атомные массы элементов.
a) Бор: 20% B-10 и 80% B-11
b) Медь: 69% Cu-63 и 31% Cu-65

2. Элемент хлор состоит из изотопов Cl-35 и Cl-37. Рассчитайте содержание изотопов в природной смеси (в %), зная, что относительная атомная масса хлора равна 35,5.

3. I. H_2O II. CO_2 III. NaCl IV. $Mg(NO_3)_2$ V. $C_6H_{12}O_6$

a. Для каких из приведённых веществ рассчитывается их относительная молекулярная масса, а для каких – относительная формульная масса?

b. Рассчитайте M_r каждого вещества.

Проверьте полученные знания

1. Что такое “относительная атомная масса”? Почему здесь используется слово “относительная”?

2. И относительная молекулярная масса, и относительная формульная масса обозначаются как M_r. В чём состоит их различие?

3. Для какого вещества – H_2S или NH_3 – относительная молекулярная масса больше и во сколько раз? Обоснуйте свой ответ расчётом.

4. Для каждого вещества рассчитайте его относительную формульную массу.

a. NH_4NO_3 b. $CaCO_3$ c. $Mg_3(PO_4)_2$ d. $Al_2(SO_4)_3$

1.2 Количество вещества

В повседневной жизни мы выражаем количество предметов с помощью числа.

3 автомобиля

15 парт

100 бутылок воды

А для выражения количества веществ используются в основном их объём и масса.

500 миллилитров воды

1 килограмм мёда

40 литров кислорода

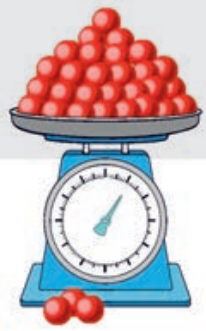
500 граммов поваренной соли

- **Может ли количество вещества также выражаться числом?**
- **Что бы вы предложили для этого?**

Для выражения количества вещества помимо его массы и объёма также используют такую величину, как **количество вещества**. Количество вещества обозначается буквой n, а его единицей измерения является **моль**. Для веществ молекулярного строения 1 моль – это количество вещества, содержащее в своём составе $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул. Число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ названо в честь итальянского учёного Амедео Авогадро **числом Авогадро** и обозначается как $\mathbf{N_A}$. Число Авогадро было получено в результате экспериментального определения количества атомов, содержащихся в 12 граммах изотопа углерода-12 (^{12}C).

Ключевые слова количество вещества (n), моль, число Авогадро (N_A)

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода = 12 г



Амедео Авогадро (1776 – 1856)

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2	→	1 моль газа кислорода
$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O	→	1 моль воды
$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул $C_6H_{12}O_6$	→	1 моль глюкозы

Знаете ли вы? 23 октября (23.10) с 6 : 02 до 18 : 02 химики отмечают неофициальный праздник в честь числа Авогадро – День моля.

Поскольку вещества немолекулярного строения состоят не из молекул, а иных частиц, то число Авогадро относится к тем частицам (атомам, ионам), из которых эти вещества состоят. Например, 1 моль вещества, образованного атомами, содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов.

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов He	→	1 моль гелия
$6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов Fe	→	1 моль железа

Соответственно, в веществах с ионной кристаллической решеткой число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ относится к числу ионов.

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов Na^+ и $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов Cl^-	→	1 моль поваренной соли
$6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов Mg^{2+} и $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов SO_4^{2-}	→	1 моль сульфата магния

В общем виде определение моля можно представить следующим образом:

Моль – это количество вещества, содержащее $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов, ионов и др.)

Деятельность 1

Какие расчеты можно провести на основании количества вещества и числа молекул?
Перепишите в тетрадь и завершите следующую таблицу.

Вещество	Количество вещества (моль)	Число молекул
O_2	0,2	
N_2	1,5	
H_2	2	
H_2O	0,1	
CO_2	0,05	

Вещество	Количество вещества (моль)	Число молекул
NH_3	10	
H_2SO_4	0,25	
H_3PO_4	5	
$C_6H_{12}O_6$	0,5	
$C_{12}H_{22}O_{11}$	2,5	

Обсудите:
1. Определите число атомов в 2 моль гелия, 0,5 моль графита и 0,1 моль меди.
2. Рассчитайте число каждого из катионов и анионов, содержащихся в 3 моль $NaNO_3$, 0,25 моль KCl и 1,5 моль $ZnSO_4$.

Ниже показана связь между количеством вещества (n), числом Авогадро (N_A) и числом частиц (N) (молекул или атомов), из которых состоит вещество.

$$N = n \cdot N_A$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$N_A = \frac{N}{n}$$

Чтобы рассчитать по известному количеству вещества число частиц, составляющих вещество, следует число молей умножить на число Авогадро.

ПРИМЕР 1

1. Рассчитайте число молекул в 2 моль кислорода.

$$N = 2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}204 \cdot 10^{24} \text{ молекул } O_2\ (2N_A)$$

2. Рассчитайте число молекул в 5 моль воды.

$$N = 5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 3{,}01 \cdot 10^{24} \text{ молекул } H_2O\ (5N_A)$$

3. Рассчитайте число молекул в 0,1 моль углекислого газа.

$$N = 0{,}1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 6{,}02 \cdot 10^{22} \text{ молекул } CO_2\ (0{,}1N_A)$$

4. Рассчитайте число молекул в 0,25 моль гелия.

$$N = 0{,}25 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}505 \cdot 10^{23} \text{ атомов He } (0{,}25N_A)$$

5. Рассчитайте число каждого из ионов в 0,2 моль поваренной соли.

$$N(Na^+) = 0{,}2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}204 \cdot 10^{23}\ (0{,}2N_A)$$

$$N(Cl^-) = 0{,}2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}204 \cdot 10^{23}\ (0{,}2N_A)$$

Зная число частиц, можно рассчитать количество вещества, разделив число частиц (N) на число Авогадро (N_A).

ПРИМЕР 2

1. Сколько молей составляет $6{,}02 \cdot 10^{24}$ молекул O_2?

$n = 6{,}02 \cdot 10^{24} : 6{,}02 \cdot 10^{23} = 10$ моль газа кислорода

2. Сколько молей составляет $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O?

$n = 3{,}01 \cdot 10^{23} : 6{,}02 \cdot 10^{23} = 0{,}5$ моль воды

3. Сколько молей составляет $1{,}204 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2?

$n = 1{,}204 \cdot 10^{23} : 6{,}02 \cdot 10^{23} = 0{,}2$ моль углекислого газа

4. Сколько молей составляет $9{,}03 \cdot 10^{23}$ атомов He?

$n = 9{,}03 \cdot 10^{23} : 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}5$ моль гелия

Для удобства расчётов:

$1 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 6{,}02 \cdot 10^{23}$	$0{,}1 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 6{,}02 \cdot 10^{22}$
$1{,}5 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 9{,}03 \cdot 10^{23}$	$0{,}15 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 9{,}03 \cdot 10^{22}$
$2 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}204 \cdot 10^{24}$	$0{,}2 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}204 \cdot 10^{23}$
$3 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}806 \cdot 10^{24}$	$0{,}3 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}806 \cdot 10^{23}$
$4 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 2{,}408 \cdot 10^{24}$	$0{,}4 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 2{,}408 \cdot 10^{23}$
$5 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 3{,}01 \cdot 10^{24}$	$0{,}5 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 3{,}01 \cdot 10^{23}$
$10 \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 6{,}02 \cdot 10^{24}$	

Деятельность 2

Как рассчитать число атомов в молекулах по количеству вещества и как произвести обратный расчёт?

Перепишите следующие схемы в тетрадь и дополните их, записав число атомов в ячейки.

2 моль O_2 → Атомов кислорода =

0,5 моль N_2 → Атомов азота =

0,1 моль H_2O → Атомов водорода = ; Атомов кислорода =

0,25 моль NH_3 → Атомов азота = ; Атомов водорода =

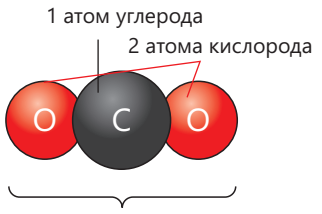
0,2 моль H_2SO_4 → Атомов водорода = ; Атомов серы = ; Атомов кислорода =

5 моль $H_4P_2O_7$ → Атомов водорода = ; Атомов фосфора = ; Атомов кислорода =

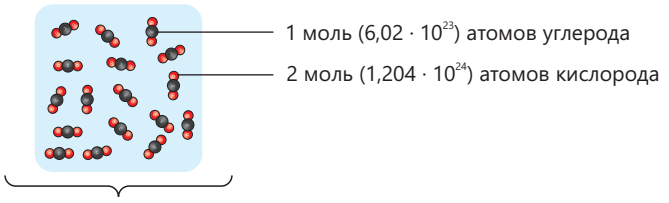
Обсудите:

1. **Сколько каждого катиона и каждого аниона содержится в 2 моль сульфата натрия, 0,1 моль нитрата кальция и 0,5 моль сульфата алюминия?**
2. **Рассчитайте число молей воды, диоксида углерода, пентаоксида дифосфора и оксида диазота, если каждое из веществ содержит 3 моль атомов кислорода.**

Зная число молекул вещества, можно рассчитать число атомов в его составе. Например, в состав 1 моль углекислого газа входят 1 моль атомов углерода и 2 моль атомов кислорода.



1 молекула CO_2



1 моль CO_2

ПРИМЕР 3

1. Рассчитайте число атомов водорода, серы и кислорода в 2 моль серной кислоты.

$$N(H) = 2 \cdot 2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 2{,}408 \cdot 10^{24}$$

$$N(S) = 2 \cdot 1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}204 \cdot 10^{24}$$

$$N(O) = 2 \cdot 4 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 4{,}816 \cdot 10^{24}$$

2. Рассчитайте число молей углекислого газа, содержащего в своём составе $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.

1 моль углекислого газа —— $1{,}204 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода

x моль углекислого газа —— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода

$x = 0{,}5$

Примените полученные знания

1. В 2 моль кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot nH_2O$ содержится $18N_A$ атомов кислорода. Определите n.
2. Рассчитайте x, зная что всего в сосудах, показанных ниже, содержится одинаковое число атомов.

5 моль CH_4	2 моль O_2 1 моль NH_3 3 моль CO_2 x моль N_2

3. Зная, что численное соотношение атомов в C_2H_4 и CO_2 равно 5 : 2, рассчитайте:
   a. мольное соотношение этих газов;
   b. отношение числа атомов углерода к числу атомов кислорода.

Проверьте полученные знания

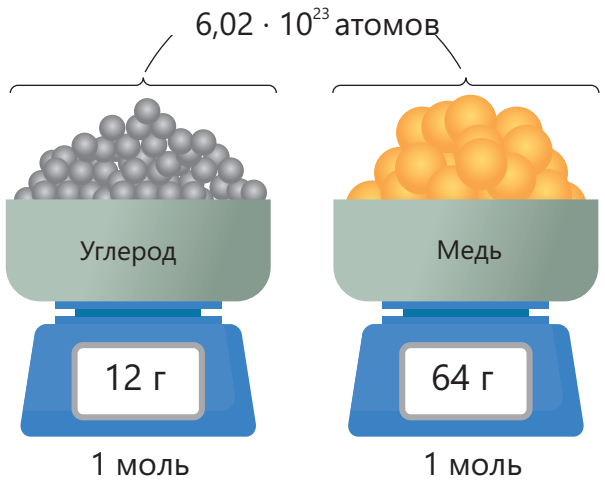
1. Рассчитайте число молей веществ:
   a. $1{,}204 \cdot 10^{23}$ молекул N_2
   b. $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2
   c. $6{,}02 \cdot 10^{22}$ атомов He
   d. $1{,}505 \cdot 10^{24}$ молекул H_2O

2. Рассчитайте число молекул в составе веществ:
   a. 0,25 моль O_2
   b. 0,2 моль NH_3
   c. 0,05 моль CO
   d. 1,5 моль N_2
   e. 0,1 моль CO_2

3. Рассчитайте:
   a. Число атомов кислорода в 0,1 моль CO_2
   b. Число атомов азота в 0,5 моль N_2
   c. Общее число атомов в 2,5 моль NH_3
   d. Число атомов серы в 0,02 моль P_2S_5
   e. Общее число атомов неметаллов в 2 моль K_3PO_4

4. Рассчитайте число молей веществ:
   a. Углекислого газа, содержащего 0,6 моль атомов кислорода
   b. Этилового спирта, содержащего 3 моль атомов водорода
   c. Метана, в котором общее число атомов составляет $6{,}02 \cdot 10^{23}$
   d. Пентаоксида дифосфора, содержащего $3{,}01 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода

1.3 Молярная масса



- **Какая связь существует между относительной атомной массой углерода и меди и массой 1 моль данного элемента.**
- **Какова масса в граммах: 1 моль углекислого газа; 1 моль метана? Обоснуйте свой ответ.**

Масса 1 моль каждого из веществ молекулярного строения численно равна относительной молекулярной массе (для ионных соединений – относительной формульной массе) данного вещества.

Ключевые слова: молярная масса (M), г/моль, средняя молярная масса

$M_r(O_2) = 32$	1 моль O_2 = 32 г
$M_r(H_2O) = 18$	1 моль H_2O = 18 г
$M_r(CO_2) = 44$	1 моль CO_2 = 44 г
$M_r(CaBr_2) = 200$	1 моль $CaBr_2$ = 200 г
$M_r(NaNO_3) = 85$	1 моль $NaNO_3$ = 85 г

Масса одного моля вещества называется его **молярной массой**. Молярная масса обозначается буквой **M** и измеряется в **г/моль**.

$M_r(O_2) = 32$	$M(O_2)$ = 32 г/моль
$M_r(H_2O) = 18$	$M(H_2O)$ = 18 г/моль
$M_r(CO_2) = 44$	$M(CO_2)$ = 44 г/моль
$M_r(CaBr_2) = 200$	$M(CaBr_2)$ = 200 г/моль
$M_r(NaNO_3) = 85$	$M(NaNO_3)$ = 85 г/моль

Для веществ, образованных атомами, масса 1 моль вещества равна относительной атомной массе данного элемента.
Например:

A_r(He) = 4 A_r(Fe) = 56	Масса 1 моль гелия = 4 г Масса 1 моль железа = 56 г	M(He) = 4 г/моль M(Fe) = 56 г/моль

Деятельность

Как производить расчёты на основании молярной массы?

a. Чему равна масса (в граммах) 2 моль оксида кальция?

b. Чему равна масса (в граммах) 0,5 моль углекислого газа?

c. Во сколько раз масса 1,5 моль газа кислорода больше массы 4 моль газа гелия?

d. Сколько молей составляют 20 г оксида меди(II)?

e. Сколько молей составляют 84 г газа азота?

f. Во сколько раз число молей в 10 г газа водорода больше числа молей в 8 г метана?

Обсудите:

1. Сколько граммов хлора содержится в 2 моль поваренной соли?

2. Во сколько раз масса нитрата натрия, содержащего 6 моль кислорода, больше массы аммиака, содержащего 12 г водорода?

Между количеством вещества (n), молярной массой (M) и массой вещества (m) существует связь, показанная ниже:

$$m = n \cdot M$$

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

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

Чтобы рассчитать массу, зная количество вещества, следует число молей умножить на молярную массу вещества.

ПРИМЕР 1

1. Рассчитайте массу (г) 2 моль газа кислорода.

$$m = 2 \cdot 32 = 64 \text{ г}$$

2. Рассчитайте массу (г) 5 моль воды.

$$m = 5 \cdot 18 = 90 \text{ г}$$

3. Рассчитайте массу (г) 0,1 моль углекислого газа.

$$m = 0{,}1 \cdot 44 = 4{,}4 \text{ г}$$

4. Рассчитайте массу (г) 0,25 моль газа гелия.

$$m = 0{,}25 \cdot 4 = 1 \text{ г}$$

При расчёте числа молей вещества следует массу вещества разделить на его молярную массу.

ПРИМЕР 2

1. Сколько молей составляет 320 г газа кислорода?

$$n = 320 : 32 = 10 \text{ моль}$$

2. Сколько молей составляет 9 г воды?

$$n = 9 : 18 = 0{,}5 \text{ моль}$$

3. Сколько молей составляет 8,8 г углекислого газа?

$$n = 8{,}8 : 44 = 0{,}2 \text{ моль}$$

4. Сколько молей составляет 6 г газа гелия?

$$n = 6 : 4 = 1{,}5 \text{ моль}$$

К газовой смеси, полученной при смешивании двух или более газов, применяют понятие **средней молярной массы**. Средняя молярная масса равна массе 1 моль газовой смеси и рассчитывается следующим образом:

$$M_{ср} = \frac{m_1 + m_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2}{n_1 + n_2}.$$

Здесь n – количество вещества газа (моль), M – молярная масса газа (г/моль).

ПРИМЕР 3

1. Рассчитайте среднюю молярную массу (г/моль) газовой смеси, состоящей из 2 моль CO_2 и 1 моль O_2.

$$M_{ср} = \frac{2 \cdot 44 + 1 \cdot 32}{2 + 1} = \frac{120}{3} = 40 \frac{г}{моль}.$$

2. Зная, что средняя молярная масса газовой смеси, состоящей из CO_2 и CO, равна 40 г/моль, рассчитайте мольное соотношение газов в этой смеси [$n(CO_2) : n(CO)$].

$$40 = \frac{44\,n_1 + 28\,n_2}{n_1 + n_2}$$

$$40\,n_1 + 40\,n_2 = 44\,n_1 + 28\,n_2$$

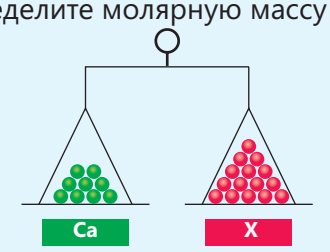
$$4\,n_1 = 12\,n_2$$

$$n_1 : n_2 = 3$$

•ПОДУМАЙ•ОБСУДИ•ПОДЕЛИСЬ• Учитывая, что в некотором объёме воздуха содержится 78 моль азота, 21 моль кислорода и 1 моль аргона, рассчитайте среднюю молярную массу воздуха (г/моль).

Примените полученные знания

1. Определите молярную массу металла X.



2. Где больше число атомов – в 8 граммах метана или в 32 граммах кислорода? Обоснуйте свой ответ расчётом.

3. Рассчитайте число молей (I) и массу в граммах (II) метана, содержащего в своём составе 2,4 г углерода.

4. Рассчитайте массу углерода и число молей серы в приведённой смеси.

Вещества в составе смеси	Число моль	Масса, г
Углерод	0,5	12
Сера		

Проверьте полученные знания

1. Что такое молярная масса и в каких единицах она выражается?
2. Перепишите в тетрадь и дополните таблицу.

Вещество	Число моль	Масса, г
O_2	2	
H_2O	5	
CH_4	0,5	
$KHCO_3$	0,25	

3. Расположите вещества в ряд по возрастанию числа молей. Обоснуйте свой ответ расчётом.
   a. 84 г CaO
   b. 40 г CuO
   c. 100 г $CaCO_3$
   d. 80 г MgO

4. Рассчитайте среднюю молярную массу (г/моль) газовой смеси, состоящей из 32 г O_2 и 42 г N_2.

1.4 Молярный объём. Закон Авогадро

При комнатной температуре и атмосферном давлении в баскетбольном мяче содержится около 7,5 дм^3 газа, а в футбольном мяче – 4,4 дм^3.

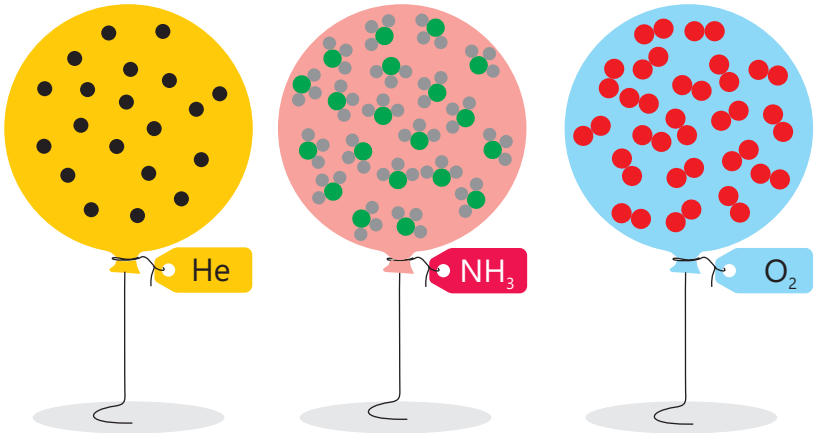
- **Каково соотношение между числом молекул этих газов?**
- **Как можно рассчитать массу газов?**

Итальянский учёный Амедео Авогадро, изучая реакции между газами, выдвинул идею о том, что в равных объёмах (V) различных газов содержится одно и то же число молекул. В настоящее время закон Авогадро формулируется следующим образом:

Ключевые слова: Закон Авогадро, молярный объём, 20°C и 1 атм, дм^3/моль

В равных объёмах различных газов при одинаковой температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Вы знаете, что если в веществах содержится одинаковое число молекул (N), то число молей (n) тоже будет одинаковым. Отсюда из закона Авогадро следует, что равные объёмы различных газов при одинаковых температуре и давлении содержат равное число молей.



$N(He) = N(NH_3) = N(O_2)$ ⇨ $n(He) = n(NH_3) = n(O_2)$

При одинаковых условиях отношение объёма различных газов к числу их молей является величиной постоянной и называется **молярным объёмом**.

Молярный объём обозначается $\mathbf{V_м}$ и имеет единицу измерения **дм³/моль (л/моль)**. Значение молярного объёма газов зависит от давления и температуры. Установлено, что при комнатной температуре (20°C) и давлении в 1 атм 1 моль любого газа занимает объём 24 дм³ (24 л).

Количество вещества (n), молярный объём ($V_м$) и объём газа (V) связаны между собой, как показано ниже:

$$V = n \cdot V_м$$

$$n = \frac{V}{V_м}$$

$$V_м = \frac{V}{n}$$

ПРИМЕР 1

1. Сколько молей в 48 дм³ (20°C и 1 атм) кислорода?

$n = 48 : 24 = 2$ моль

2. Рассчитайте объём 0,5 моль углекислого газа (20°C и 1 атм).

$V = 0{,}5 \cdot 24 = 12$ дм³

Деятельность

Какие расчёты можно произвести на основании объёмов газов (20°C и 1 атм)?

Перепишите в тетрадь и дополните таблицу.

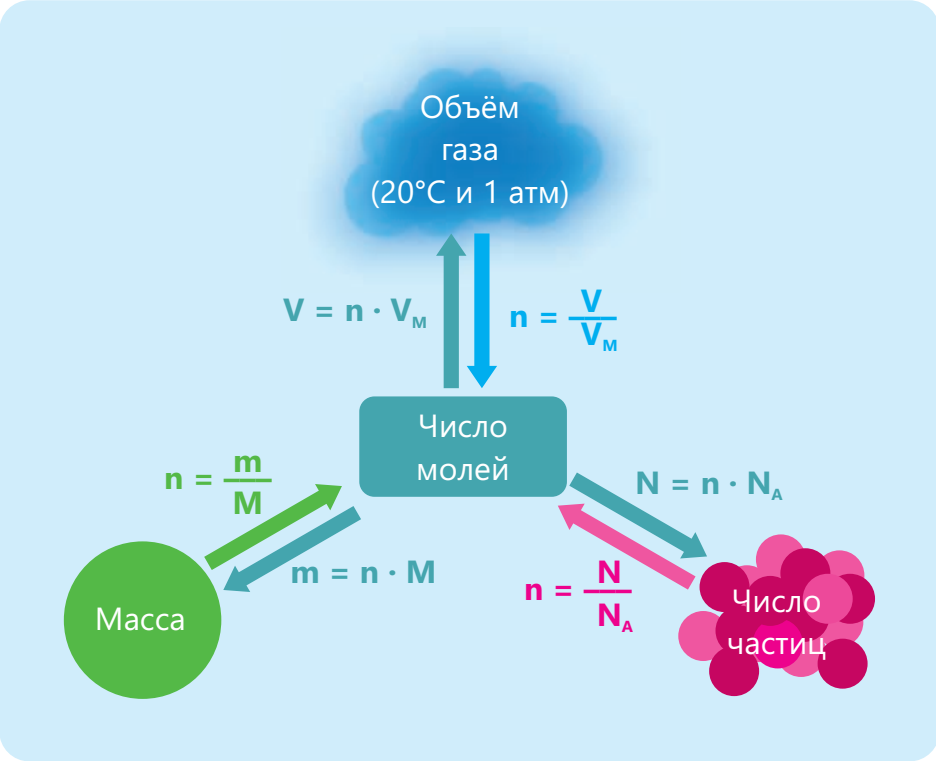
Газы	Объём, дм³ (20°C и 1 атм)	Число молекул	Число атомов	Масса, г
N_2		$3{,}01 \cdot 10^{23}$		
He	12			
CO_2				88
CH_4			$6{,}02 \cdot 10^{24}$	

Обсудите:

1. У какого из газов – кислорода или водорода, взятых в равных объёмах (20°C и 1 атм), масса окажется больше? Обоснуйте свой ответ.

2. Какой из газов с одинаковой массой – кислород или азот – занимает больший объём (20°C и 1 атм)? Обоснуйте свой ответ.

Взаимосвязь между количеством вещества (n), объёмом (V), массой (m) и числом частиц (N) (молекул или атомов) можно показать в виде схемы, с помощью которой можно выполнять различные расчёты.



ПРИМЕР 2

1. Чему равна масса (в граммах) 4,8 дм^3 (20°C и 1 атм) газа водорода?

$n = 4{,}8 : 24 = 0{,}2$ моль

$m = 0{,}2 \cdot 2 = 0{,}4$ грамм

2. Рассчитайте число молекул в газообразном азоте объёмом 12 дм^3 (20°C и 1 атм).

$n = 12 : 24 = 0{,}5$ моль

$N = 0{,}5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул

3. Рассчитайте объём газообразного кислорода (дм^3, 20°C и 1 атм) массой 64 грамма.

$n = 64 : 32 = 2$ моль

$V = 2 \cdot 24 = 48$ дм^3

4. Рассчитайте число молекул в 11 граммах углекислого газа.

$n = 11 : 44 = 0{,}25$ моль

$N = 0{,}25 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}505 \cdot 10^{23}$ молекул

5. Какой объём (дм^3, 20°C и 1 атм) занимает газообразный гелий, содержащий $1{,}204 \cdot 10^{24}$ молекул?

$n = 1{,}204 \cdot 10^{24} : 6{,}02 \cdot 10^{23} = 2$ моль

$V = 2 \cdot 24 = 48$ дм^3

6. Чему равна масса угарного газа, состоящего из $3{,}01 \cdot 10^{24}$ молекул?

$n = 3{,}01 \cdot 10^{24} : 6{,}02 \cdot 10^{23} = 5$ моль

$m = 5 \cdot 28 = 140$ г

• ПОДУМАЙ
• ОБСУДИ
• ПОДЕЛИСЬ

Сравните число молекул и число атомов, содержащихся при одинаковых условиях в 40 дм^3 NH_3 и 10 дм^3 O_2. Сколько дм^3 и какого газа нужно добавить к исходному количеству, чтобы в газах оказалось одинаковое число атомов?

Примените полученные знания

1. Резиновый шар объёмом 1,2 дм^3 (20°C и 1 атм) наполнили гелием. Как изменятся масса и число атомов, если заменить гелий на азот?

2. Человек в процессе дыхания выделяет в атмосферу 240 дм^3 (20°C и 1 атм) углекислого газа в сутки. Рассчитайте массу (г) указанного объёма углекислого газа.

Проверьте полученные знания

1. Рассчитайте объём 0,25 моль углекислого газа (дм^3, 20°C и 1 атм).

2. В каком случае имеется наибольшее число молекул? Обоснуйте свой ответ расчётом.

a. 480 г CH_4

b. 480 дм^3 CH_4 (20°C и 1 атм)

c. 48 моль CH_4

3. Рассчитайте общее число молекул в газовой смеси, состоящей из 6 дм^3 кислорода и 12 дм^3 водорода (20°C и 1 атм).

4. Рассчитайте отношение числа молекул в 14 г азота к числу атомов, содержащихся в 8 г гелия.

1.5 Плотность газов и относительная плотность

В современную эпоху полеты на воздушном шаре вызывают интерес у большинства людей.

- **Чем, по вашему мнению, наполняют воздушные шары?**
- **Почему воздушные шары с лёгкостью поднимаются вверх?**
- **Какими свойствами должны обладать используемые газы для обеспечения безопасности воздушных шаров?**

Плотность газов

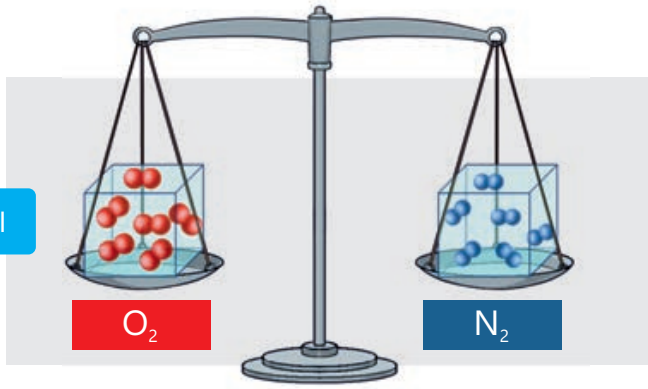
Вы знакомы с измерением плотности твердых тел и жидкостей из учебника “Природа“. А плотность газов можно определять расчётным путём.

Ключевые слова: плотность газов, г/дм^3, относительная плотность

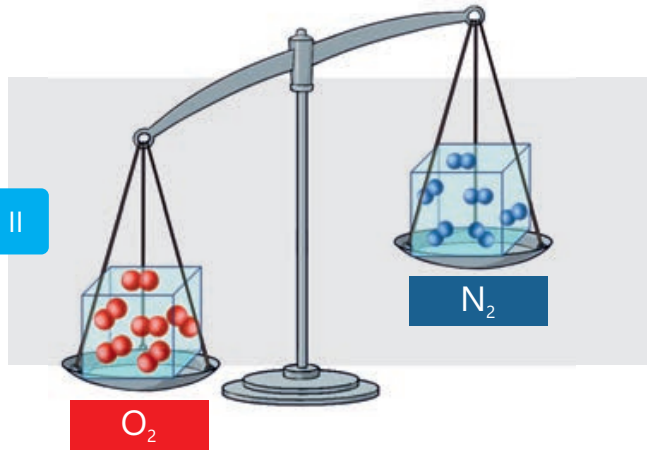
Деятельность

Чем различаются между собой массы различных газов одинакового объёма?

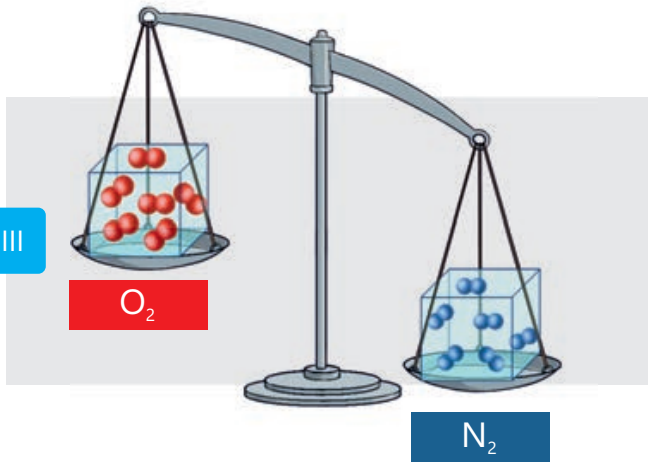
I



II



III



Обсудите:

1. **Какой рисунок соответствует массам газов кислорода и азота, взятых в равных количествах при одинаковых условиях?**
2. **Какие рисунки соответствуют поочередной замене кислорода на газы CO, H_2 и SO_2?**
3. **В каком численном соотношении следует взять кислород и азот, чтобы их массы были равны?**

Зная, что плотность вычисляется по формуле $\rho = \frac{m}{V}$, рассчитаем плотность газов при 20°C и 1 атм.

Для 1 моль газа (20°C и1 атм) → { масса = молярная масса; объём = молярный объём }

$$\rho = \frac{M}{V_m}; \quad \frac{г}{моль} : \frac{дм^3}{моль} = \frac{г}{дм^3}$$

Как видно, **плотность газа** (при 20°C и 1 атм) равна отношению его молярной массы к молярному объёму и измеряется в **г/дм³**.

ПРИМЕР 1

1. Рассчитайте плотность (г/ дм³) газа C_4H_6 (20°C и 1 атм).

$M(C_4H_6)$ = 54 г/моль

ρ = 54 г/моль : 24 дм³/моль = 2,25 г/дм³

2. Рассчитайте молярную массу (г/моль) газа плотностью 1,25 г/дм³ (20°C и 1 атм).

$M = \rho V_m$=1,25 г/дм³ · 24 дм³/моль = 30 г/моль

ПОДУМАЙ ОБСУДИ ПОДЕЛИСЬ Рассчитайте плотность (г/дм³) газовой смеси, состоящей из 2 моль кислорода и 1 моль углекислого газа (20°C и 1 атм).

Относительная плотность

Относительная плотность показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого газа при равных объёмах газов при заданных условиях, и обозначается буквой D.

ПРИМЕР 2

В одинаковых условиях масса 1 дм³ углекислого газа составляет 1,98 грамма, а масса 1 дм³ газа водорода – 0,09 грамма. Вычислите относительную плотность углекислого газа по водороду.

$$D = \frac{m\,(CO_2)}{m\,(H_2)} = \frac{1{,}98}{0{,}09} = 22$$

Чтобы рассчитать относительную плотность газа A по газу B, разделим массу газа A на массу газа B, взятых в одинаковом объёме при одинаковых условиях (20°C и 1 атм):

$$D = \frac{m(A)}{m(B)} = \frac{\rho(A) \cdot V}{\rho(B) \cdot V} = \frac{\rho(A)}{\rho(B)}$$

Как видно, для вычисления относительной плотности газов необходимо плотность первого газа разделить на плотность второго газа, взятого в том же объёме в одинаковых условиях.
Поскольку при 20°C и 1 атм:

$$\rho(A) = \frac{M(A)}{V_m} \text{ и } \rho(B) = \frac{M(B)}{V_m}$$

отсюда следует:

$$\frac{\rho(A)}{\rho(B)} = \frac{M(A)}{V_m} : \frac{M(B)}{V_m} = \frac{M(A)}{M(B)}.$$

Следовательно, относительная плотность газа A по газу B равна отношению их молярных масс.

$$\frac{\rho(A)}{\rho(B)} = \frac{M(A)}{M(B)}$$

Относительная плотность является безразмерной величиной, поскольку представляет собой отношение однородных величин.

$$D_B = \frac{M(A)}{M(B)}$$

ПРИМЕР 3

1. Рассчитайте относительную плотность диоксида серы по метану.

$$D_{CH_4} = \frac{M(SO_2)}{M(CH_4)} = \frac{64}{16} = 4$$

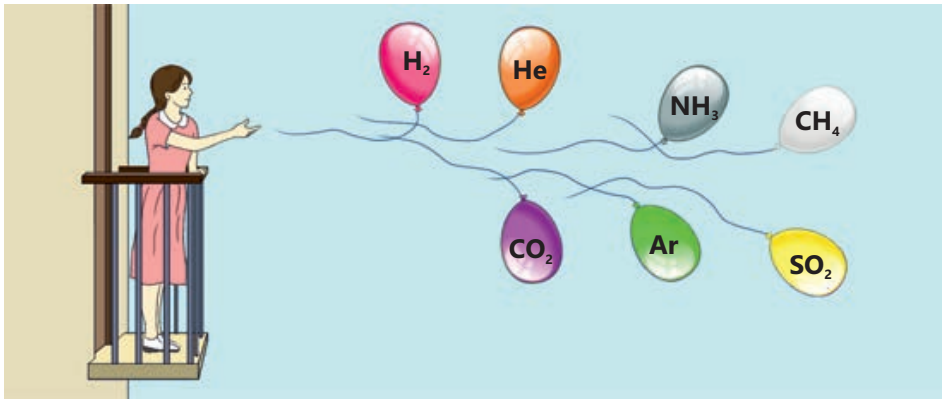
2. Рассчитайте молярную массу (г/моль) газа A, относительная плотность которого по гелию равна 7.

$$D_{He} = \frac{M(A)}{M(He)}$$

$$M(A) = D_{He} \cdot M(He) = 7 \cdot 4 = 28$$

Плотность газов часто сравнивают с плотностью воздуха. К воздуху, являющемуся смесью газов, применяют понятие “средняя молярная масса”. Средняя молярная масса воздуха равна 29 $\frac{г}{моль}$.

При равных объёмах газов, взятых при одинаковых условиях, газы с молярной массой меньше средней молярной массы воздуха легче воздуха, а газы с большей, чем у воздуха, молярной массой – тяжелее воздуха. Поэтому шары, наполненные газом с молярной массой меньше средней молярной массы воздуха, поднимаются вверх.



Примените полученные знания

1. При одинаковых условиях оксид углерода и оксид азота имеют равную плотность. Определите формулы этих оксидов.
2. При добавлении какого газа к газовой смеси, состоящей из N_2 и CO, плотность смеси при тех же условиях увеличивается?

   1. CH_4 2. NH_3 3. N_2O 4. C_2H_4 5. SO_2

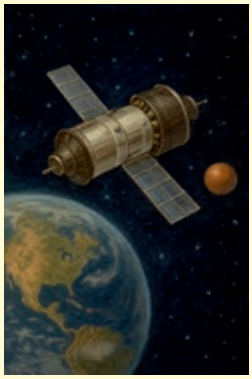
Проверьте полученные знания

1. Рассчитайте плотность (г/дм^3) газа озона (20°C и 1 атм).
2. Относительная плотность некоторого газа по водороду равна 29. Рассчитайте относительную плотность этого газа по воздуху.
3. Определите плотность (в г/дм^3; при 20°C и 1 атм) газовой смеси, образованной при смешивании газов CO_2 и O_2 в мольном отношении 1 : 2.
4. Рассчитайте массу (в граммах) газа объёмом 48 дм^3 (20°C и 1 атм), плотность которого больше плотности метана в 4 раза.

Наука, технология, жизнь

Амедео Авогадро
(1776 – 1856)

В начале XIX века итальянский учёный Амедео Авогадро выдвинул идею, которая коренным образом изменила химическую науку. В то время ещё не были полностью прояснены понятия "атом" и "молекула". Более того, учёные затруднялись даже с точным определением состава воды. Французский учёный Гей-Люссак, проведя интересные исследования с объёмами газов, показал, что соотношение объёмов газов, вступающих между собой в реакцию, подобно соотношению простых чисел. Авогадро, тщательно проанализировав эти результаты, предположил, что равные объёмы газов, взятые при одинаковых условиях, содержат одинаковое число молекул. Эта на первый взгляд простая идея ознаменовала начало новой эры в химии: благодаря этому закону стало возможным установление состава веществ, понимание их молекулярного строения и доскональное разъяснение течения химических реакций. Однако теория Авогадро не была сразу принята учёными. При его жизни представления о молекулярной структуре газов были ещё весьма запутанными. Хотя многие учёные продолжали считать, что водород и кислород образованы атомами, годы спустя идея Авогадро получила подтверждение и способствовала развитию химии в правильном направлении.



Теория Авогадро проложила путь понятию "моль" – одной из важнейших величин в химии. Число атомов и молекул в образцах веществ настолько велико, что выражение их с помощью обычных чисел вызывало затруднения. К примеру, в стакане воды молекул больше, чем во всех звёздах Вселенной. Поэтому для выражения таких больших чисел учёные приняли специальную единицу измерения. Так же как под "дюжиной яиц" имеется в виду 12 яиц, так и в химии под "одним молем" подразумевается $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц. Эта единица позволила химикам производить точные расчёты в лабораториях и в промышленных условиях. Сегодня на понятии "моль" основаны расчёты во многих технологических областях. Так, при изготовлении ракетного топлива расчёты энергии, выделяющейся в результате горения с участием водорода и кислорода, ведутся с использованием моля.

Роль моля также велика и для фармацевтической промышленности. Количество активного вещества в каждой капсуле измеряется с особой точностью, поскольку даже самая незначительная разница в дозировке имеет жизненно важное значение для здоровья человека. В нанотехнологии правильное определение числа атомов и молекул играет важную роль при получении новых материалов.

Мы и в повседневной жизни встречаемся с понятием "моль". В стакане питьевой воды содержится около 10 моль H_2O, а при одном вдохе в наши лёгкие попадают триллионы молекул. Если бы люди во всем мире посчитали за секунду всего одну молекулу, то на подсчёт 1 моль молекул ушли бы миллиарды лет. Этот факт, наряду с тем, что указывает на важное значение числа молей, также привлекает нас к размышлению о гигантских масштабах в природе. Всё вышесказанное ещё больше повышает ценность теории Авогадро. Несмотря на то, что Авогадро не дождался прижизненного признания своих идей, оставленное им научное наследие стало прочной основой для развития химии.

Проект

Количество вещества и окружающая среда

В наше время использование газа, угля и других видов топлива в транспортных средствах, на промышленных предприятиях и в быту приводит к выбросам в атмосферу большого количества оксида углерода(IV) (CO_2). Этот газ является одной из главных причин изменения климата, глобального потепления и загрязнения воздуха. Указанные процессы, происходящие в повседневной жизни, можно количественно охарактеризовать на основании таких понятий, как "количество вещества", "молярная масса" и "молярный объем". Выполняя проект, вы:

– продемонстрируете практическое значение химической науки;
– усовершенствуете свои навыки при расчётах по количеству газов;
– выбрав различные образцы топлива и выполнив по ним расчёты, сопоставите полученные вами результаты с литературными данными и информацией из интернет-ресурсов;
– осуществите статистический анализ, связанный с охраной окружающей среды.

Работа над проектом

1. Выберите из предложенных интересующую вас тему:

a. Количество CO_2, выделяемого при сгорании 1 литра бензина
b. Количество CO_2, которое выбрасывается одним автомобилем на расстоянии в 100 км
c. Количество ежедневных выбросов CO_2, производимых одним автобусом
d. Сравнение сгорания угля и природного газа
e. Количество CO_2, выделяемого в результате ежемесячного потребления природного газа одной семьёй

2. Напишите уравнение реакции горения выбранного вами топлива:

- Бензин: $2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$
- Уголь: $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- Метан: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

3. Для получения необходимой информации о выбранном вами виде топлива проведите дополнительный поиск в интернет-ресурсах и научной литературе.

4. Рассчитайте количество вещества (моль) на основании его массы или объёма.

5. Рассчитайте число молей образовавшегося CO_2.

6. Исходя из полученного результата, рассчитайте массу CO_2 (M = 44 г/моль) и его объём (20°C и 1 атм).

7. Сравните результат с фактами из повседневной жизни в соответствии с выбранным вами видом топлива:

a. Сколько человек ежедневно выделяет при дыхании такое же количество CO_2, сколько его образуется при сгорании 1 литра бензина?
b. Сколько примерно деревьев необходимо для поглощения CO_2, выпускаемого в атмосферу одним автомобилем при пробеге в 100 км?
c. Сколько человек выделяет за день в атмосферу столько CO_2, сколько CO_2 ежедневно выбрасывается одним автобусом?
d. Каково количественное соотношение CO_2, образованного при сжигании угля и природного газа?
e. Сколько литров газированных напитков можно приготовить из CO_2, полученного в результате ежемесячного потребления природного газа одной семьей?

8. На основании полученных результатов подготовьте презентацию с использованием таблиц и диаграмм.

9. На основании результатов подготовьте лозунги. Например:

– Меньше топлива – чище воздух!";
– "Предпочтение общественному транспорту – сохранение экологического баланса!";
– "Экономь энергию – защити свое будущее!" и др.

Обсуждение результатов:

- **Сколько молей и сколько кг CO_2 образуется при сгорании 1 литра бензина?**
- **Годовая активность какого количества деревьев сравнима с выбросами CO_2, которые производит один автомобиль при проезде расстояния в 100 км?**
- **Что показывает сравнение выбросов CO_2, производимых автобусом и автомобилем?**
- **Какова разница в количестве выбросов CO_2 при сжигании угля и природного газа? Какое из этих видов топлива имеет преимущество с экологической точки зрения?**
- **Какой объём CO_2 образуется в результате ежемесячного потребления газа одной семьёй?**

Заключение

Измерение количества вещества

Масса ↔ $n = \frac{m}{M}$ ↔ **Количество вещества** ↔ $n = \frac{V}{V_м}$ ↔ **Объём**

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА
Отношение массы атома элемента $\frac{1}{12}$ массы атома ^{12}C.
Обозначается A_r .
Безразмерная величина.

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА
Сумма относительных атомных масс атомов, входящих в состав молекулы вещества, с учётом индексов.
Обозначается M_r.
Безразмерная величина.

МОЛЯРНАЯ МАССА
Масса 1 моля вещества.
Обозначается M.
Единица измерения – **г/моль**.

Величина, выражающая количество веществ.
Обозначается **n**.
Единица измерения – **моль**.
Моль – количество вещества, содержащее $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов или ионов).

МОЛЯРНЫЙ ОБЪЁМ
Отношение объёма любого газа, взятого при одинаковых условиях, к его количеству (числу молей), является постоянной величиной.

ЗАКОН АВОГАДРО
В равных объёмах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул

$n = \frac{N}{N_A}$

Число молекул

Число Авогадро показывает, сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода-12 (^{12}**C**).
Обозначается N_A:

$$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

Обобщающие задания

1. Рассчитайте относительную атомную массу магния.

Название	Нахождение в природе, %
Магний-24	79
Магний -25	10
Магний -26	11

2. Рассчитайте M_r веществ.

I. N_2

II. Al_2O_3

III. H_2SO_4

IV. $Ca_3(PO_4)_2$

V. CH_3COOH

3. Перепишите в тетрадь и дополните таблицу.

Газы	Число моль	Объём, дм^3 (20°C и 1 атм)	Число молекул	Число атомов	Масса, г
He	0,25				
H_2		12			
CO			$1{,}204 \cdot 10^{24}$		
CH_4				$3{,}01 \cdot 10^{23}$	
SO_2					320

4. Человек среднего возраста при дыхании потребляет в среднем около 550 литров (20°C и 1 атм) кислорода (O_2) в день.

a. Сколько молей кислорода вдыхает человек в течение одного дня?

b. Сколько граммов составляет масса такого кислорода?

5. Из двух шаров один наполнен водородом, а другой – углекислым газом. Что произойдёт, если эти шары поднять вверх и выпустить из рук? Почему?

6. Относительная плотность по водороду газа XH_4 равна 8.
Рассчитайте относительную атомную массу X.

7. Расположите газы по возрастанию их плотности (20°C и 1 атм). Обоснуйте свой ответ.

I. N_2

II. O_2

III. CH_4

IV. CO_2

8. Плотности какого газа, взятого при тех же условиях, равна плотность смеси, состоящей из 1 моль углекислого газа и 3 моль угарного газа?

I. N_2

II. O_2

III. C_2H_6

IV. C_3H_4

V. SO_2

9. Сумма масс 1 моль метана и 0,25 моль X равна массе 1 моль кислорода.
Рассчитайте относительную молекулярную массу X (г/моль).

10. В газовых баллонах, используемых в быту, находятся в основном пропан (C_3H_8) и бутан (C_4H_{10}). Утечка из таких баллонов, установленных на кухне, крайне опасна. Это связано с тем, что указанные газы, скапливаясь в нижней части кухни, воспламеняются от небольшой искры и приводят к взрыву. Почему эти газы собираются в нижней части кухни? Обоснуйте свой ответ расчётом.

раздел 2

Расчёты по химическим формулам и уравнениям

Блюда получаются вкуснее, если при приготовлении пищи ингредиенты используются в правильных соотношениях. Например, использование поваренной соли в меньшем или большем необходимого количестве может придавать пище иной вкус.

Также и в химических реакциях очень важны “точные соотношения” между количествами исходных веществ. На производстве рациональное использование сырья и расчёт “оптимальных производственных соотношений” имеют большое значение как с экономической, так и с экологической точки зрения.

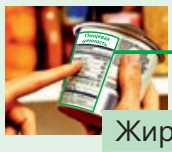
1. Что вы можете рассказать об этом соотношении на примере реакций нейтрализации?
2. Как, по вашему мнению, рассчитываются эти “точные соотношения”?
3. Почему “точные соотношения” так важны с экономической и экологической точек зрения?

Из раздела вы узнаете

- Соотношение масс элементов, входящих в состав химического соединения, является постоянным для данного соединения, выражается небольшими целыми числами и называется массовым отношением
- Массовая доля показывает, какую часть от общей массы химического соединения составляет масса элемента, входящего в состав этого соединения
- На основании массового отношения и массовой доли можно определить эмпирическую формулу и истинную формулу соединения
- На основании стехиометрии можно рассчитать количества реагирующих веществ и продуктов реакции
- Практический выход продукта реакции определяется делением его фактически полученного количества на теоретически рассчитанное количество и умножением результата на 100%

2.1 Массовая доля и массовое отношение

На упаковках продуктов, которые мы покупаем в магазинах, есть этикетки. На таких этикетках приводятся сведения о составе продукта. Например, количество веществ в 50 г шоколадного масла может быть следующим:



Жиры	31 г
Белки	0,6 г
Углеводы	9,4 г
Сахар	9 г

Зная количество веществ в 50 г шоколадного масла, можно определить массу этих веществ в одной упаковке.

- **Можно ли выразить в процентах количество веществ в шоколадном масле по их массе?**
- **Можно ли массы элементов в химических соединениях выразить в процентах? Как бы вы назвали эту величину?**

Ключевые слова численное соотношение атомов, массовое отношение элементов, массовая доля элементов

При образовании химических соединений атомы элементов, входящих в их состав, соединяются друг с другом в постоянном численном соотношении. Следовательно, соотношение их масс в соединении также будет постоянным. Это соотношение выражается наименьшими целыми числами и называется **массовым отношением элементов.** Зная формулу химического соединения, мы можем рассчитать массовое отношение элементов, входящих в его состав. В качестве примера рассчитаем массовое отношение элементов в уксусной кислоте (CH_3COOH):

1. Число атомов элемента в молекуле	2 атома углерода	4 атома водорода	2 атома кислорода
2. Число моль атомов элемента в 1 моль	2 моль углерода	4 моль водорода	2 моль кислорода
3. Масса элементов в 1 моль	$2 \cdot 12 = 24$ г углерода	$4 \cdot 1 = 4$ г водорода	$2 \cdot 16 = 32$ г кислорода
4. Массовое отношение элементов	$m(C) : m(H) : m(O) = 24 : 4 : 32 = 6 : 1 : 8$		

Деятельность

Является ли постоянным массовое отношение элементов в соединении?

Рассмотрим результаты двух экспериментов, проведённых с участием металла с постоянной степенью окисления:

Опыт 1. На весах измеряют массу взятого образца металла. Образец металла массой 2,5 г полностью сжигают в чистом кислороде с получением его оксида. После охлаждения оксида до комнатной температуры его массу измеряют на весах. Устанавливают, что масса оксида металла составляет 3,5 г.

Опыт 2. На весах измеряют массу взятого образца металла. Масса образца металла составляет 4 г. Образец металла растворяют в избытке соляной кислоты. Затем полученный раствор полностью выпаривают и, растворив образовавшиеся при этом кристаллы соли в воде, готовят водный раствор соли. К этому раствору добавляют раствор карбоната натрия, взятого в избытке, и ждут завершения реакции. Полученный осадок отделяют от раствора фильтрованием. Эту соль нагревают – при этом выделяется углекислый газ и образуется оксид металла. При достаточном нагревании достигается полное разложение соли. Полученный твёрдый остаток охлаждают до комнатной температуры и определяют его массу на весах: найденная масса оксида металла составляет 5,6 г.

Обсудите:

1. **Является ли отношение $\frac{m(\text{металла})}{m(O)}$ в этих оксидах одним и тем же или различается?**
2. **Зависит ли массовое отношение элементов в соединении от способа его получения?**
3. **Одинаковы или различны массовые отношения элементов в разных оксидах, образуемых одним элементом? Объясните свой ответ на примере оксидов серы (SO_2 и SO_3).**
4. **Выразите в процентах массовую долю металла и кислорода в оксиде металла, полученном в ходе эксперимента.**
5. **Выразите в процентах массу серы, содержащейся в оксидах серы, и сравните найденные величины.**

Массу элементов в химических соединениях можно выразить в процентах. Эта величина называется **массовой долей** элемента.

Массовая доля показывает, какую часть от массы всего соединения составляет масса данного элемента.

По химической формуле вещества можно рассчитать массовые доли входящих в его состав элементов. Такой расчёт выполняется в следующей последовательности:

– записывается химическая формула соединения;
– рассчитывается относительная молекулярная масса соединения или относительная формульная масса соединения;
– масса элемента в соединении делится на относительную молекулярную массу соединения, а полученное число умножается на 100% – таким образом массовая доля элемента выражается в процентах.

ПРИМЕР

Рассчитайте массовые доли (в %) кислорода и серы в триоксиде серы.

Решение:

– Формула соединения: SO_3

– Относительная молекулярная масса SO_3: $Mr(SO_3) = 1 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 80$

– Отношение массы кислорода в соединении к относительной молекулярной массе SO_3:

$$\frac{3 \cdot 16}{80} \cdot 100\% = 60\%.$$

Массовая доля серы в соединении: 100% – 60% = 40%

•ПОДУМАЙ•ОБСУДИ•ПОДЕЛИСЬ•

Как меняется массовая доля железа в ряду $FeO \longrightarrow Fe_3O_4 \longrightarrow Fe_2O_3$? Обоснуйте свой ответ.

Примените полученные знания

1. Массовая доля элемента X в соединении X_2H_6 равна 80%. Рассчитайте относительную атомную массу элемента X.
2. При взаимодействии 14 г элемента X с 35 г элемента Y образовалось соединение XY_2 и 3 г Y осталось в избытке. Рассчитайте отношение $\frac{m(X)}{m(Y)}$ в соединении XY_2.

Проверьте полученные знания

1. Перепишите в тетрадь и заполните таблицу.

Вещество	Массовое отношение элементов
Mg_3N_2	
$CuSO_4$	
$C_3H_6O_2$	

2. Рассчитайте массовую долю (%) магния в сульфате магния.
3. Рассчитайте относительную атомную массу X, если в соединении X_2O_3 $\frac{m(X)}{m(O)} = \frac{9}{8}$.
4. В соединении XY_2 $\frac{m(X)}{m(Y)} = \frac{7}{16}$. Рассчитайте отношение $\frac{m(X)}{m(Y)}$ в соединении XY.
5. Рассчитайте относительную атомную массу элемента X, зная, что его массовая доля в соли формулы $CuXO_4$ составляет 20%.

2.2 Вывод простейших и истинных формул

Основным веществом, придающим приятный аромат растению под названием ваниль плосколистная, является ванилин. После того как химики определили химический состав и строение этого вещества, его синтезировали в лаборатории искусственным путём. В результате отпала необходимость в добыче природной ванили благодаря появлению технологии производства её идентичного ароматического аналога – ванилина. В настоящее время это вещество широко используется в пищевой промышленности (при приготовлении кондитерских изделий) и в производстве духов.

- **Как определяют число атомов в соединениях?**
- **Что показывает химическая формула соединения?**

Как вам стало известно из прошлой темы, по формуле химического соединения мы можем рассчитать, в каком массовом отношении соединяются элементы, входящие в его состав. На основании массового отношения можно в свою очередь определить формулу вещества.

Ключевые слова: эмпирическая формула, простейшая формула, истинная формула, молекулярная формула

Деятельность

Как определяют химическую формулу соединений?

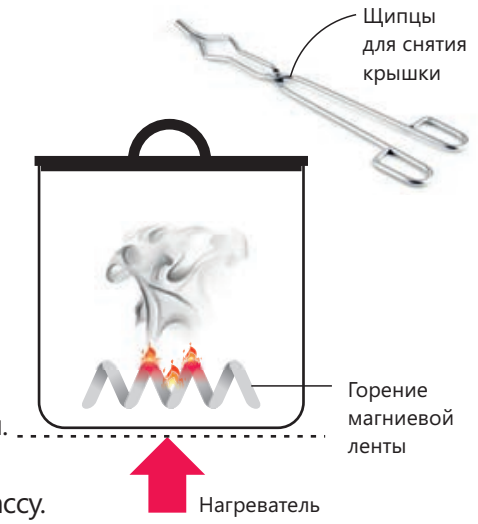
Принадлежности: фарфоровая чашка, нагреватель, щипцы, весы, магниевая лента.

Ход работы:

Шаг 1. Измерьте на весах массу пустой фарфоровой чашки вместе с крышкой. Затем поместите в фарфоровую чашку небольшой кусочек магниевой ленты, закройте крышкой и снова взвесьте для определения массы магниевой ленты.

Шаг 2. Нагрейте фарфоровую чашку. Через некоторое время осторожно приподнимите крышку для поступления в чашку кислорода воздуха. Вы увидите, как магний сгорает ярким пламенем.

Шаг 3. После завершения горения закройте чашку крышкой и дождитесь её полного охлаждения. Затем ещё раз определите её массу.



Обсудите:

1. **Какая реакция произошла в ходе опыта?**
2. **С чем связано увеличение массы?**
3. **Какую формулу вы предложили бы для полученного вещества?**
4. **Сколько граммов составит масса полученного соединения, если взять для опыта 2,4 г магния?**

Определить формулу химического соединения по массовому отношению элементов можно, соблюдая следующую последовательность:

Экспериментальным путём определяется масса (в граммах) веществ, вступающих в реакцию. → Массы, указанные в граммах, выражаются числом молей. → Число молей атомов указывает отношение, в котором соединяются элементы.

Применим эту последовательность к следующему примеру:

ПРИМЕР 1

Сера массой 32 г, сгорая, соединяется с 32 г кислорода с образованием оксида. Определите формулу этого оксида.

Решение:

Элементы в соединении	Сера	Кислород
Масса	32 г	32 г
Относительная атомная масса	32	16
Число моль	$\frac{32}{32} = 1$	$\frac{32}{16} = 2$
Численное соотношение атомов элементов в соединении	1 : 2	
Формула оксида	SO_2	

Найденная таким образом химическая формула называется **простейшей формулой (эмпирической формулой)** соединения. Эмпирическая формула показывает наименьшее соотношение между числом атомов каждого элемента, в котором они соединяются между собой. В некоторых случаях найденные эмпирические формулы не отражают **истинных формул (молекулярных формул)** соединения.
Рассмотрим на следующем примере, как вывести истинную формулу на основании эмпирической формулы:

ПРИМЕР 2

Этан состоит на 80% (по массе) из углерода и на 20% – из водорода. Определите истинную формулу этана, зная что его относительная молекулярная масса равна 30.

Решение:
Рассчитаем для 100 г вещества:

Элементы в соединении	Углерод	Водород
Масса	80 г	20 г
Относительная атомная масса	12	1
Количество вещества (моль)	$\frac{80}{12} = 6{,}67$	$\frac{20}{1} = 20$
Численное отношение атомов элементов в соединении	6,67 : 20 = 1 : 3	
Эмпирическая формула соединения	CH_3	

Зная относительную молекулярную массу и эмпирическую формулу соединения, можно определить его истинную формулу. Для этого по эмпирической формуле соединения находят эмпирическую массу, затем относительную молекулярную массу соединения делят на найденную эмпирическую массу, а полученное число умножают на индексы в эмпирической формуле.

$$\frac{M_r(\text{этана})}{M_r(CH_3)} = \frac{30}{15} = 2$$

$$2 \cdot CH_3 = C_2H_6$$

Истинная формула вещества полезнее эмпирической формулы, так как передаёт о нём более полную информацию. Для ряда соединений истинная формула совпадает с эмпирической формулой. В таблице приведены для сопоставления истинные и эмпирические формулы некоторых веществ.

Вещество	Истинная формула	Эмпирическая формула
Вода	H_2O	H_2O
Пероксид водорода	H_2O_2	HO
Метан	CH_4	CH_4
Этан	C_2H_6	CH_3

•ПОДУМАЙ• •ОБСУДИ• •ПОДЕЛИСЬ•

1. Относительная молекулярная масса соединения, содержащего 90% (по массе) углерода и 10% (по массе) водорода, равна120. Определите истинную формулу соединения.
2. Составьте формулу вещества, в котором массовое отношение элементов составляет m(Fe) : m(S) : m(O) = 7 : 4 : 8.

Примените полученные знания

1. Чёрный минерал гематит, встречающийся в природе в составе многих железных руд, представляет собой оксид железа. Определите его химическую формулу, зная, что в 50 г этого минерала содержится 35 г железа.
2. В соединении, используемом в качестве удобрения, массовая доля азота составляет 35%, массовая доля водорода – 5%, а массовая доля кислорода – 60%. Определите формулу соединения.

Проверьте полученные знания

1. Сколько граммов водорода соединяется в метане с 24 г углерода?
2. Относительная молекулярная масса химического соединения с эмпирической формулой CH_2O равна 180. Определите истинную формулу этого соединения.
3. Зная, что во встречающемся в природе сульфиде меди 8 г серы соединены с 32 г меди, определите простейшую формулу сульфида.

2.3 Расчёты по химическим уравнениям

На производстве и при научных исследованиях химики заранее, не проводя реакций на практике, рассчитывают количество продукта, которое должно быть получено. Они предварительно определяют, какая масса сырья потребуется для получения определённого количества продукта. Для этого химики используют формулы, относительные атомные массы, химические уравнения и стехиометрические соотношения.

- **Что такое стехиометрия?**
- **Как производятся стехиометрические расчёты?**

Ключевые слова: стехиометрия, закон объёмных отношений, лимитирующее вещество

Стехиометрия – это соотношение между количеством веществ, вступающих в данную химическую реакцию и образующихся в ходе реакции. Например, как видно из уравнения реакции $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$, на сгорание 2 моль водорода расходуется 1 моль кислорода, при этом образуется 2 моль воды.

Зная количество одного из реагирующих или полученных в ходе реакции веществ, можно рассчитать также количества других веществ.

Деятельность

Как рассчитать количества веществ в реакции горения водорода?

Перепишите таблицу в тетрадь и дополните её, используя соотношение коэффициентов в уравнении реакции горения водорода.

Реагирующие вещества		Продукты реакции
H_2 (моль)	O_2 (моль)	H_2O (моль)
4		
	0,5	
		3

Количество веществ можно также выразить через объём и массу, используя для этого соотношение коэффициентов. Перепишите в тетрадь и дополните следующую таблицу.

Реагирующие вещества		Продукт реакции
H_2	O_2	H_2O
12 дм^3 (20°C и 1 атм)	... моль	... грамм
... грамм	6,4 грамм	... моль
... моль	... дм^3 (20°C и 1 атм)	72 грамм

Обсудите:

1. **В каком порядке следует выполнять расчёты по химическим уравнениям?**
2. **Какое условие должно выполняться, чтобы данное количество исходного вещества полностью вступило в реакцию?**

Основываясь на стехиометрии, можно рассчитать массу, число молекул и объём (газов) исходных веществ и продуктов. Для выполнения этих расчётов необходимо соблюдать следующий порядок:

1. Сначала записывается уравнение соответствующей реакции;
2. В соответствии с уравнением записывается количество реагирующих и полученных в результате реакции веществ (масса, число моль, объём и т. д.)
3. На основании приведённых данных рассчитывается количество реагирующих и полученных в результате реакции веществ.

Рассмотрим несколько примеров расчётов по химическим уравнениям.

ПРИМЕР 1

1. Сколько граммов воды образуется при полном сгорании водорода, занимающего объём 12 дм^3 при 20°C и давлении 1 атм?

Решение:

$$\overset{12\ дм^3}{\underset{2\cdot 24}{2H_2}} + O_2 \longrightarrow \overset{x\ грамм}{\underset{2\cdot 18}{2H_2O}}$$

12 дм^3 ———— x г

48 дм^3 ———— 36 г

$$x = \frac{12 \cdot 36}{48} = 9\ г\ (H_2O)$$

2. При полном сгорании сероводорода было получено 0,5 моль оксида серы (IV). Рассчитайте объём (дм^3) кислорода, израсходованного на горение (20°C и 1 атм).

Решение:

$$2H_2S + \overset{x\ дм^3}{\underset{72}{3O_2}} \longrightarrow \overset{0,5\ моль}{\underset{2}{2SO_2}} + 2H_2O$$

x дм^3 ———— 0,5 моль

72 дм^3 ———— 2 моль

$$x = \frac{72 \cdot 0,5}{2} = 18\ дм^3\ (O_2)$$

3. Рассчитайте массу (г) твёрдого остатка, полученного при разложении 16,8 г гидрокарбоната натрия.

Решение: При полном разложении гидрокарбоната натрия выделяются углекислый газ и пары воды, а твёрдый остаток является карбонатом натрия.

$$\overset{16,8\ грамм}{\underset{2\cdot 84}{2NaHCO_3}} \longrightarrow \overset{x\ грамм}{\underset{106}{Na_2CO_3}} + CO_2 + H_2O$$

16,8 г ———— x г

168 г ———— 106 г

$$x = \frac{16,8 \cdot 106}{168} = 10,6\ г\ (Na_2CO_3)$$

Как вы узнали из предыдущей темы, 1 моль любого газа при температуре 20°C и давлении 1 атм занимает объем 24 дм^3. Согласно закону Авогадро, в равных объёмах газов при одинаковых давлении и температуре содержится одинаковое число молекул. Отсюда следует, что объёмы газов прямо пропорциональны числу молей. В химических реакциях с участием газообразных веществ мольное отношение газов равно их объёмному отношению. При изучении химических реакций между газообразными веществами был установлен закон объёмных отношений.

Закон объёмных отношений гласит:

При одинаковых условиях (температуре и давлении) объёмы газов, вступающих в реакцию и образующихся в ходе реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Например:

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

Как видно из уравнения реакции, 2 моль монооксида углерода реагируют с 1 моль кислорода с образованием 2 моль диоксида углерода. В то же время можно утверждать, что 2 объёма монооксида углерода реагируют с 1 объёмом кислорода с образованием 2 объёмов диоксида углерода. Следовательно, объёмное отношение газов, участвующих и образующихся в этой реакции, составляет 2 : 1 : 2.

ПРИМЕР 2

Аммиак получают реакцией взаимодействия азота с водородом. Рассчитайте объём (дм^3, 20°C и 1 атм) аммиака, полученного при реакции взаимодействия водорода объёмом 48 дм^3 (20°C и 1 атм) с азотом.

Решение:

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{t} 2NH_3$$

Как видно из уравнения, из 3 моль водорода образуется 2 моль аммиака. Соответственно, из 3 объёмов водорода образуется 2 объёма аммиака. Поскольку мольное отношение газов равно их объёмному отношению, на основании уравнения реакции мы можем записать:

$$\frac{V(H_2)}{V(NH_3)} = \frac{3}{2}$$

$$V(NH_3) = \frac{2 \cdot V(H_2)}{3} = \frac{2 \cdot 48}{3} = 32 \text{ дм}^3$$

Для полного расходования в химической реакции одного из исходных веществ другое вещество, как правило, должно быть взято в избытке. Вещество, которое полностью расходуется в химической реакции, называется **лимитирующим веществом**. При этом количество продукта реакции рассчитывается по лимитирующему веществу, а определённый избыток другого вещества остаётся после реакции непрореагировавшим.

ПРИМЕР 3

1. Нагревают смесь 4 г кальция с 8 г серы. Зная, что одно из веществ расходуется полностью, определите вещество, которое остаётся в избытке, и рассчитайте его массу (г).

Решение:

$$Ca + S \longrightarrow CaS$$

Как видно из уравнения реакции, кальций и сера вступают в реакцию в мольном отношении 1 : 1. Для определения вещества, взятого в избытке, вычислим число молей реагирующих веществ по приведённой массе:

$$n(Ca) = \frac{m}{M} = \frac{4}{40} = 0{,}1 \text{ моль}$$

$$n(S) = \frac{m}{M} = \frac{8}{32} = 0{,}25 \text{ моль}$$

Как видим, сера была взята в избытке, а лимитирующим веществом является кальций. В ходе реакции кальций израсходован полностью, а определённая часть серы осталась в избытке.

Из уравнения следует, что 1 моль кальция реагирует с 1 моль серы. Тогда при вступлении в реакцию 0,1 моль кальция расходуется соответственно 0,1 моль серы, а количество оставшейся в избытке серы составляет 0,25 – 0,1 = 0,15 моль. Масса серы, оставшейся в избытке, вычисляется как показано ниже:

$$m = n \cdot M = 0{,}15 \cdot 32 = 4{,}8 \text{ г.}$$

2. Сжигают смесь, состоящую из 20 дм^3 метана и 50 дм^3 кислорода (объёмы газов приведены при 20°C и 1 атм). Исходя из уравнения реакции горения метана ($CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$), рассчитайте объём (в дм^3, 20°C и 1 атм) полученного при горении метана углекислого газа.

Решение:

Как видно из уравнения реакции горения метана, 1 объём CH_4 вступает в реакцию с 2 объёмами O_2:

$$V(O_2) = 2V(CH_4) = 2 \cdot 20 = 40 \text{ дм}^3.$$

Значит, в исходной смеси метан взят в недостатке (20 дм^3), поэтому он прореагирует полностью. Из уравнения следует, что при вступлении в реакцию 1 объёма метана образуется 1 объём CO_2. Тогда при вступлении в реакцию 20 дм^3 CH_4 получится соответственно 20 дм^3 CO_2.

Примените полученные знания

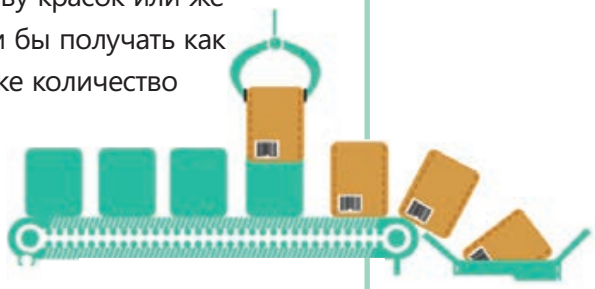
1. На сгорание 6 дм^3 неизвестного газообразного вещества было израсходовано 4,5 дм^3 кислорода, при этом в результате реакции образовалось 3 дм^3 азота и 9 дм^3 паров воды (объёмы приведены при одинаковых условиях). Определите формулу неизвестного вещества.
2. При полном разложении 21 г XCO_3 по уравнению $XCO_3 \longrightarrow XO + CO_2$ был получен CO_2 объёмом 6 дм^3 (20°C и 1 атм). Рассчитайте относительную атомную массу X.
3. При нагревании равных масс магния и серы было получено 14 г MgS. Рассчитайте массу (г) вещества, оставшегося в избытке.

Проверьте полученные знания

1. Сколько молей аммиака образуется, если 2 моль азота полностью прореагирует с избытком водорода?
2. Рассчитайте объём кислорода (в дм^3, 20°C и 1 атм), который расходуется при полном сгорании 9 г алюминия.
3. При сгорании этана (C_2H_6) образуются углекислый газ и вода. При температуре 20°C и давлении 1 атм смешивают 10 дм^3 этана и 40 дм^3 кислорода, при этом один из газов в ходе реакции горения полностью расходуется. Определите, какой газ остаётся в избытке, и рассчитайте его объём (дм^3) при 20°C и давлении 1 атм.
4. Рассчитайте, какую максимальную массу (г) CaO можно получить в результате реакции взаимодействия 1 моль кальция с 32 г кислорода.
5. При нагревании 7 г железа с 6 г серы образуется FeS, при этом одно из исходных веществ остаётся в избытке. Какое вещество и какая его масса (г) потребуется на то, чтобы вещество, оставшееся непрореагировавшим, полностью вступило в реакцию?

2.4 Выход химических реакций

Представьте, что вы руководитель предприятия по производству красок или же минеральных удобрений. Вероятно, в этом случае вы захотели бы получать как можно больше продукта при наименьших затратах. На практике количество продукта, получаемого в ходе химических реакций, обычно меньше теоретически возможного значения, рассчитанного по уравнению.



Ключевые слова выход химических реакций, теоретический выход, практический выход продукта, степень чистоты сырья

- **Как вы думаете, чем это обусловлено?**
- **Как этот фактор должен учитываться при расчётах?**

Для оценки количества продукта, полученного в ходе реакции, и измерения её эффективности используют понятие **"выход химической реакции"**. Количество продукта, рассчитанное по уравнению химической реакции, принимается за 100% и называется **теоретическим выходом**. Количество продукта, реально полученное в химической реакции, обычно меньше теоретически возможного и называется **практическим выходом**. Этому могут быть разные причины:

– неоптимальные условия реакции (неправильный выбор давления, температуры, катализатора);
– неполное завершение реакции (все исходные вещества реагируют не полностью и частично остаются после реакции);
– протекание побочных реакций (при этом часть сырья превращается в другой, нецелевой, продукт);
– низкая степень чистоты сырья (сырьё содержит примеси других веществ);
– неточное измерение количества сырья (низкая точность измерительных приборов и т.п.);
– происходит частичная потеря продукта (часть продукта в результате различных процессов отделяется, например, испаряется).

Практический выход, рассчитанный по какому-либо продукту, называется **практическим выходом продукта**. Практический выход продукта выражается в процентах, при его расчёте фактическое количество полученного продукта реакции делится на его теоретически рассчитанное количество и умножается на 100%.

$$\text{Практический выход продукта} = \frac{\text{фактически полученное количество}}{\text{теоретически рассчитанное количество}} \cdot 100\%$$

ПРИМЕР 1

При взаимодействии 6 моль водорода с азотом было получено 17 граммов аммиака. Рассчитайте практический выход (в %) продукта.

Решение:

Сначала рассчитывается, какую максимальную массу аммиака можно получить из 6 моль водорода:

$$N_2 + \underset{3}{\overset{6\ \text{моль}}{3H_2}} \longrightarrow \underset{2\cdot 17}{\overset{x\ \text{грамм}}{2NH_3}}$$

$$x = \frac{6 \cdot 34}{3} = 68\ \text{г}\ (NH_3)$$

Далее рассчитывается практический выход продукта реакции:

$$\text{Практический выход продукта} = \frac{\text{фактически полученное количество}}{\text{теоретически рассчитанное количество}} \cdot 100\% = \frac{17}{68} \cdot 100\% = 25\%$$

В промышленных процессах чистота продукта (отсутствие примесей) имеет большое значение. Так, наличие примесей в пищевых продуктах и лекарственных препаратах может причинить вред организму человека. Поэтому большое значение придают определению степени чистоты продуктов, получаемых в результате промышленных процессов.

Деятельность

Как определить степень чистоты?

Принадлежности: химический стакан, воронка, фильтровальная бумага, весы, спиртовка, соляная кислота, порошок алюминия, содержащий примесь порошка меди.

Ход работы:

Шаг 1. Измерьте на весах массу химического стакана. Затем поместите в стакан некоторое количество алюминиевого порошка, содержащего примесь порошка меди, и снова взвесьте его для определения массы смеси.

Шаг 2. К смеси добавьте, соблюдая осторожность, избыток соляной кислоты и нагрейте стакан. В ходе реакции наблюдается выделение пузырьков газа.

Шаг 3. После завершения реакции дождитесь, пока смесь остынет. Измерьте на весах массу фильтровальной бумаги и процедите через неё полученную смесь. Высушите фильтровальную бумагу и определите её массу.

Обсудите:

1. **Какая реакция произошла в ходе эксперимента?**
2. **Какой металл остался на фильтровальной бумаге?**
3. **Чему равна массовая доля (в %) алюминия в смеси, состоящей из порошкообразных алюминия и меди?**

Для вычисления степени чистоты следует рассчитанную массу данного вещества в составе смеси поделить на общую массу (смеси) и умножить на 100%.

$$\text{Степень чистоты} = \frac{\text{рассчитанная масса}}{\text{общая масса}} \cdot 100\%$$

ПРИМЕР 2

Основная составная часть мела – карбонат кальция. При добавлении к 10 г мела соляной кислоты, взятой в избытке, выделился углекислый газ, занимающий объём 2,256 дм^3 при 20°C и 1 атм. Рассчитайте степень чистоты (%) данного образца мела.

Решение: Сначала рассчитывается масса карбоната кальция, израсходованного на получение 2,256 дм^3 углекислого газа.

$$\overset{x\ \text{грамм}}{\underset{100}{CaCO_3}} + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + \overset{2{,}256\ \text{дм}^3}{\underset{24}{CO_2}} + H_2O$$

x г ($CaCO_3$) ———— 2,256 дм^3 (CO_2)

100 г ———— 24 дм^3 (CO_2)

$$x = \frac{2{,}256 \cdot 100}{24} = 9{,}4\ \text{г}\ (CaCO_3)$$

$$\text{Степень чистоты} = \frac{\text{рассчитанная масса}}{\text{общая масса}} \cdot 100\% = \frac{9{,}4}{10} \cdot 100\% = 94\%.$$

Знаете ли вы? Чистое золото слишком мягкое для изготовления из него ювелирных украшений. Чтобы повысить твёрдость, к золоту добавляют такие металлы, как медь и никель. Чистота золота измеряется в каратах. Чистое золото соответствует 24 каратам. Если кольцо сделано из 18-каратного золота, то степень его чистоты составляет: $\frac{18}{24} \cdot 100 = 75\%$.

Примените полученные знания

1. Сколько г серы потребуется сжечь для получения 19,2 г SO_2 при практическом выходе 60%?
2. Газовая смесь, состоящая из метана и сероводорода, содержит 80% (по массе) метана. Рассчитайте массу (г) исходной смеси, зная, что при сгорании этой смеси было получено 17,6 г углекислого газа.

Проверьте полученные знания

1. При нагревании 50 г карбоната кальция в результате его разложения было получено 7 г оксида кальция. Рассчитайте выход (%) продукта реакции.
2. На основании уравнения реакции $2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3H_2$ рассчитайте число молей водорода, полученного при разложении 20% аммиака, взятого количеством 8 моль.
3. Сколько дм^3 (20°C и 1 атм) водорода можно получить при взаимодействии 112 граммов железа с избытком соляной кислоты при практическом выходе 75%?
4. Порошок цинка содержит некоторое количество примеси порошка меди. Учитывая, что при воздействии на 200 граммов этого образца разбавленной серной кислоты, взятой в избытке, образуется $1{,}204 \cdot 10^{24}$ молекул газа, рассчитайте степень чистоты (%) образца.

Наука, технология, жизнь

Основоположник химических расчётов

Антуан Лавуазье
(1743-1794)

В XVIII веке французский учёный Антуан Лавуазье произвёл революцию в истории химии. При проведении простого эксперимента он сжигал в закрытом сосуде образец металла, а затем тщательно измерял массу вещества. В результате он обнаружил, что общая масса смеси не изменилась, хотя при горении металл и соединился с воздухом. Это наблюдение в дальнейшем вошло в историю как "закон сохранения массы". Лавуазье проводил свои эксперименты с такой точностью, что даже результаты измерений современных аналитических приборов не могут изменить истинность этого закона. Именно это событие превратил химию из науки, которая отвечала на простой вопрос “что происходит?”, в количественную науку, которая также давала ответ на вопрос “сколько?” Сегодня цифры, записанные в каждом химическом уравнении, стали символом стремления человека познать равновесие природы.

От массы к молекуле

В начале XIX века итальянский учёный Амедео Авогадро выдвинул новую для того времени идею о структуре веществ, показав, что количество газов зависит от числа частиц, содержащихся в их составе, и это число остаётся постоянным при определённых условиях. Эта идея заложила основы для понимания численных закономерностей в химии, так как впервые количество атомов и молекул было преобразовано в реальную меру. С этого времени химики изучали не только превращения веществ, но также стали изучать баланс в этих превращениях в контексте соблюдения в них численных соотношений. Таким образом, атомы и молекулы невидимого мира постепенно были описаны с математической точностью. Эта идея впоследствии сыграла ключевую роль в развитии таких областей, как молекулярная химия, материаловедение и фармацевтическая промышленность. Так, новые вещества стали синтезировать не только на основе эксперимента, но и на основании рассчитанных количеств и соотношений. Идеи Авогадро показали, что мир, невидимый для нас даже с помощью микроскопа, подчиняется законам чисел и мер, и эти законы стали универсальным языком химии.

Химический баланс в современной технологии

Производство таких веществ, как удобрения, топливо, лекарства, краски или пластмассы, основывается на химических уравнениях. Для каждого производственного процесса необходимо заранее точно рассчитать параметры превращения веществ друг в друга и количество получаемого продукта. Одним из наиболее известных промышленных процессов, основанных на этих принципах, является синтез аммиака – процесс Габера-Боша. Несмотря на то, что этот процесс был создан ещё в начале XX века, он и в XXI веке считается во всем мире одной из основ сельского хозяйства.

Именно этот метод лежит в основе производства азотных удобрений, повышающих плодородие почвы. В ходе реакции газообразные азот и водород взаимодействуют при высоком давлении и температуре, образуя аммиак. За этим, казалось бы, простым превращением стоят очень точные расчёты. В реакторах ежесекундно контролируются соотношение газов, стабильность давления, поддержание заданной температуры и потребление энергии. Во всем мире ежегодно производится примерно 500 млн тонн удобрений и их производство зависит от правильности расчёта химических уравнений. Те же принципы применимы и к другим промышленным процессам. Химические уравнения являются основой правильной работы лабораторных, промышленных, сельскохозяйственных и энергетических систем.

Невидимый мост между химией и жизнью

В повседневной жизни химические расчёты часто незаметны, но они сопровождают нас на каждом шагу. Химия не ограничивает своё присутствие лабораториями, она проявляется и в воздухе, которым мы дышим, и в топливе, которое мы сжигаем, и в воде, которую мы пьём, и в пище, которую мы готовим. К примеру, в медицине для оценки газообмена в организме человека врачи проводят анализ газового состава крови. Измерение уровня диоксида углерода и кислорода в артериальной крови позволяет контролировать работу органов. В пищевой промышленности на каждом этапе производства используются химические расчёты. На основании химического баланса и расчётных соотношений определяются карбонизация соков (насыщение их для шипучести углекислотой), степень набухания хлеба и регулирование количества сахара в напитках. Так, если количества углекислого газа недостаточно, напиток теряет вкус, а если его слишком много, давление в бутылке достигает опасной отметки. В энергетической и транспортной областях химические расчёты влияют на экологический баланс планеты. Такой подход показывает, что химические уравнения служат не только для управления химическими превращениями в лабораториях, но и для регулирования круговорота энергии и ресурсов на нашей планете.

Взгляд в будущее

Химия будущего видоизменяется в вычислительную химию, управляемую искусственным интеллектом. Уже сегодня компьютеры заранее моделируют ход реакции и предлагают наиболее оптимальные соотношения реагентов. В 2024 году модели, разработанные в Массачусетском технологическом институте (MIT) и Швейцарской высшей технической школе (ETH) Цюриха, смогли прогнозировать выход реакций с точностью 95%. Это даёт возможность регулировать затраты на лабораторные исследования, ускоряет дизайн новых материалов и снижает нагрузку на природу. Однако, такой прогресс по-прежнему базируется на простых расчётах, выполненных такими выдающимися учёными, как Лавуазье и Авогадро.

Проект

Определение формулы кристаллогидрата

При нагревании кристаллогидраты теряют содержащуюся в них кристаллизационную воду. При достаточном нагревании кристаллизационная вода полностью удаляется и, как следствие, кристаллогидрат превращается в безводную соль. Основываясь на этом, можно определить количество воды, содержащейся в кристаллогидрате.

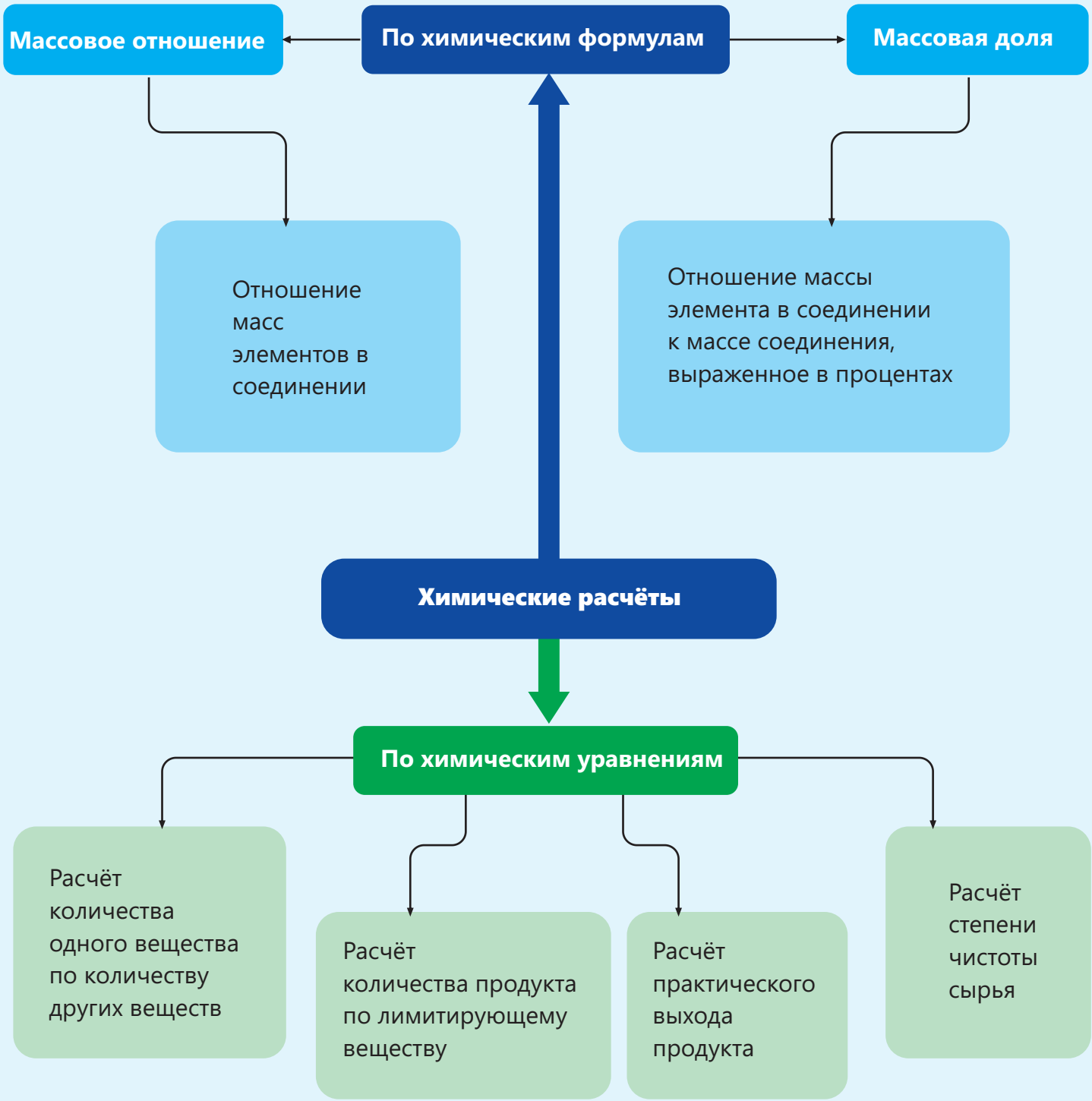
Принадлежности: фарфоровая чашка, песчаная баня, нагреватель, щипцы, весы, медный купорос.

Ход работы:
Определите массу пустой фарфоровой чашки с крышкой. Затем поместите в фарфоровую чашку 2–3 г медного купороса (кристаллогидрата сульфата меди(II)) и снова измерьте на весах массу фарфоровой чашки. Поместите фарфоровую чашку на 20-30 минут на нагретую песчаную баню, погрузив её в песок. Далее снимите чашку с помощью щипцов и дождитесь её остывания. Определите массу остывшей фарфоровой чашки. Заполните следующую таблицу на основании результатов опыта.

Масса фарфоровой чашки, г	
Масса фарфоровой чашки с медным купоросом, г	
Масса медного купороса, г	
Масса фарфоровой чашки с веществом после прокаливания, г	
Масса безводной соли, г	
Масса воды, г	

Обсудите:
1. Как менялся цвет кристаллогидрата в ходе опыта?
2. Сколько моль воды соответствует одному молю сульфата меди(II)? Какова формула данного кристаллогидрата?
3. Рассчитайте массовую долю (%) воды в кристаллогидрате.

Заключение


Массовое отношение
По химическим формулам
Массовая доля
Отношение масс элементов в соединении
Отношение массы элемента в соединении к массе соединения, выраженное в процентах
Химические расчёты
По химическим уравнениям
Расчёт количества одного вещества по количеству других веществ
Расчёт количества продукта по лимитирующему веществу
Расчёт практического выхода продукта
Расчёт степени чистоты сырья

Обобщающие задания

1. Рассчитайте объём (дм^3, 20°C и 1 атм) углекислого газа, полученного при полном сгорании 24 г углерода.

2. Относительная молекулярная масса соединения, в котором массовая доля углерода составляет 40%, равна 120. Найдите число атомов углерода в молекуле этого соединения.

3. Дополните таблицу, учитывая, что в продукте реакции взаимодействия X с кислородом $\frac{m(X)}{m(O)} = \frac{5}{2}$.

Масса X, г	Масса кислорода, г	Масса полученного продукта, г
	1	
		14
15		

4. Составьте формулу соединения с массовым отношением элементов m(Mg) : m(S) : m(O) = 3 : 4 : 6.

5. Дополните таблицу.

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$		
Масса $CaCO_3$, г	Масса CaO, г	Выход продукта, %
50	14	
	28	80
80		75

6. При разложении 112 г образца, содержащего в своём составе гидрокарбонат натрия, выделилось 12 дм^3 (20°C и 1 атм) углекислого газа. Рассчитайте степень чистоты (%) образца.

7. Уравнение реакции горения этана имеет следующий вид:

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

Для реакции горения 6 дм^3 (20°C и 1 атм) этана рассчитайте:

a. число молей израсходованного в реакции кислорода;

b. объём (дм^3, 20°C и 1 атм) полученного углекислого газа;

c. массу (г) полученной воды.

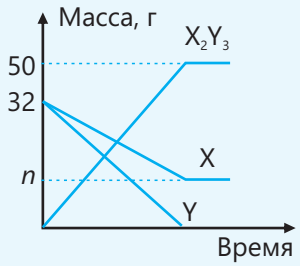
8. Рассчитайте x.

Реагирующие вещества и их масса		Масса продукта	Масса вещества, оставшегося в избытке
Al	O_2	34 г	x г
m грамм	m грамм		

9. Рассчитайте *a*.

Соединение	Массовая доля X в соединении, %
X_3Y_2	75
XY_3	*a*

10. Приведён график зависимости массы веществ от времени в реакции между веществами X и Y. Исходя из графика, рассчитайте:



a. значение n

b. массовое отношение $\frac{m(X)}{m(Y)}$

раздел 3

Термохимия

Энергия – одно из ценнейших богатств, которыми обладает человечество. Жизнь, тепло и движение невозможны без энергии. Уровень развития каждой страны тесно связан с её энергетическими ресурсами и их рациональным использованием.

- При сжигании древесины, угля и нефти накопленная в них химическая энергия преобразуется в тепловую энергию. В результате сгорания бензина и дизельного топлива химическая энергия преобразуется в механическую энергию и приводит в движение наши транспортные средства. В процессе обмена веществ в живых организмах запасённая в пище химическая энергия превращается в тепловую и механическую энергию. Эти превращения поддерживают тепло в нашем теле, приводят наши мышцы в движение и обеспечивают передачу нервных сигналов.

1. В ходе какой реакции химическая энергия превращается в тепловую энергию?
2. За счёт каких веществ вырабатывается энергия в нашем организме?
3. Как вы считаете, в чём состоит значение изучения тепловых эффектов химических реакций?

Из раздела вы узнаете

- Раздел химии, изучающий тепловые эффекты, наблюдаемые в ходе химических реакций, называется термохимией
- Тепловые эффекты реакций выражаются изменением энтальпии
- Все измерения тепловых эффектов реакций проводятся в стандартных условиях, так как тепловой эффект одной и той же реакции изменяется при изменении температуры и давления
- Суммарное изменение энтальпии в ходе химической реакции является постоянным и не зависит от пути прохождения от исходных веществ до продуктов реакции
- Энергия, необходимая для разрыва одного моля связи или выделяющаяся при образовании одного моля связи, называется энергией связи
- Пищевая энергия – это химическая энергия, которую люди и животные получают из продуктов питания для обеспечения своей жизнедеятельности

3.1 Энтальпия

Во время тренировки футбольной команды один из игроков упал и повредил ногу. Для снятия боли и отёка врач команды сразу же использовал компресс в виде охлаждающего пакета. При сжатии пакета рукой он охлаждается и охлаждает повреждённый участок, в результате чего отёк и боль уменьшаются.

- **Как вы думаете, что стало причиной охлаждения пакета?**
- **Почему пакет не охлаждается без сжатия?**

Ключевые слова термохимия, тепловой эффект, энтальпия, изменение энтальпии, джоуль (Дж), калория (кал), экзотермическая реакция, эндотермическая реакция

Вы уже знаете, что химические реакции сопровождаются выделением или поглощением теплоты: реакции, в ходе которых теплота выделяется, называются **экзотермическими реакциями**, а реакции, в ходе которых теплота поглощается, **эндотермическими реакциями**. Изучение выделения или поглощения тепловой энергии, наблюдаемых в ходе химических реакций, имеет большое значение для научных исследований, промышленности, функционирования биологических систем и т.д. Раздел химии, изучающий тепловые эффекты, наблюдаемые в ходе химических реакций, называется **термохимией**. **Тепловым эффектом реакции** называется количество теплоты, выделяемой или поглощаемой в ходе реакции. При выделении или поглощении теплоты изменяется энергия веществ – **энтальпия**. Энтальпия обозначается буквой **H**.
В качестве единицы измерения энтальпии используется **килоджоуль** (**кДж**) или **джоуль** (**Дж**). Помимо указанных, в качестве единицы измерения используются **калория (*кал*)** и **килокалория (*ккал*)** (1 калория приблизительно равна 4,184 джоулям).

Деятельность

Как можно отличить экзотермические процессы от эндотермических?

Принадлежности: термометр, пластиковый стакан, мешалка (палочка для перемешивания), гидроксид натрия, хлорид аммония.

Ход работы:

Шаг 1. Налейте в пластиковый стакан 25 мл дистиллированной воды. Измерьте с помощью термометра и отметьте температуру воды.

Шаг 2. Добавьте в воду некоторое количество гидроксида натрия и перемешайте палочкой для перемешивания.

Шаг 3. Измерьте конечную температуру и отметьте разницу между конечной и начальной температурами.

Шаг 4. Повторите этот же опыт с хлоридом аммония.

Обсудите:
1. Как изменилась температура в каждом из двух опытов?
2. В каком опыте наблюдалось поглощение теплоты, а в каком – выделение теплоты? Обоснуйте свой ответ.
3. Почему при проведении опытов были использованы пластиковые стаканы?

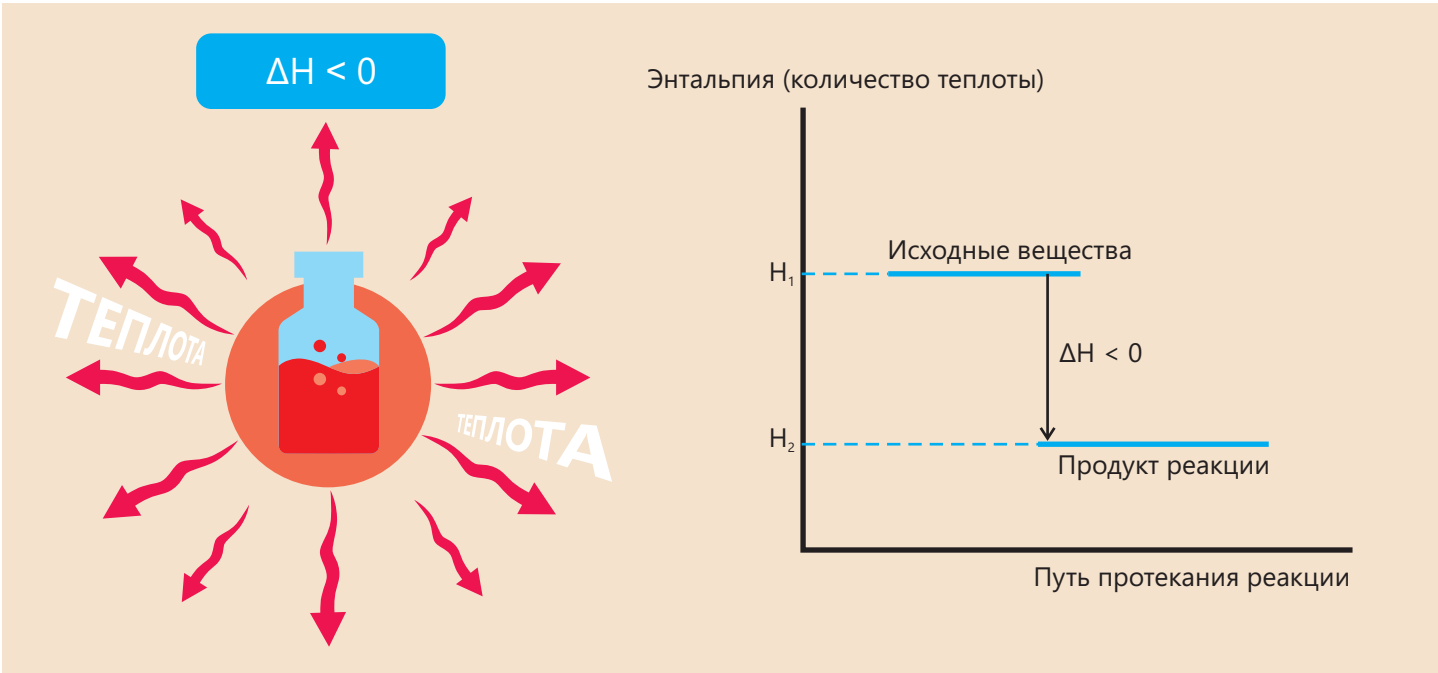
Тепловой эффект выражается **изменением энтальпии (ΔH)**. Изменение энтальпии проявляется в изменении температуры в ходе реакции. Повышение или понижение температуры свидетельствует о том, что произошла передача тепла.

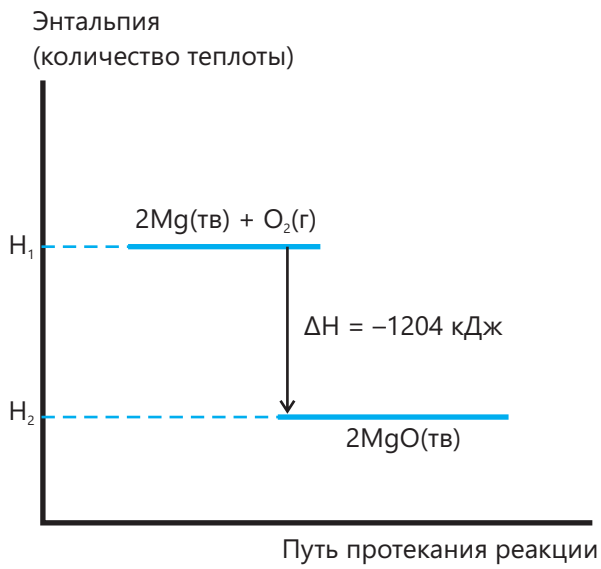
В ходе экзотермической реакции теплота передаётся окружающей среде, поскольку энтальпия полученных продуктов реакции (H_2) оказывается меньше энтальпии исходных веществ (H_1). Поэтому в экзотермических реакциях изменение энтальпии ($\Delta H = H_2 - H_1$) будет отрицательным. Изменение энергии отображается в виде энергетических диаграмм.

$$\Delta H = H_{\text{продукт реакции}} - H_{\text{исходное вещество}};$$

$$\Delta H = H_2 - H_1;$$

$$\Delta H < 0$$





Например, при реакции взаимодействия магния с кислородом теплота выделяется. Часть химической энергии, заключённой в магнии и в кислороде, превращается в химическую энергию в оксиде магния, а часть выделяется в виде теплоты. Следовательно, энергия в оксиде магния меньше суммы энергий в исходных веществах – магнии и кислороде. Как видно из энергетической диаграммы, значение ΔH реакции соответствует количествам веществ, указанным в реакции: 2 моль Mg, 1 моль O_2 и 2 моль MgO.

При составлении уравнений реакций в них также указываются изменение энтальпии и состояние веществ. Например, химическое уравнение, показывающее изменение энтальпии в реакции горения магния, имеет вид:

$$2Mg_{(тв)} + O_{2(г)} \longrightarrow 2MgO_{(тв)} \quad \Delta H = -1204 \text{ кДж.}$$

Уравнение этой реакции может быть также выражено следующим образом:

$$2Mg_{(тв)} + O_{2(г)} = 2MgO_{(тв)} + 1204 \text{ кДж.}$$

Это уравнение показывает, что суммарная энергия, заключённая в 2 моль магния и 1 моль кислорода, равна сумме энергии в 2 моль оксида магния и энергии, равной 1204 кДж.

В нижеприведённой таблице даётся несколько примеров экзотермических процессов:

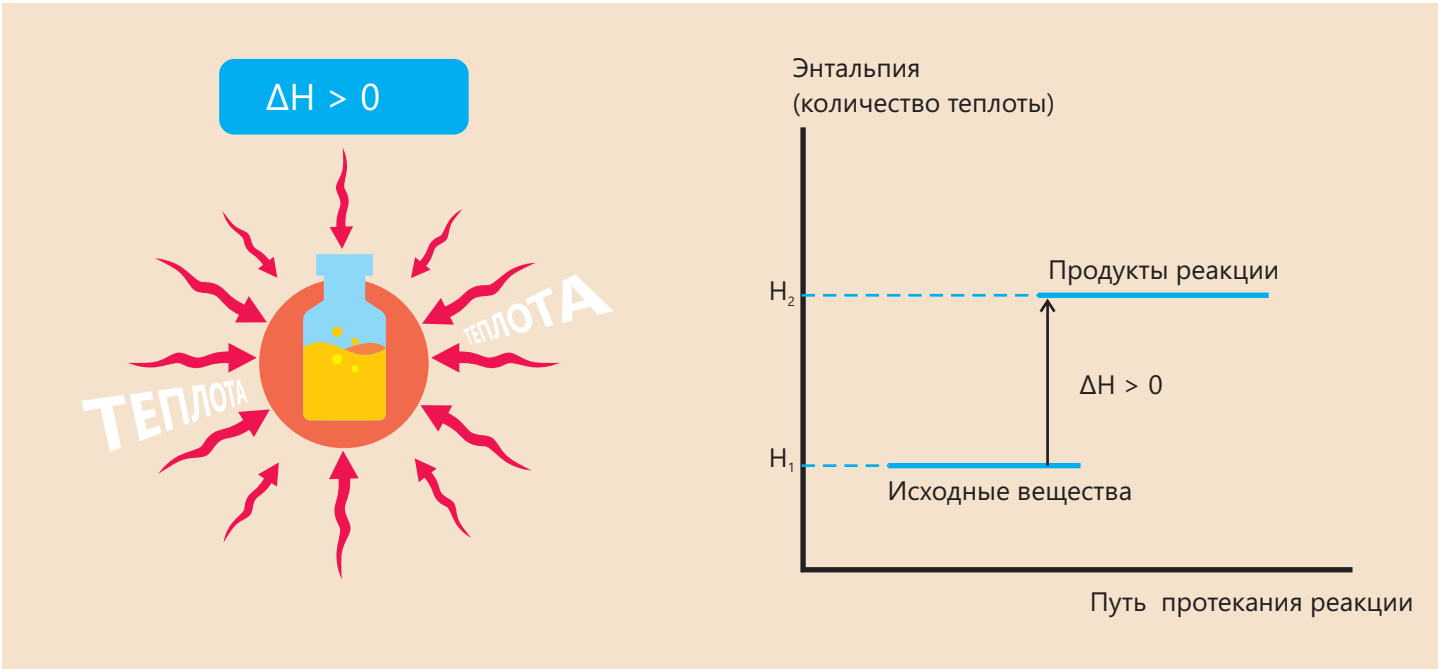
Экзотермические процессы (теплота выделяется)	• Горение: древесины, угля, природного газа • Реакция нейтрализации: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ • Растворение NaOH и $CaCl_2$ в воде • Застывание (жидкое → твёрдое) • Конденсация (газообразное → жидкое) • Извержение вулкана • Взрыв пиротехнических средств • Многие реакции соединения: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ • Принятие электрона атомом

В ходе эндотермической реакции энергия возрастает за счёт поглощения тепла из окружающей среды. В результате энтальпия продуктов реакции превышает энтальпию исходных веществ. Следовательно, изменение энтальпии ($\Delta H = H_2 - H_1$) в эндотермических реакциях будет положительным.

$$\Delta H = H_{\text{продукт реакции}} - H_{\text{исходное вещество}};$$

$$\Delta H = H_2 - H_1;$$

$$\Delta H > 0$$

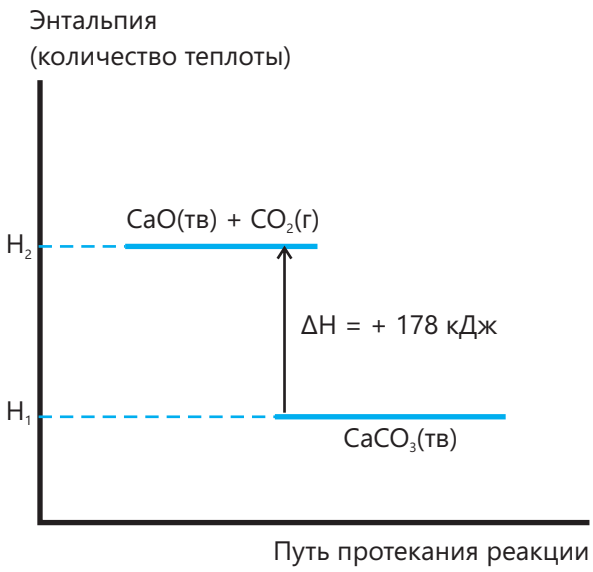


Например, при разложении карбоната кальция теплота поглощается. Сумма энергии, заключённой в карбонате кальция, и энергии, поглощённой из окружающей среды, равна сумме энергий, заключённых в оксиде кальция и диоксида углерода. Как видно из энергетической диаграммы, значение ΔH соответствует следующим количествам веществ: 1 моль $CaCO_3$,1 моль CaO и 1 моль CO_2. Уравнение реакции имеет следующий вид:

$$CaCO_3(\text{тв}) \longrightarrow CaO(\text{тв}) + CO_2(\text{г})\ \Delta H = +178\ \text{кДж}$$

Уравнение этой реакции можно также представить как:

$$CaCO_3(\text{тв}) = CaO(\text{тв}) + CO_2(\text{г}) - 178\ \text{кДж}.$$



Это показывает, что разность между суммой энергии, заключённой в 1 моль оксида кальция и 1 моль диоксида углерода, и энергией в 178 кДж равна энергии в 1 моль карбоната кальция. В нижеприведённой таблице даётся несколько примеров эндотермических процессов:

Эндотермические процессы (теплота поглощается)	• Фотосинтез ($CO_2 + H_2O$ + свет → $C_6H_{12}O_6 + O_2$) • Испарение (жидкое → газообразное) • Плавление (твёрдое → жидкое) • Растворение NH_4Cl, KNO_3 в воде • Многие реакции разложения: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ • Приготовление пищи • Отдача электрона атомом

Зная тепловой эффект реакции, на основании этих уравнений можно выполнить ряд стехиометрических расчётов:

ПРИМЕРЫ

1. $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}$ $\Delta H = -890$ кДж

Рассчитайте теплоту (кДж), выделившуюся при полном сгорании 12 дм^3 метана (20°C и 1 атм).

Решение: Рассчитывается число молей в 12 дм^3 метана.

$$n = \frac{V}{V_м} = \frac{12}{24} = 0{,}5 \text{ моль}$$

Как видно из уравнения реакции, при сгорании 1 моль метана выделяется 890 кДж теплоты. Рассчитывается количество теплоты, которая выделяется при сгорании 0,5 моль метана.

1 моль метана ——— 890 кДж

0,5 моль метана ——— x кДж

$$x = \frac{0{,}5 \cdot 890}{1} = 445 \text{ кДж}$$

2. $2Ca_{(тв)} + O_{2(г)} \rightarrow 2CaO_{(тв)}$ $\Delta H = -x$ кДж

При полном сгорании 5 г кальция выделяется 79 кДж теплоты. Рассчитайте x.

Решение: С учётом того, что молярная масса кальция составляет 40 г/моль, рассчитывается число молей кальция, соответствующее его массе, равной 5 г:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5}{40} = 0{,}125 \text{ моль}$$

Из уравнения следует, что x кДж теплоты выделяется при полном сгорании 2 моль кальция, тогда:

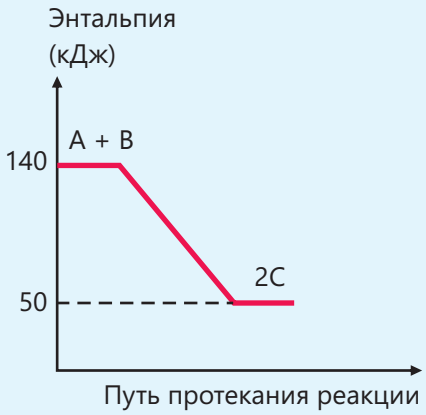
0,125 моль ——— 79 кДж

2 моль ——— x кДж

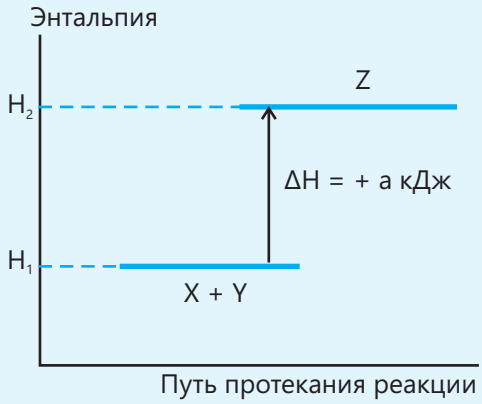
$$x = \frac{79 \cdot 2}{0{,}125} = 1264 \text{ кДж}$$

Примените полученные знания

1. На основании графика определите верные и неверные утверждения.
   a. В результате реакции выделилось 90 кДж энергии.
   b. Это эндотермический процесс.
   c. Уравнение реакции можно записать: A + B = 2C + 90 кДж.
   d. Уравнение реакции можно записать: A + B → 2C ΔH=+90 кДж.
   e. При образовании 1 моль вещества C поглотилось 45 кДж энергии.
   f. Сумма энтальпий исходных веществ больше энтальпии продукта реакции.



2. На основании графика определите верные утверждения.
   a. Это экзотермическая реакция.
   b. В реакции Z → X + Y изменение энтальпии составляет: ΔH = –a кДж.
   c. Уравнение реакции можно записать: X + Y = Z + a кДж.



Проверьте полученные знания

1. В экзотермической реакции ΔH<0 или ΔH>0? Обоснуйте свой ответ.
2. Какой из нижеприведённых процессов экзотермический, а какой – эндотермический?
   a. Замерзание воды
   b. Таяние шоколада
   c. Испарение воды
   d. Горение серы
   e. Разложение гидроксида меди(II)
   f. Растворение нитрата калия в воде
3. При полном сгорании 2,4 г магния выделяется 97 кДж теплоты. Составьте уравнение реакции.
4. Приготовили раствор гидроксида кальция, полностью растворив в воде 0,1 моль оксида кальция. При этом выделилось 108 кДж теплоты.
   a. Сколько теплоты (кДж) выделяется при растворении 1 моль оксида кальция в воде, взятой в избытке?
   b. Напишите уравнение реакции.

3.2 Измерение теплоты

В термос и в стаканчики из стали и пластика налили равное количество горячего кофе одинаковой температуры.

- **В какой посуде кофе остынет быстрее? Почему?**
- **Из какого материала должен быть изготовлен сосуд, чтобы кофе в нём долго оставался горячим?**
- **Как можно в лаборатории измерить способность сосуда сохранять тепло?**

Ключевые слова удельная теплоёмкость, калориметр, бомбовый калориметр, теплота нейтрализации, удельная энтальпия сгорания, молярная теплота сгорания

Вы узнали, что изменение энтальпии реакции – это разница между энергией реагентов и энергией продуктов реакции.

Поскольку невозможно измерить непосредственно запас энергии веществ, для определения изменения энтальпии используется изменение температуры в ходе реакции.

Этот метод используется как в лабораторных экспериментах, проводимых в небольших масштабах, так и в крупномасштабных промышленных процессах. Например, теплота выделяется при сгорании топлива и приводит в движение турбины на электростанциях, теплота выделяется также при нейтрализации щелочей сильными кислотами, что имеет важное значение как для лабораторных работ, так и для производств на химических заводах.

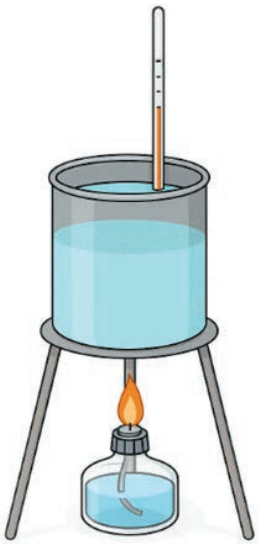
Для расчета изменения энтальпии в реакции используется **удельная теплоёмкость**. Удельная теплоёмкость – это количество теплоты, необходимое для повышения температуры 1 г вещества на 1°C (или 1 K), обозначается буквой c. Единицей измерения удельной теплоёмкости является $\frac{Дж}{г \cdot °C}$. Например, удельная теплоёмкость воды равна 4,2 $\frac{Дж}{г \cdot °C}$, то есть для повышения температуры 1 г воды на 1°C требуется 4,2 джоуля энергии. Как видим, вода обладает высокой теплоёмкостью, поэтому она может сохранять тепло длительное время. Это свойство воды играет важную роль в природе и технике. При изменении температуры вещества можно рассчитать изменение энтальпии (ΔH), если знать массу вещества (m), его удельную теплоёмкость (c) и изменение температуры:

$$\Delta H = m \cdot c \cdot \Delta t.$$

Деятельность

Как рассчитать удельную энтальпию сгорания этилового спирта?

Принадлежности: спиртовка (заполненная этиловым спиртом), термостойкий стакан, термометр, мерный цилиндр, весы.



Ход работы:

Шаг 1. Налейте в стакан 250 мл воды и измерьте её температуру.

Шаг 2. Прежде чем зажечь спиртовку, взвесьте её на весах.

Шаг 3. Зажгите спиртовку и некоторое время нагревайте воду в стакане.

Шаг 4. После прекращения нагрева измерьте температуру воды и рассчитайте разницу температур.

Шаг 5. Потушите спиртовку и, снова взвесив её на весах, рассчитайте разницу в массе.

Шаг 6. Рассчитайте изменение энтальпии.

Обсудите:

1. Какое количество теплоты выделилось (в Дж), исходя из количества сжигаемого этилового спирта?

2. Как рассчитать количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 моль этилового спирта; 1 г этилового спирта?

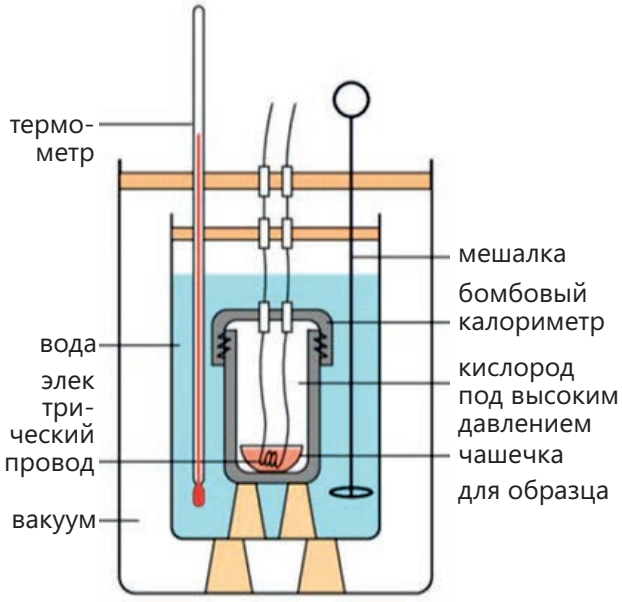
3. Насколько ваши результаты отличались от значений, приведённых в литературе? Что могло быть причиной имеющегося расхождения?

Изменение энтальпии реакций можно определить в лаборатории в ходе простых опытов (например, при нагревании жидкости в пламени спиртовки). Однако этот метод недостаточно точен, так как часть выделяющейся теплоты рассеивается в окружающую среду.

Для получения более точных результатов используют специальные устройства – **калориметры**. Наиболее распространенным из них является **бомбовый калориметр**. Бомбовый калориметр – это специальный толстостенный стальной сосуд. Внутри этого сосуда находится небольшая герметичная камера, заполненная кислородом – “бомба”.

В ходе опыта исследуемое вещество (к примеру, образец топлива или пищевого продукта) сжигается внутри этой камеры. Теплота, которая выделяется в результате процесса сгорания, передаётся воде.

Бомбовый калориметр



Здесь используется тот же принцип, что и в предыдущем опыте: выделяющаяся теплота нагревает воду.

В воду помещают термометр и с большой точностью измеряют повышение температуры. Исходя из массы воды, удельной теплоёмкости и изменения температуры, рассчитывают изменение энтальпии. Ввиду того, что бомбовый калориметр представляет собой полностью герметичную систему, возможные потери тепла здесь минимальны и, как следствие, результаты, полученные с его помощью, более точны. Бомбовый калориметр широко используется в химических и биохимических лабораториях. С его помощью определяют теплоту сгорания различных видов топлива (угля, бензина, газа, спиртов и др.), энергетическую ценность пищевых продуктов (жиров, белков, углеводов) и находят точное изменение энтальпии химических реакций. В ходе экспериментов с использованием бомбового калориметра измеряется количество теплоты, выделяющейся в результате полного сгорания вещества, и на основании этих данных рассчитываются **удельная энтальпия сгорания** и **молярная энтальпия сгорания** вещества.

Удельная энтальпия сгорания – это количество теплоты, выделяющейся при полном сгорании 1 грамма вещества, **молярная энтальпия сгорания** – это количество теплоты, выделяющейся при полном сгорании 1 моль вещества. Единицей измерения удельной энтальпии сгорания является **кДж/г**, а единицей измерения молярной энтальпии сгорания – **кДж/моль**.

ПРИМЕР 1

При полном сгорании 92 г этилового спирта выделяется 2676 кДж теплоты. Для этилового спирта рассчитайте:
I. удельную энтальпию сгорания (кДж/г);
II. молярную энтальпию сгорания (кДж/моль).

Решение:

I. Учитывая, что при полном сгорании 92 г этилового спирта выделяется 2676 кДж теплоты, можно рассчитать количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 г спирта. Для этого количество теплоты делится на массу спирта:

$$Q = \frac{2676\ \text{кДж}}{92\ \text{г}} \approx 29\ \text{кДж/г}$$

II. Учитывая, что молярная масса этилового спирта (C_2H_5OH) равна 46 г/моль, можно рассчитать количество спирта в молях.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{92\ \text{г}}{46\ \text{г/моль}} = 2\ \text{моль}$$

Зная, что при полном сгорании 2 моль этилового спирта выделяется 2676 кДж теплоты, можно рассчитать количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 моль спирта. Для этого количество теплоты делится на число молей спирта:

$$Q = \frac{2676}{2} = 1338\ \text{кДж/моль}$$

Теплота нейтрализации

Изучение тепловых явлений в химических реакциях не ограничивается процессами горения. С этой точки зрения одной из наиболее важных реакций является реакция нейтрализации, протекающая при взаимодействии кислот и щелочей. При смешивании растворов кислоты и щелочи ион водорода (H^+) соединяется с гидроксид-ионом (OH^-), образуя молекулу воды. Эта реакция сопровождается выделением теплоты, что является одной из важных её особенностей.

Теплота нейтрализации – количество теплоты, выделяющейся при образовании 1 моль воды в результате взаимодействия основания с сильной кислотой.

Для изучения энергетических изменений в химических реакциях это явление играет такую же важную роль, как и теплота сгорания. Более того, процесс нейтрализации также можно изучать экспериментально с помощью калориметра.

При смешивании растворов фиксируется изменение температуры, на основании которого рассчитывается теплота нейтрализации.

ПРИМЕР 2

50 мл раствора, содержащего 0,05 моль соляной кислоты, смешивают с 50 мл раствора, содержащего 0,05 моль гидроксида натрия. Начальная температура раствора гидроксида натрия 26 °C, начальная температура раствора соляной кислоты 27 °C, а максимальная температура раствора, образовавшегося после смешения растворов в результате произошедшей реакции, 33,2 °C. Рассчитайте теплоту нейтрализации.

Решение:

$$NaOH_{(р\text{-}р)} + HCl_{(р\text{-}р)} \rightarrow NaCl_{(р\text{-}р)} + H_2O_{(ж)}$$

Как видно из уравнения, 1 моль NaOH вступает в реакцию с 1 моль HCl с образованием 1 моль H_2O. Следовательно, 0,05 моль NaOH, вступая в реакцию с 0,05 моль HCl, образует 0,05 моль H_2O, а объём полученного раствора составляет 100 мл. Массу раствора в целом (принимая во внимание, что плотность ≈1 г/см^3) можно принять за 100 г. Если учесть, что смешиваемые растворы имели равные объёмы, средняя начальная температура будет равна:

$$T_1 = (26+27)/2 = 26{,}5°C.$$

Зная, что после полного завершения реакции температура T_2 = 33,2°C, повышение температуры составит:

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 33{,}2 - 26{,}5 = 6{,}7°C.$$

Удельную теплоёмкость раствора (c = 4,2 Дж/г · °C) можно принять равной удельной теплоёмкости воды. Тогда изменение энтальпии можно рассчитать, как показано ниже:

$$\Delta H = m \cdot c \cdot \Delta T = 100\ г \cdot 4{,}2\ Дж/г \cdot °C \cdot 6{,}7°C = 2814\ Дж = 2{,}814\ кДж$$

Учитывая, что эта теплота соответствует образованию 0,05 моль воды, теплота нейтрализации будет равна:

теплота, выделяющаяся при образовании 0,05 моль H_2O ——— 2,814 кДж

теплота, выделяющаяся при образовании 1 моль H_2O ——— x

$$x = 2{,}814\ Дж \cdot 1\ моль / 0{,}05\ моль = 56{,}28\ Дж$$

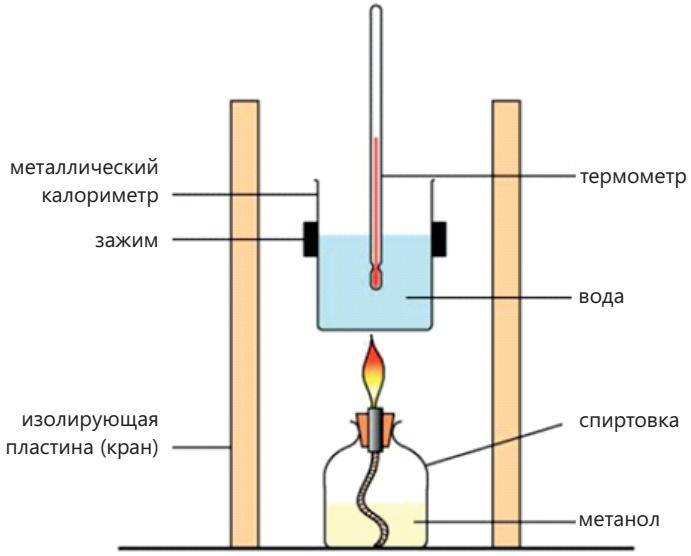
Примените полученные знания

Показан прибор, который использовали для определения удельной энтальпии сгорания метанола. Теплота, выделяющаяся при сгорании 1,6 г данного топлива, повышает температуру 400 мл воды с 15°C до 36°C ($c = 4{,}2\ C \cdot г^{-1} \cdot °C^{-1}$).

a. Рассчитайте тепловой эффект (в кДж) реакции горения метанола.

b. Рассчитайте удельную теплоту сгорания (в кДж/г) метанола.

c. Рассчитайте молярную теплоту сгорания (в кДж/моль) метанола.



Проверьте полученные знания

1. Почему изменение энтальпии нельзя измерить экспериментальным путём напрямую?
2. Что такое удельная теплоёмкость и как она вычисляется?
3. При добавлении порошкообразного цинка, взятого в избытке, к 50 мл раствора, содержащего 0,01 моль сульфата меди(II), температура повышается на 9°C.
   a. Напишите уравнение реакции.
   b. Рассчитайте изменение энтальпии для 1 моль сульфата меди(II).
4. При добавлении 8 г нитрата аммония (NH_4NO_3) к 100 мл воды температура понижается на 6°C.
   a. Это экзотермический или эндотермический процесс?
   b. Рассчитайте изменение энтальпии для описанного выше процесса.
   c. Каким будет изменение энтальпии при растворении в воде 1 моль нитрата аммония при тех же условиях?

3.3 Изменение стандартной энтальпии. Закон Гесса

Одним из важнейших источников энергии, используемых нами в повседневной жизни, является топливо. В домах используется природный газ, в автомобилях – бензин и дизельное топливо, а иногда биоэтанол как альтернативное топливо. Каждый вид топлива выделяет различное количество энергии. Например, энергия, получаемая при сжигании равных объёмов бензина и биоэтанола, неодинакова, что затрудняет их сравнение.

- **Как вы думаете, какой из перечисленных выше видов топлива выделяет при сгорании наибольшее количество энергии?**
- **Как мы можем сравнить количество энергии, запасённое в различных видах топлива?**
- **Если бы для корректного сравнения потребовалось единое правило, какое правило вы бы предложили?**

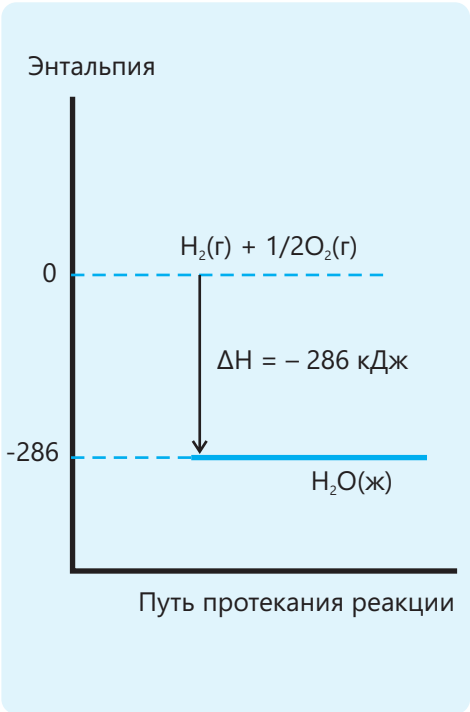
Стандартные условия

Ключевые слова: изменение стандартной энтальпии, стандартная энтальпия образования, стандартная энтальпия сгорания, закон Гесса

Различные виды топлива различаются по количеству выделяемой при их сгорании энергии. Это различие обусловлено не только химическим строением веществ, но и условиями, при которых проводятся измерения. Тепловой эффект одной и той же реакции может быть различным при изменении температуры и давления. Поэтому для сравнения изменения теплоты в реакциях все измерения следует проводить при одинаковых условиях. Такими условиями считаются давление 1 атм (100 кПа) и температура 298 K (25°C), эти условия называются **стандартным состоянием.** При этом для веществ указывается состояние их наиболее устойчивой физической формы. Например, для углерода устойчивым является твёрдое (графит), для кислорода – газообразное, а для воды – жидкое состояние.

Целью принятия стандартных условий является необходимость проведения сравнения тепловых эффектов химических реакций в одинаковых условиях. Определение тепловых эффектов реакций только в этих условиях позволяет получать достоверные результаты. Изменение теплоты, измеренное при стандартных условиях или пересчитанное при приведении условий к стандартным, называется **изменением стандартной энтальпии**. Изменение стандартной энтальпии характеризуется тепловым эффектом химической реакции, протекающей в стандартных условиях, и обозначается знаком $\Delta H°$. Здесь знак "°" указывает, что процесс проводится при стандартных условиях. Так же как изменение энтальпии, изменение стандартной энтальпии может принимать положительное или отрицательное значение в зависимости от направления реакции и указывается в уравнении реакции.

$$CH_4(г) + 2O_2(г) \rightarrow CO_2(г) + 2H_2O(ж) \qquad \Delta H° = -890 \text{ кДж}$$



Стандартная энтальпия образования

Одним из основных понятий, которое используется для сравнения энергий химических соединений, является **стандартная энтальпия образования**, обозначаемая ΔH_f° (от английского formation – "образование"). Эта величина в упрощённом виде характеризует процесс образования соединения. Стандартная энтальпия образования (ΔH_f°) – это изменение теплоты, произошедшее в результате образования 1 моль химического соединения из составляющих его элементов (в их наиболее устойчивой форме) в стандартных условиях. Например, стандартная энтальпия образования воды – это количество теплоты, выделяющееся при соединении газообразных водорода и кислорода с образованием 1 моль жидкой воды:

$$H_2(г) + 1/2O_2(г) \rightarrow H_2O(ж) \qquad \Delta H_f^\circ = -286 \text{ кДж/моль}$$

Теплота, которая выделяется при соединении углерода в форме графита и газообразного водорода с образованием 1 моль метана, является стандартной энтальпией образования метана:

$$C(графит) + 2H_2(г) \longrightarrow CH_4(г) \qquad \Delta H_f^\circ = -74{,}8 \text{ кДж/моль}$$

Ниже в таблице приведены стандартные энтальпии образования (ΔH_f°, 298 K, 1 атм) некоторых веществ:

Вещество	Состояние	ΔH_f°	Вещество	Состояние	ΔH_f°
C (графит)	Твёрдое	0	H_2O	Жидкое	–285,5
H_2	Газ	0	H_2O	Газ	–241,5
O_2	Газ	0	H_2O_2	Жидкое	–187,8
N_2	Газ	0	NH_3	Газ	–46,1
Cl_2	Газ	0	NO	Газ	+90,3
C (алмаз)	Твёрдое	+1,9	$CaCO_3$ (кальцит)	Твёрдое	–1206,9
CO_2	Газ	–393,5	SO_2	Газ	–296,8
CO	Газ	–110,5	H_2S	Газ	–20,6
CH_4	Газ	–74,8	HCl	Газ	–92,3
C_2H_6	Газ	–84,7	HBr	Газ	–36,3
C_2H_4	Газ	+52,3	HI	Газ	+26,5
C_2H_2	Газ	+226,7	NaCl	Твёрдое	–411,2
MgO	Твёрдое	–601,6	KCl	Твёрдое	–436,7
Al_2O_3	Твёрдое	–1675,7	CaO	Твёрдое	–635,1

Стандартная энтальпия сгорания

Процессы горения являются источником энергии для живых организмов и одним из важнейших источников энергии для промышленности и транспорта. Молярная энтальпия сгорания,

характеризующая количество теплоты, которая выделяется в ходе этих реакций, также может изменяться в зависимости от условий проведения реакции.
Чтобы можно было сравнивать тепловые эффекты, реакции горения также рассматриваются применительно к стандартным условиям. **Стандартная энтальпия сгорания** – это количество теплоты, которое выделяется при полном сгорании 1 моль вещества при стандартных условиях, обозначается ΔH°_c (от английского слова combustion – "горение").

Уравнение реакции		Стандартная энтальпия сгорания
C_2H_5OH(ж) + $3O_2$(г) → $2CO_2$(г) + $3H_2O$(ж)	$\Delta H^\circ = -1367$ кДж	$\Delta H^\circ_c = -1367$ кДж/моль
C_2H_4(г) + $3O_2$(г) → $2CO_2$(г) + $2H_2O$(ж)	$\Delta H^\circ = -1411$ кДж	$\Delta H^\circ_c = -1411$ кДж/моль
S(тв) + O_2(г) → SO_2(г)	$\Delta H^\circ = -296{,}8$ кДж	$\Delta H^\circ_c = -296{,}8$ кДж/моль

Поскольку, согласно уравнениям реакций, полностью сгорает 1 моль веществ, для этих реакций значение стандартного изменения энтальпии реакции равно стандартной теплоте сгорания. Однако для некоторых реакций значение изменения стандартной энтальпии не будет равным стандартной теплоте сгорания. В этих случаях, чтобы найти стандартную теплоту сгорания, необходимо изменение стандартной энтальпии разделить на коэффициент перед формулой сгораемого вещества.

Уравнение реакции		Стандартная энтальпия сгорания
$2C_2H_6$(г) + $7O_2$(г) → $4CO_2$(г) + $6H_2O$(ж)	$\Delta H^\circ = -3120$ кДж	$\Delta H^\circ_c = -1560$ кДж/моль
2CO(г) + O_2(г) → $2CO_2$(г)	$\Delta H^\circ = -566$ кДж	$\Delta H^\circ_c = -283$ кДж/моль

Деятельность

Какое топливо экономичнее?

Для преодоления расстояния в 100 км автомобилю потребуется 10 литров бензина (его формулу можно в общем виде принять как C_8H_{18}) или 12 литров биоэтанола.

Ход работы:

Шаг 1. Рассчитайте массу 10 литров бензина, используя его плотность.

Шаг 2. Рассчитайте массу 12 литров биоэтанола.

Шаг 3. Рассчитайте число молей каждого из использованных видов топлива.

Шаг 4. Используя значения ΔH°_c, рассчитайте энергию, выделяемую каждым видом топлива.

Шаг 5. Сравните полученные результаты.

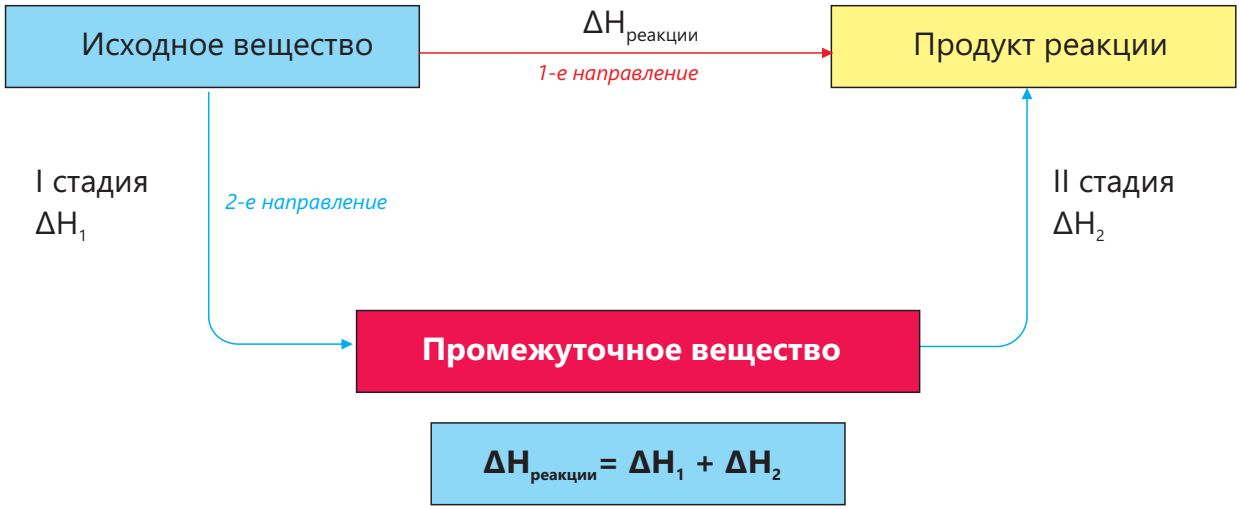
Обсудите:

1. Сколько теплоты выделяется при сгорании 1 моль бензина?
2. Сколько теплоты выделяется при сгорании 1 моль биоэтанола?
3. Какое топливо выделяет больше энергии?
4. Какие преимущества есть у биоэтанола?

Закон Гесса

Тепловые эффекты, наблюдаемые в ходе химических реакций, связаны с внутренней энергией веществ. Значение энтальпии реакции зависит от начального и конечного состояния реакционной системы. В то же время стадии, по которым протекает реакция, не оказывают влияния на изменение энтальпии. Если одну и ту же реакцию можно провести непосредственно (в одну стадию) или в несколько стадий, то общее изменение энтальпии реакции в обоих случаях будет одинаковым.

Закон Гесса: Суммарное изменение энтальпии в ходе химической реакции остаётся неизменным и не зависит от пути протекания от исходных веществ до продуктов реакции.



Как видно из схемы, изменение энтальпии реакции (ΔH) равно сумме изменений энтальпии стадии I (ΔH_1) и стадии II (ΔH_2).

Закон Гесса позволяет проводить различные расчёты для реакций, протекающих в несколько стадий. В этом случае необходимо сложить уравнения реакций таким образом, чтобы их сумма привела к уравнению итоговой реакции.

ПРИМЕР 1

$2A + B \rightarrow C \quad \Delta H° = +50$ кДж
$C \rightarrow 2D \quad \Delta H° = -80$ кДж

Рассчитайте изменение энтальпии (в кДж) для реакции $2A + B \rightarrow 2D$.

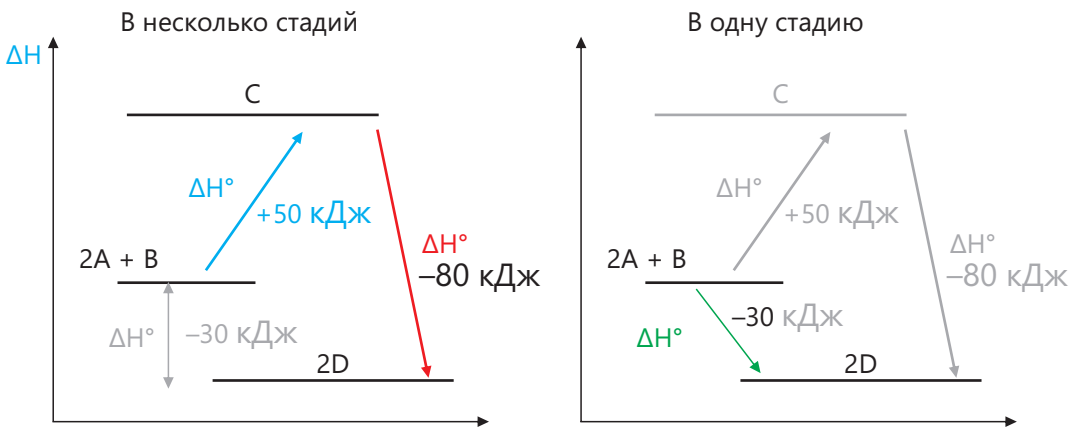
Решение:
При сложении уравнений двух реакций получим уравнение $2A + B \rightarrow 2D$.

$2A + B \rightarrow C$
$C \rightarrow 2D$
$2A + B \rightarrow 2D$

Согласно закону Гесса, при сложении тепловых эффектов всех стадий получается полное изменение энтальпии реакции.

$2A + B \rightarrow C \quad \Delta H° = +50$ кДж
$C \rightarrow 2D \quad \Delta H° = -80$ кДж
$2A + B \rightarrow 2D \quad \Delta H° = -30$ кДж

Это пояснение можно представить в виде следующей схемы:



Иногда при выполнении различных расчётов для многостадийных реакций на основании закона Гесса возникает необходимость преобразовывать уравнения реакций. При преобразовании уравнений следует соблюдать следующие правила:

1. При умножении уравнения реакции на какой-либо множитель изменение энтальпии реакции также умножается на тот же множитель. Например, если при сгорании 1 моль вещества $\Delta H = -300$ кДж, то при сгорании 2 моль $\Delta H = -600$ кДж.

2. Если необходимо записать уравнение реакции в обратном направлении, то изменение энтальпии записывается с противоположным знаком. Например, если для реакции $A \rightarrow B$ $\Delta H = -100$ кДж, то для реакции $B \rightarrow A$ $\Delta H = +100$ кДж.

ПРИМЕР 2

I. $2CO(г) + O_2(г) \rightarrow 2CO_2(г)$ $\Delta H = -566$ кДж

II. $2H_2(г) + O_2(г) \rightarrow 2H_2O(ж)$ $\Delta H = -571$ кДж

III. $2CH_3OH(г) + 3O_2(г) \rightarrow 2CO_2(г) + 4H_2O(г)$ $\Delta H = -1430$ кДж

Используя приведённые выше значения изменения энтальпии реакций, рассчитайте изменение энтальпии реакции получения метанола (CH_3OH) из монооксида углерода (CO) и газообразного водорода (H_2).

Решение:

Записывается уравнение реакции, для которой рассчитывается изменение энтальпии:

$$CO(г) + 2H_2(г) \rightarrow CH_3OH(г)$$

Как видно, в этом уравнении CO и H_2 находятся в левой части уравнения, а CH_3OH – в правой. Поэтому приведённые в задании уравнения реакций следует представить в такой форме, чтобы при их сложении вещества, не входящие в итоговое уравнение реакции (O_2 и H_2O), взаимно сократились, а полученное в итоге уравнение реакции имело вид: $CO(г) + 2H_2(г) \rightarrow CH_3OH(г)$. Поскольку последнее уравнение содержит 1 моль CO, коэффициенты в уравнении I следует поделить на 2:

$$CO + 1/2O_2 \rightarrow CO_2 \qquad \Delta H = -566 \text{ кДж}/2 = -283 \text{ кДж}$$

Поскольку в итоговом уравнении участвует 2 моль водорода ($2H_2$), уравнение II остаётся в первоначальном виде:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \qquad \Delta H = -571 \text{ кДж}$$

В итоговом уравнении CH_3OH находится в правой части в количестве 1 моль, поэтому в уравнении III следует изменить направление реакции на противоположное и поделить коэффициенты на 2. При этом знак ΔH также заменяется на противоположный:

$$CO_2 + 2H_2O \rightarrow CH_3OH + 3/2O_2 \qquad \Delta H = +1430/2 = +715 \text{ кДж}$$

Чтобы получить итоговое уравнение, левые и правые части уравнений стадий нужно сложить:

$$CO + 1/2O_2 \rightarrow CO_2 \qquad \Delta H = -566/2 = -283 \text{ кДж}$$

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \qquad \Delta H = -571 \text{ кДж}$$

$$CO_2 + 2H_2O \rightarrow CH_3OH + 3/2O_2 \qquad \Delta H = +1430/2 = +715 \text{ кДж}$$

$$CO(г) + 2H_2(г) \rightarrow CH_3OH(г)$$

$$\Delta H_{итог.} = (-283) + (-571) + (+715) = -139 \text{ кДж}$$

Тепловой эффект химических реакций можно рассчитывать согласно закону Гесса, исходя также из стандартных энтальпий образования реагирующих веществ и продуктов реакции. Поскольку изменение стандартной энтальпии реакции соответствует разности энергетических состояний исходных и конечных веществ, его можно рассчитать, вычитая из суммы стандартных энтальпий образования продуктов реакции сумму стандартных энтальпий образования исходных веществ:

$$\Delta H° = \sum n\Delta H_f°(\text{продукты}) - \sum n\Delta H_f°(\text{исходные вещества})$$

Здесь n – стехиометрические коэффициенты веществ, $\Delta H_f°$ – стандартная энтальпия образования.

ПРИМЕР 3

Вещество	Стандартная энтальпия образования, кДж/моль
CH_4	–74,8
O_2	0
CO_2	–393,5
H_2O(ж)	–285,5

Рассчитайте стандартную энтальпию реакции (кДж) $CH_4(г) + 2O_2(г) \rightarrow CO_2(г) + 2H_2O(ж)$.

Решение:

Стандартную энтальпию реакции можно рассчитать следующим образом:

$\Delta H° = [\Delta H_f°(CO_2) + 2\Delta H_f°(H_2O)] - [\Delta H_f°(CH_4)] = [(-393,5) + 2 \cdot (-285,5)] - [-74,8] = -889,7$ кДж

Иногда стандартную энтальпию образования вещества можно рассчитать, исходя из его стандартной энтальпии сгорания. В этом случае, чтобы рассчитать теплоту образования вещества, нужно от суммы стандартных энтальпий образования продуктов вычесть стандартную энтальпию сгорания этого вещества:

$$\Delta H_f°(\text{вещество}) = [\sum \Delta H_f°(\text{продукты})] - \Delta H_c°(\text{вещество})$$

Здесь $\Delta H_f°$ – стандартная энтальпия образования вещества, $\sum \Delta H_f°$ – сумма стандартных энтальпий образования продуктов, $\Delta H_c°$ – стандартная энтальпия сгорания вещества.

ПРИМЕР 4

$CH_3OH(ж) + 3/2O_2(г) \rightarrow CO_2(г) + 2H_2O(ж)$ $\Delta H° = -726$ кДж

$\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393{,}5$ кДж/моль

$\Delta H_f^\circ (H_2O) = -285{,}8$ кДж/моль

Рассчитайте стандартную энтальпию образования метанола.

Как видно из уравнения реакции сгорания метанола: $\Delta H_c^\circ (CH_3OH) = -726$ кДж/моль. Учитывая приведённые данные, стандартную энтальпию образования метанола можно рассчитать следующим образом:

$$\Delta H_f^\circ (CH_3OH) = [\Delta H_f^\circ (CO_2) + 2\Delta H_f^\circ (H_2O)] - \Delta H_c^\circ (CH_3OH)$$

$$\Delta H_f^\circ (CH_3OH) = [(-393{,}5) + 2(-285{,}8)] - (-726) = -238{,}7 \text{ кДж/моль}$$

ПОДУМАЙ • ОБСУДИ • ПОДЕЛИСЬ

Тепловые эффекты реакций, которые не могут быть определены непосредственно или же их определение сопряжено с трудностями, можно рассчитать на основании закона Гесса. Например, реакция превращения алмаза в графит протекает очень медленно. Поэтому измерить тепловой эффект этой реакции достаточно сложно.

Зная, что ΔH_c° (графит) = –393,5 кДж/моль и ΔH_c° (алмаз) = –395,4 кДж/моль, как можно рассчитать изменение стандартной энтальпии превращения $C_{(алмаз)} \rightarrow C_{(графит)}$?

Примените полученные знания

1. Ответьте на следующие вопросы, учитывая, что $2H_2(г) + O_2(г) \rightarrow 2H_2O(ж)$ $\Delta H = -571$ кДж.

a. Это эндотермическая или экзотермическая реакция?

b. У каких веществ энтальпия больше – продуктов реакции или реагирующих веществ?

c. Какое значение принимает ΔH следующих реакций?

$2H_2O(ж) \rightarrow 2H_2(г) + O_2(г)$

$H_2(г) + 1/2O_2(г) \rightarrow H_2O(ж)$

d. Как, исходя из реакции $H_2O(ж) \rightarrow H_2O(г)$ $\Delta H = +44$ кДж, рассчитать значение ΔH для реакции $2H_2(г) + O_2(г) \rightarrow 2H_2O(г)$?

2. 21 июля1969 года в рамках миссии “Аполлон-11” человек впервые высадился на Луну – этим человеком был Нил Армстронг. В этом проекте в двигателях лунного модуля были использованы метилгидразин (CH_3NHNH_2) и тетраоксид диазота (N_2O_4). Эти жидкости были выбраны в качестве топлива с особой тщательностью, так как при контакте указанные вещества самопроизвольно воспламеняются (самовозгораются) с выделением большого количества теплоты. Воспользуйтесь интернет-ресурсами и рассчитайте изменение энтальпии этих реакций.

Проверьте полученные знания

1. Какой температуре и давлению соответствует стандартное состояние вещества? Чем обусловлена необходимость использования этого параметра?

2. Что такое стандартная энтальпия образования и стандартная энтальпия сгорания? Приведите для каждого понятия по одному примеру.

3. Можно ли на основании уравнения $CH_4(г) + 2O_2(г) \rightarrow CO_2(г) + 2H_2O(ж)$ $\Delta H° = -889{,}7$ кДж судить о стандартной энтальпии сгорания и стандартной энтальпии образования каждого из участвующих в реакции веществ? Обоснуйте свой ответ.

4. Используя приведённые данные, рассчитайте стандартное изменение энтальпии при полном сгорании 1 моль керосина в кислороде, приняв условно формулу керосина как $C_{11}H_{24}$.

ΔH_f° $[C_{11}H_{24}(ж)] = -327$ кДж/моль

ΔH_f° $[CO_2(г)] = -394$ кДж/моль

ΔH_f° $[H_2O(ж)] = -286$ кДж/моль

5. $N_2(г) + 3H_2(г) \rightarrow 2NH_3(г)$ $\Delta H = -92$ кДж

$2H_2(г) + O_2(г) \rightarrow 2H_2O(г)$ $\Delta H = -484$ кДж

$N_2(г) + O_2(г) \rightarrow 2NO(г)$ $\Delta H = +181$ кДж

Рассчитайте изменение энтальпии реакции окисления аммиака:

$4NH_3(г) + 5O_2(г) \rightarrow 4NO(г) + 6H_2O(г)$

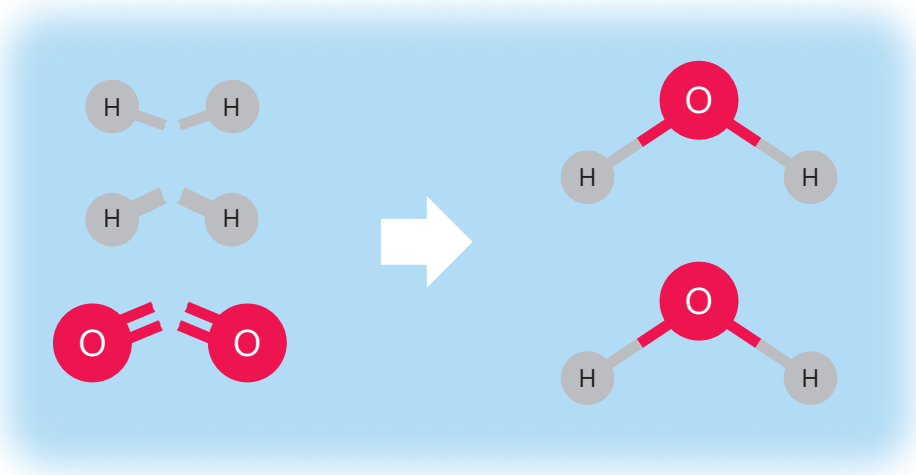
3.4 Энергия связи

Если поднести друг к другу противоположные полюса двух сильных магнитов, они мгновенно соединяются под действием сильного притяжения, как будто невидимая сила приближает их друг к другу. Однако при попытке отделить эти магниты друг от друга, наоборот, прикладывается значительная сила (энергия). Очевидно, что изменение энергии происходит как в процессе соединения, так и в процессе разделения магнитов.

- **Почему магниты, если их близко поднести друг к другу, соединяются под действием сильного притяжения?**
- **Почему нужно приложить дополнительную силу, чтобы их разделить?**
- **Когда в этих опытах энергия поглощается, а когда выделяется?**
- **Какие схожие примеры вы можете привести: из повседневной жизни; химических реакций?**

Ключевые слова энергия связи, кДж/моль, разрыв связи, образование связи

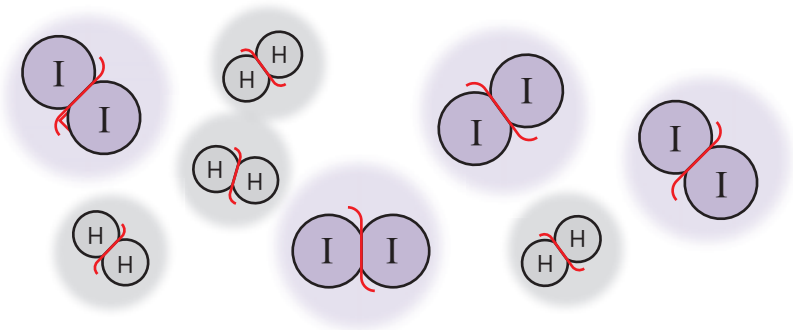
Хотя в ходе химических реакций наблюдаются изменения во внешнем виде веществ, в основе этих реакций лежит процесс соединения и разделения атомов. Представьте себе, что сносят старое здание. Сначала камни и кирпичи отделяют друг от друга. Затем, при использовании этих же или новых материалов, строится другое здание. Похожая картина наблюдается и в химических реакциях: сначала разрываются существующие связи, затем образуются новые, и в результате образуется совершенно другое вещество.



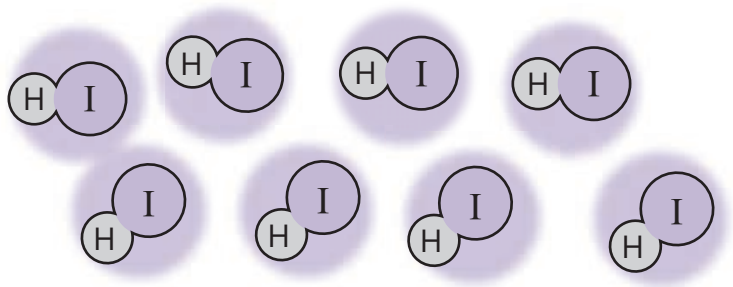
Ни одна химическая реакция не происходят без разрыва старых связей и образования новых. Поэтому, чтобы понять сущность реакций, важно в первую очередь понять, каким образом разрываются и образуются связи. При разрыве химических связей теплота поглощается, а при их образовании – выделяется. Например, для разрыва связей Cl–Cl в 1 моль молекул хлора требуется 242 кДж энергии. Если эти же атомы хлора снова образуют связи Cl–Cl, выделяется такое же количество энергии (242 кДж). Как видим, это количество энергии выражает как энергию, необходимую для разрыва связи, так и энергию, выделяющуюся при образовании связи. Эта энергия называется **энергией связи**.

Энергия, необходимая для разрыва 1 моль связей или выделяющаяся при образовании 1 моль связей, называется **энергией связи**. Энергия связи обозначается буквой E и измеряется в кДж/моль.

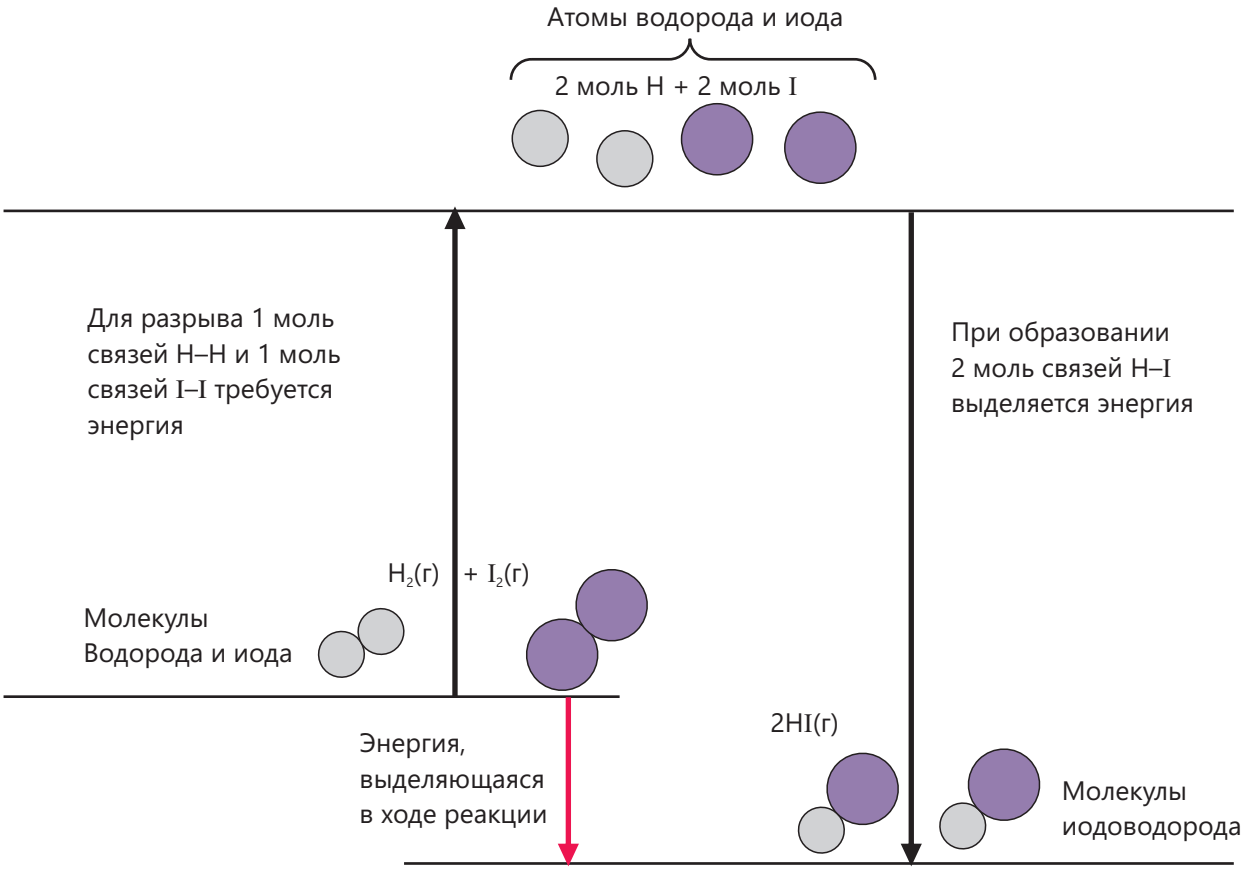
Например, водород реагирует с иодом с образованием иодоводорода. При этом сначала происходит разрыв связей в молекулах водорода и иода. Для этого требуется энергия.



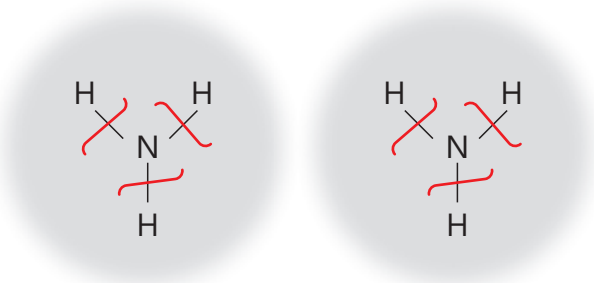
Затем за счёт связей, возникающих между атомами водорода и иода, образуются молекулы иодоводорода. При этом энергия выделяется.



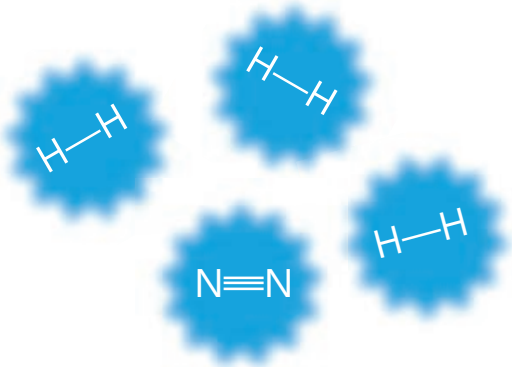
В этой реакции суммарная энергия, необходимая для разрыва связей H–H и I–I, меньше энергии, выделяющейся при образовании двух связей H–I.
Поэтому в результате реакции выделяется теплота – реакция является экзотермической.



При сильном нагревании газообразный аммиак разлагается, образуя газообразные азот и водород.



На разрыв связей в молекуле аммиака энергия затрачивается (поглощается извне).



Между атомами водорода и между атомами азота образуются связи. При этом энергия выделяется.

В ходе этой реакции энергия, необходимая для разрыва связей, больше энергии, выделяющейся при образовании новых связей. Поэтому реакция протекает с поглощением теплоты и является эндотермической.

Если энергия, затраченная на разрыв связей, меньше энергии, выделяемой при образовании новых связей, реакция является **экзотермической**, а в обратном случае – **эндотермической**.

Различные химические связи отличаются друг от друга по своей энергии. Например:

Связь	Энергия связи, кДж/моль	Связь	Энергия связи, кДж/моль
H–H	436	N–H	391
Cl–Cl	242	C–H	412
O=O	496	C–C	346
N≡N	946	C=C	612
O–H	463	C≡C	835
H–Cl	431	C=O	358

Деятельность

Как на основании энергии связи определить, являются реакции экзотермическими или эндотермическими?

a. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

b. $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

Ход работы:

Шаг 1. Изобразите молекулярное строение веществ, приведённых в реакциях, и определите энергии связей в каждой молекуле. Для этого вы можете использовать представленную в теме таблицу и интернет-ресурсы.

Шаг 2. Для каждой реакции рассчитайте сумму энергий связей в молекулах реагирующих веществ; в молекулах продуктов реакции. При этом должны быть учтены коэффициенты в уравнении реакции.

Шаг 3. Для каждой реакции рассчитайте изменение энтальпии по разности между суммой энергий связей в молекулах реагирующих веществ и суммой энергий связей в молекулах продуктов реакции.

Шаг 4. Для каждой реакции постройте энергетическую диаграмму.

Обсудите:

1. **В какой реакции на разрыв связей затрачивается наибольшее количество энергии?**
2. **В какой реакции при образовании связей выделяется наибольшее количество энергии?**
3. **Какие реакции являются экзотермическими, а какие – эндотермическими?**
4. **В том случае, если неизвестна энергия связи для одной из связей в молекулах реагирующих веществ или продуктов реакции, возможно ли рассчитать её, исходя из теплового эффекта реакции? Составьте соответствующее задание.**

Используя энергии связей в молекулах веществ, можно рассчитать изменение энтальпии реакций:

ПРИМЕР

1. Учитывая, что E(H–H) = 436 кДж/моль, E(Cl–Cl) = 242 кДж/моль, E(H–Cl) = 431 кДж/моль, для реакции $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$:

a. рассчитайте изменение энтальпии (в кДж);

b. определите, является реакция экзотермической или эндотермической;

c. постройте энергетическую диаграмму.

Решение:

a. Энергия, израсходованная на разрыв связей:

E(H–H) = 436 кДж/моль

E(Cl–Cl) = 242 кДж/моль

Всего = 678 кДж

Энергия, выделившаяся при образовании связей:

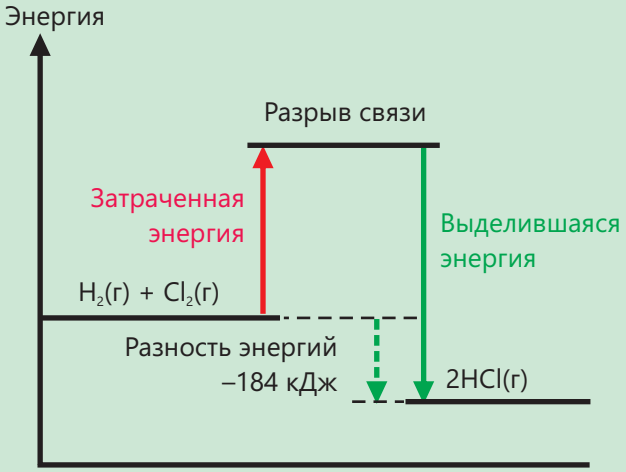
2 × E(H–Cl) = 2 · 431 = 862 кДж

Изменение энтальпии:

ΔH = 678 – 862 = –184 кДж

b. Реакция является экзотермической, так как выделившаяся энергия больше поглощённой энергии (изменение энтальпии – отрицательное).

c. Энергетическая диаграмма представлена ниже:



2. Учитывая, что E(N–H) = 391 кДж/моль, E(N≡N) = 946 кДж/моль, а уравнение реакции

$$2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2 \quad \Delta H = +92 \text{ кДж},$$

a. рассчитайте энергию связи H–H (кДж/моль);

b. постройте энергетическую диаграмму.

Решение:

a. Энергия, затраченная на разрыв связей:

6 · E(N–H) = 6 · 391 = 2346 кДж

Энергия, выделившаяся при образовании связей:

E(N≡N) = 946 кДж

3 · E(H–H) = 3x кДж

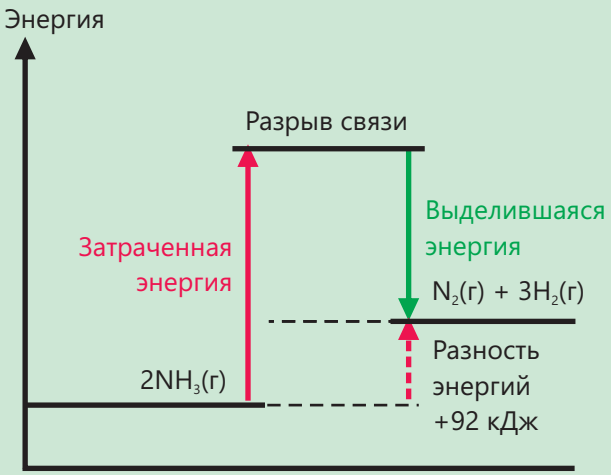
Сумма = (946 + 3x) кДж

Изменение энтальпии:

2346 – (946 + 3x) = +92 кДж

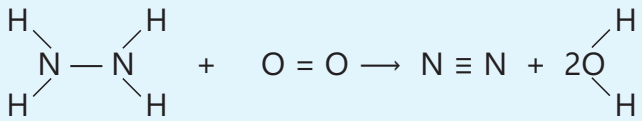
x = 436 кДж

b. Энергетическая диаграмма представлена ниже:



Примените полученные знания

1. Приведена реакция горения гидразина (N_2H_4), находящегося в газообразном состоянии.



a. Определите, какие связи разрываются.

b. Определите, какие связи образуются.

c. Рассчитайте суммарную энергию, которая потребуется для разрыва всех связей.

d. Рассчитайте суммарную энергию, выделившуюся при образовании новых связей.

e. Рассчитайте изменение энтальпии реакции.

f. Определите, реакция является экзотермической или эндотермической.

g. Выскажите своё мнение об использовании гидразина в качестве топлива.

2. Используя приведённые данные, рассчитайте энергию связи O–H в молекуле воды.

$H_2O(г) \rightarrow HO(г) + H(г)$ $\Delta H° = 498$ кДж

$HO(г) \rightarrow H(г) + O(г)$ $\Delta H° = 428$ кДж

Проверьте полученные знания

1. Что такое энергия связи и в каких единицах измеряется?

2. Некоторые реакции являются эндотермическими. Объясните причину, исходя из понятий разрыва и образования связей.

3. Используя данные об энергиях связи в веществах, рассчитайте изменение энтальпии (в кДж) для приведённых реакций и постройте их энергетические диаграммы.

a. $C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$

b. $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

4.

E(H–H) = 436 кДж/моль,

E(H–Cl) = 431 кДж/моль,

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ $\Delta H = -184$ кДж,

рассчитайте энергию связи Cl–Cl (в кДж/моль).

3.5 Расчёт энергетической ценности продуктов питания

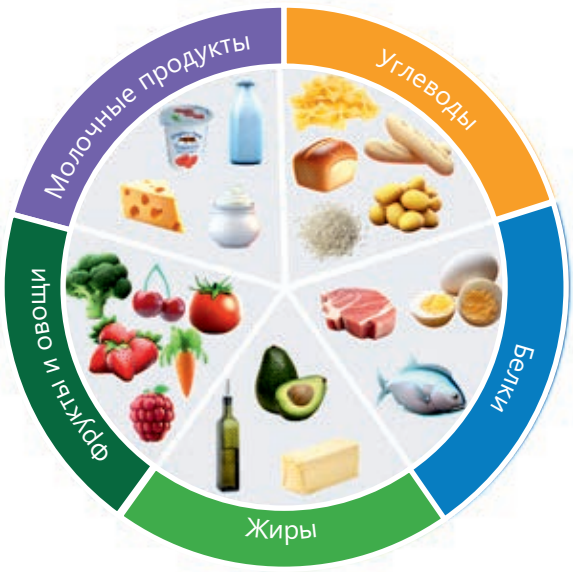
Один из двух спортсменов перед тренировкой съедает 200 г орехов, а другой – такую же массу фруктов и овощей. После выполнения одинаковых спортивных упражнений чувство голода у одного спортсмена появляется раньше, чем у другого. Следовательно, несмотря на одинаковую массу съеденного, организму передаётся различное количество энергии.

- **Как вы думаете, какой спортсмен проголодается быстрее?**
- **Чем определяется энергия пищи?**
- **Как вы думаете, какие продукты чаще всего вызывают у человека ожирение?**
- **Возможно ли экспериментально определить энергетическую ценность того или иного продукта питания?**

Ключевые слова: пищевая энергия, энергетическая ценность продуктов питания

Пища является источником энергии для живых организмов. Когда вещества, содержащиеся в продуктах (в особенности жиры, углеводы и белки), реагируют с кислородом, эта энергия выделяется в виде теплоты и называется **пищевой энергией**.

Пищевая энергия – это химическая энергия, которую люди и животные получают из пищи для поддержания своей жизнедеятельности.



У продуктов, взятых в одинаковой массе, различный состав, поэтому их энергетическая ценность также различна. Основной причиной такого различия является разная способность жиров, углеводов и белков обеспечивать организм энергией. Энергетическая ценность пищи указывается в килоджоулях (кДж) или килокалориях (ккал).

В целом, каждый грамм жира даёт приблизительно 37 ккал энергии, тогда как каждый грамм углеводов и белков – приблизительно 17 ккал энергии. С увеличением содержания воды и клетчатки в продукте его энергетическая ценность снижается, поэтому овощи и фрукты с высоким содержанием воды имеют меньший запас энергии. В сушёных, жареных или жирных продуктах низкое содержание воды, но высокая массовая доля жира и сухих веществ, поэтому они передают организму много энергии.

Энергетическая ценность некоторых продуктов:

Продукт питания	Мера	Энергия (ккал)	Продукт питания	Мера	Энергия (ккал)
Молоко (средней жирности)	1 стакан (250 мл)	160	Подсолнечное масло	1 столовая ложка (15 мл)	120
Гатыг (средней жирности)	1 пиала (200 г)	120	Оливковое масло	1 столовая ложка (15 мл)	120
Хлеб пшеничный белый	1 ломтик (30 г)	80	Сливочное масло	1 столовая ложка (14 г)	100
Лаваш	1 шт. (50 г)	135	Сахар (белый)	1 чайная ложка (4 г)	16
Хлеб тандыр	1 ломтик (50 г)	130	Мёд	1 столовая ложка (21 г)	64
Рис белый (отварной)	100 г	130	Бананы	1 среднего размера (120 г)	105
Рис коричневый (отварной)	100 г	111	Яблоки	1 среднего размера (150 г)	78
Булгур (отварной)	100 г	83	Виноград	1 пиала (100 г)	69
Крупа гречневая (отварная)	100 г	92	Зёрна граната	1 пиала (150 г)	125
Макароны (отварные)	100 г	155	Огурцы	1 среднего размера (150 г)	24
Картофель (отварной)	1 ср. р. (150 г)	120	Помидоры	1 среднего размера (150 г)	22
Яйцо куриное	1 шт. (50 г)	70	Зелёный лук	1 пучок (50 г)	16
Куриное филе (отварное)	100 г	165	Петрушка	1 пучок (50 г)	18
Говядина без жира (отварная)	100 г	240	Укроп	1 пучок (50 г)	22
Рыба (отварная)	100 г	190	Кинза	1 пучок (50 г)	12
Белый сыр	1 ломтик (30 г)	80	Базилик	1 пучок (50 г)	12
Творог	100 г	98	Салат латук	5 листьев (50 г)	8

Деятельность

Как можно сравнить энергетическую ценность грецких орехов (или фундука) и хлеба?

Принадлежности: спиртовка, металлический сосуд (или небольшая консервная банка), штатив, зажим, термометр, игла/проволока (для закрепления образца), 100 мл воды, электронные весы, грецкий орех (или фундук), хлеб.

Ход работы:

Шаг 1. Соберите прибор, показанный на рисунке на стр. 86.

Шаг 2. Налейте в сосуд 100 мл воды и измерьте начальную температуру (t_1).

Шаг 3. Закрепите образец ореха на игле и взвесьте на весах (m_1).

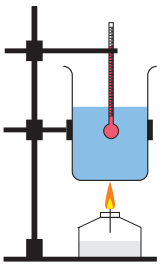
Шаг 4. Подожгите образец и нагревайте с его помощью воду. Когда температура станет постоянной, запишите конечную температуру (t_2) и вычислите разность температур ($t_2 - t_1$).

Шаг 5. После охлаждения иглы до комнатной температуры снова взвесьте её (m_2) и вычислите потерянную при сгорании массу ($m_1 - m_2$).

Шаг 6. Повторите этот опыт с образцом хлеба.

Шаг 7. Повторите опыты и с грецким орехом (или фундуком), и с хлебом дважды и рассчитайте среднюю температуру.

Шаг 8. На основании результатов опыта рассчитайте тепловой эффект реакции.



Обсудите:

1. У какого продукта питания энергетическая ценность выше?

2. Какова энергетическая ценность (в кДж) 100 грамм каждого продукта?

3. Сравните значения, которые вы получили в результате опыта, с реальными значениями? Есть ли существенная разница? Если да, то чем она обусловлена?

Для измерения энергетической ценности пищи можно, обратив энергию в теплоту, определить эту теплоту по изменению под её воздействием температуры теплоносителя.

Энергия
Способность тела совершать работу.

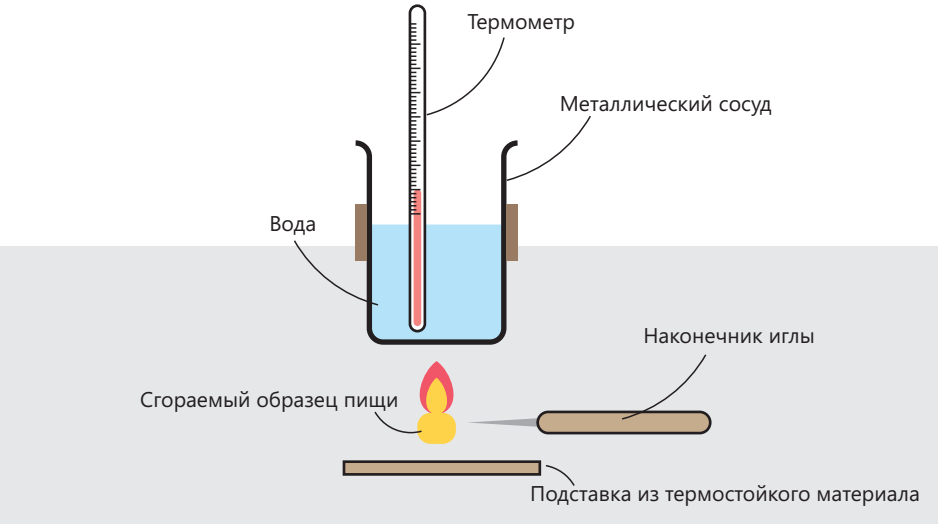
Теплота
Передача энергии от нагретого тела к холодному телу из-за разницы температур.

Температура
Показатель того, насколько "горячим" или "холодным" является тело.

Знаете ли вы?
Зерновые и бобовые являются, как правило, продуктами со средней энергетической ценностью, в то время как орехи и продукты с высоким содержанием жира имеют самую высокую энергетическую ценность. Способ приготовления пищи также оказывает существенное влияние на её энергетическую ценность. Обычно продукты, приготовленные в воде или на пару, имеют низкую энергетическую ценность, в то время как продукты, жареные или приготовленные на масле, имеют высокую энергетическую ценность.

Для этого образец пищи сжигают, за счёт выделяющейся теплоты нагревают жидкость (теплоноситель) и определяют изменение температуры жидкости. Тепловой эффект реакции горения рассчитывают на основании разницы температур по формуле $\Delta H = m \cdot c \cdot \Delta T$.

Эта последовательность операций лежит в основе принципа работы простого калориметра. Для выполнения этой работы в школьной лаборатории достаточно иметь в наличии металлической сосуд (или небольшую консервную банку), воду и термометр. Использование воды в качестве теплоносителя обусловлено тем, что она доступна, безопасна, находится при комнатной температуре в жидком состоянии, её температуру можно легко измерить с помощью термометра, а также её высокой удельной теплоёмкостью.



При этом потери теплоты за счёт её передачи в окружающую среду не учитываются, а количество теплоты, полученной водой, принимается как близкое к количеству теплоты, отданной пищей.

Это количество теплоты, поделённое на массу образца пищи, показывает энергетическую ценность продукта питания, которая, как правило, выражается в кДж/г, либо энергетическая ценность продукта питания указывается в расчёте на 100 г продукта в кДж/100 г.

При сравнении наблюдается некоторое расхождение полученных результатов с информацией на этикетках продуктов питания. Это связано с тем, что часть теплоты передаётся воздуху. На результат также влияют неполное сгорание продуктов питания, испарение части воды и низкая точность измерений. Для повышения качества результатов целесообразно частично изолировать прибор, устанавливать пламя строго по центру, слегка перемешивать воду, повторять измерения несколько раз с целью получения усредненного результата. Для более высокой точности определений используют бомбовый калориметр, работающий в замкнутом сосуде при постоянном объёме.

Примените полученные знания

1. При сгорании 5 г продукта питания температура 100 г воды изменяется от 20°C до 80°C.

Рассчитайте энергетическую ценность продукта (в ккал).

2. Смесь Trek на 60% состоит из орехов (2600 кДж/100 г) и на 40% из изюма (1200 кДж/100 г). Рассчитайте энергетическую ценность смеси в кДж/100 г и энергетическую ценность её порции массой 30 г (в кДж).

3. Один фундук даёт в среднем 25 кДж энергии. Сколько приблизительно штук фундука потребуется, чтобы повысить температуру 200 г воды на 5°C?

Проверьте полученные знания

1. Какое различие вы можете провести между понятиями “энергия”, “теплота” и “температура”?
2. Почему в расчётах на основании калориметрических измерений используется вода?
3. Как можно повысить точность результатов измерений на простом калориметре?
4. Сравните энергетическую ценность “жареного” и “отварного” картофеля одинаковой массы. Какой из них даёт больше энергии? Объясните причину.

Фоссильное топливо (нефть, природный газ, зола, уголь и т.д.) относится к невозобновляемым энергетическим ресурсам. Эти виды топлива не образуются в недрах с той же скоростью, с какой истощаются их запасы, вот почему их называют “невозобновляемыми” ресурсами. Были проведены расчёты, учитывающие методы добычи и скорость эксплуатации, которые приблизительно показывают, сколько лет будет ещё возможно использовать существующие запасы.

Фоссильное топливо	Приблизительные оценки периода, до которого хватит запасов фоссильного топлива
Природный газ	2110 год
Нефть	2080 год
Каменный уголь	2500 год

Поэтому важно рационально использовать невозобновляемые виды топлива и рассматривать возможность использования в будущем возобновляемых альтернативных источников энергии.

Атомная энергия

В 1956 году около Селлафилда (графство Камбрия, Великобритания) была введена в эксплуатацию атомная электростанция (АЭС) «Колдер-Холл». Эта станция является первым в мире ядерным реактором, производящим электроэнергию в промышленных масштабах. Ядерные реакторы берут энергию главным образом от реакции деления ядер изотопа урана U-235. В процессе деления выделяется очень большое количество энергии.

Солнечная энергия

Крупнейшим источником энергии для нашей планеты является Солнце. В современную эпоху одним из наиболее важных применений солнечной энергии являются солнечные панели. Солнечные панели изготавливаются из специальных материалов и преобразуют солнечный свет непосредственно в электрическую энергию. Свет, падающий на панель, вызывает движение электронов, создавая электрический ток.

Преимуществом солнечных панелей является то, что они не загрязняют воздух и являются экологически чистым источником энергии. Наряду с этим солнечная энергия неисчерпаема, а это значит, что мы сможем использовать её бесконечно.

Энергия биомассы и биогаза

С древних времён люди в качестве топлива использовали древесину, растительные остатки и отходы животных. Эти источники называются биомассой. Получение энергии из биомассы — один из старейших методов, который до сих пор повсеместно широко используется. Современные технологии позволяют использовать биомассу более эффективно. Для производства биогаза растительные отходы, солома, листья и некоторые бытовые отходы разлагаются в специальных устройствах. Основным компонентом этого газа является метан, который сжигают так же, как обычный природный газ, и используют для производства энергии.

Водородная энергия

Области применения водородной энергетики стремительно расширяются. В настоящее время в ряде стран используются автобусы, автомобили и поезда, работающие на водородном топливе, и даже проводятся его испытания на самолетах. Эти транспортные средства не выбрасывают в воздух вредных газов, выделяя в основном пары воды. Поэтому водород считается одной из экологически чистых альтернатив в транспортном секторе. Однако использование водорода сопряжено с определёнными трудностями. Производство, транспортировка и хранение водорода – дорогостоящий процесс. Для его хранения в виде сжатого газа или в жидком состоянии нужны особые условия. В то же время ввиду взрывоопасности водорода при работе с ним необходимо строго соблюдать меры предосторожности. Именно поэтому учёные продолжают работать над созданием более безопасных и дешёвых технологий.

Энергия ветра

В наше время энергия ветра используется для производства электричества. Принцип работы ветряных турбин крайне прост: при сильном ветре большие лопасти начинают вращаться. Это движение приводит в действие генератор, вследствие чего вырабатывается электрическая энергия. Подобные турбины обычно устанавливают в ветреных прибрежных зонах, предгорьях и на открытых равнинах. Энергия ветра имеет множество преимуществ. Прежде всего, этот источник энергии неисчерпаем, и он не наносит ущерба природе: во время работы ветряные турбины не выбрасывают в атмосферу вредные газы. Следовательно, применение энергии ветра способствует защите окружающей среды.

Проект

Какое топливо эффективнее?

В современном мире промышленное производство, транспорт и бытовая деятельность, относящиеся к основным областям экономики, зависят от энергетических ресурсов. В последние десятилетия в результате роста населения, быстрой урбанизации и цифровизации спрос на энергию неуклонно растёт, и, в частности, доля электроэнергии в этом спросе значительно увеличивается. В то же время риск изменения климата вынуждает страны переходить на более чистые и устойчивые в экологическом аспекте источники энергии.

Поэтому выбор топлива оценивается исходя из трёх основных критериев: **безопасность, экономическая эффективность и воздействие на экологию**.

Практическая значимость топлива измеряется его энергетической плотностью, которая показывает количество энергии, выделяемой единицей массы или объёма. С этой точки зрения особое значение имеет жидкое топливо. Это обусловлено тем, что оно горит устойчивым пламенем без копоти, не образует золы, а также легко транспортируется и хранится. В качестве жидкого топлива широко используются нефть и получаемые из неё другие жидкие продукты, спирты и др.

В рамках этого проекта будет изучено количество энергии, выделяемой при сгорании различных спиртов. Поскольку химический состав каждого спирта отличается от других, количество энергии, выделяемой при его сгорании, также будет отличаться. Во время реализации проекта будет определена теплотворная способность спиртов и проведено сравнение их эффективности. Полученные результаты помогут сформировать представление о практическом использовании топлива и его энергетической эффективности.

Принадлежности: спиртовка, метанол, этанол, пропанол-1, бутанол-1, электронные весы, металлический сосуд, штатив, держатель, термометр, мерный цилиндр, дистиллированная вода, подставка из термостойкого материала.

Ход работы:

1. Соберите прибор с простым калориметром.

Соберите прибор, используя штатив, держатель, металлический сосуд (или небольшую консервную банку), термометр и подставку из термостойкого материала. Чтобы уменьшить потерю тепла, оберните сосуд фольгой.

2. Измерьте массу и температуру воды.

Налейте в сосуд 100 г дистиллированной воды и, опустив в воду термометр, отметьте начальную температуру (t_1).

3. Подготовьте спиртовку и измерьте на весах её массу.

Налейте небольшое количество метанола в спиртовку, взвесьте спиртовку вместе с колпачком на электронных весах (m_1).

4. Начните нагревание.

Зажгите спиртовку и установите сосуд на определённом (неизменном) расстоянии от спиртовки. Следите за показаниями термометра, при необходимости слегка помешивайте воду.

5. Отметьте конечную температуру.

Потушите пламя спиртовки, отметьте конечную температуру (t_2) воды и рассчитайте Δt.

6. Определите массу сжигаемого топлива.

После того, как спиртовка охладится до комнатной температуры, снова взвесьте её на весах (m_2) и рассчитайте массу сгораемого топлива (m_1–m_2).

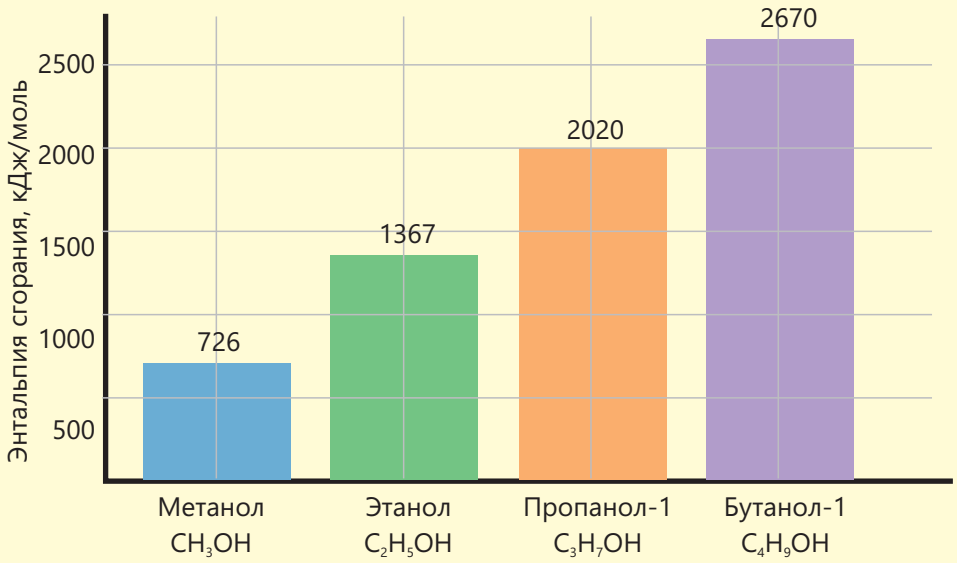
7. Проведите расчёты.
Используя массу воды, изменение температуры и её удельную теплоёмкость, определите изменение энтальпии. Исходя из изменения энтальпии и массы сгораемого метанола, рассчитайте изменения энтальпии, соответствующие 100 г метанола и 1 моль метанола.

8. Отметьте полученные результаты.
Начертите в тетради следующую таблицу и занесите в неё все результаты.

Спирт	Масса воды, г	Δt (°C)	Масса сгораемого топлива, г	ΔH, кДж	ΔH, кДж/100 г	ΔH, кДж/моль
Метанол						
Этанол						
Пропанол-1						
Бутанол-1						

9. Повторите этот опыт для других спиртов.
Проведите аналогичные опыты с этанолом, пропанолом-1 и бутанолом-1 и запишите результаты в таблицу.

Обсуждение результатов
1. Как молярная масса спиртов влияет на их энергетическую ценность?
2. Можно ли установить взаимосвязь между молярной массой и энергетической ценностью?
3. При сравнении полученных результатов со стандартной энтальпией сгорания каждого спирта, у какого спирта оказалась наибольшая разница в значениях? Чем она может быть обусловлена?
4. На основании полученных результатов составьте диаграмму в Excel для 100 г каждого спирта, как показано на рисунке:



Заключение

Термохимия –
раздел химии, изучающий тепловые эффекты, наблюдаемые в ходе химических реакций.

Количество теплоты, выделенное или поглощённое в ходе реакции, называется **тепловым эффектом реакции.**

Тепловой эффект выражается **изменением энтальпии (ΔH)**

Расчёт **изменения энтальпии** производится различными методами.

С помощью калориметра
При изменении температуры вещества можно рассчитать изменение энтальпии (ΔH), если знать его массу (m), удельную теплоёмкость (c) и изменение температуры (Δt):

$$\Delta H = m \cdot c \cdot \Delta t$$

На основании закона Гесса
Суммарное изменение энтальпии в ходе химической реакции является постоянным и не зависит от пути, пройденного в реакции от исходных веществ до продуктов реакции. Изменение энтальпии реакции рассчитывается с помощью следующих формул:

$$\Delta H^\circ = \sum n\Delta H_f^\circ \text{ (продукты)} - \sum n\Delta H_f^\circ \text{ (исходные вещества)}$$

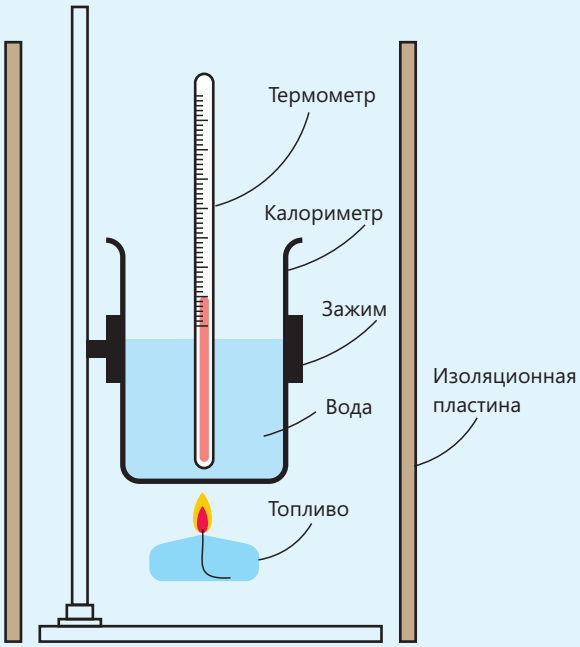
$$\Delta H_f^\circ \text{ (вещество)} = [\sum \Delta H_f^\circ \text{ (продукты)}] - \Delta H_c^\circ \text{ (вещество)}$$

На основании энергии связи
Энергия, необходимая для разрыва 1 моль связей или выделяющаяся при образовании 1 моль связей, называется энергией связи. На основании энергии связи можно рассчитать изменение энтальпии реакции по следующей формуле:

$$\Delta H = \sum E_{\text{разорванные связи}} - \sum E_{\text{образовавшиеся связи}}$$

Обобщающие задания

1. Исследователь изучает четыре образца топлива. Для этого он собирает следующий прибор. Образцы топлива используются им для нагрева воды. При этом он сжигает в спиртовке различные виды топлива и измеряет изменение температуры воды.



a. Укажите переменную, которую изменял исследователь.

b. Укажите переменную, которую измерял исследователь.

c. Используя каждый вид топлива, исследователь нагревает один и тот же объём воды. Укажите основной момент, который он должен проконтролировать.

d. Ниже показаны результаты, полученные исследователем при сгорании одной и той же массы топлива.

Топливо	Начальная температура (°C)	Конечная температура (°C)	Изменение температуры (°C)
этанол	19	56	
пропанол	20	63	
бутанол	20	65	
пентанол	21	68	

I. Перепишите в тетрадь и дополните таблицу.

II. Сравните удельные энтальпии сгорания образцов топлива.

e. Исследователь принимает решение повторить свою работу. Как вы думаете, почему?

f. Исследователь считает, что часть теплоты, выделяемой при сгорании топлива, не передаётся воде. По какой причине могут происходить потери тепла?

2. Природный газ – это топливо, которое встречается в природе и состоит в основном из метана. Он используется в качестве топлива в промышленности и в быту. Реакция горения метана выражается уравнением: $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}$.

a. Объясните с точки зрения разрыва и образования связей, почему данная реакция является экзотермической.

b. Изобразите энергетическую диаграмму реакции и отметьте на ней следующее:

I. суммарное изменение энергии;

II. энергию, необходимую для разрыва связей;

III. энергию, выделяющуюся при образовании новых связей.

c. Зная, что теплота сгорания метана составляет –890 кДж/моль, рассчитайте количество теплоты (в кДж), выделяющейся при сгорании 3 моль метана.

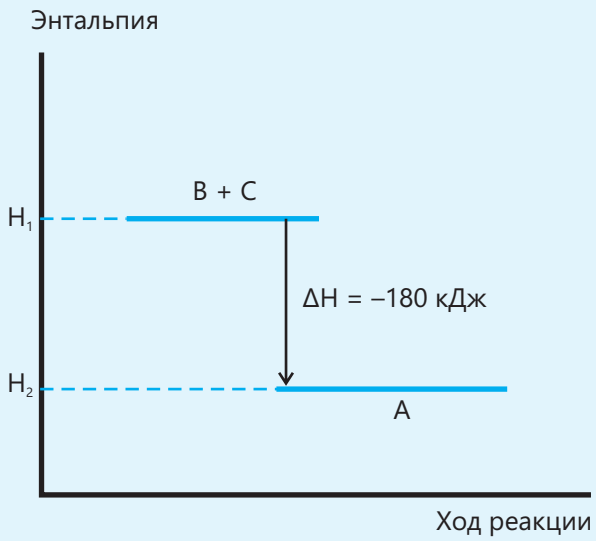
d. Рассчитайте количество теплоты (в кДж), выделяющейся при сгорании 4 грамм метана.

3. На основании энергий связи, приведённых ниже, рассчитайте изменение энтальпии реакции (в кДж) $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$.

Связь	Энергия связи, кДж/моль	Связь	Энергия связи, кДж/моль
C–H	412	H–O	463
O=O	496	C–C	346
C=O	803	C–O	358

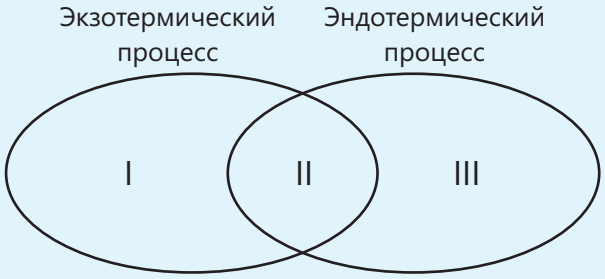
4. На основании приведённого графика определите, в каких строках таблицы знак ✓ записан верно.

Утверждение	Верно	Неверно
a. В реакции B + C → A изменение энтальпии ΔH = +180 кДж.	✓	
b. Это эндотермическая реакция.		✓
c. Реакцию можно записать в виде: A → B + C – 180 кДж.	✓	
d. При образовании 0,2 моль вещества B поглощается 36 кДж теплоты.		✓
e. Энтальпия исходных веществ меньше энтальпии продуктов реакции.		✓
f. При разложении1,5 моль вещества A выделяется 270 кДж теплоты.	✓	



5. 100 мл раствора, содержащего 0,1 моль азотной кислоты, смешивают со 100 мл раствора, содержащего 0,1 моль гидроксида калия. Температура раствора гидроксида калия составляет 32°C, температура раствора азотной кислоты – 29°C, а температура раствора, образовавшегося в результате реакции после смешения растворов, – 36°C. Рассчитайте теплоту нейтрализации (в кДж/моль).

6. Распределите приведённые утверждения согласно диаграмме Эйлера-Венна.



a. Сопровождается тепловым эффектом

b. Энергия передаётся от системы окружающей среде

c. ΔH > 0

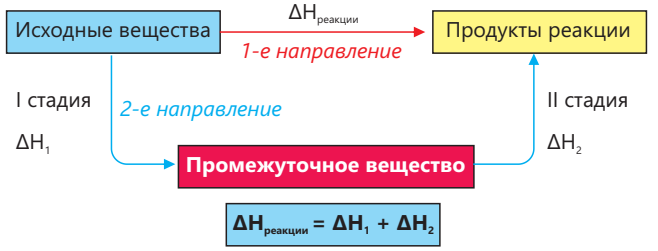
d. Энергия передаётся от окружающей среды системе

e. ΔH < 0

Словарь

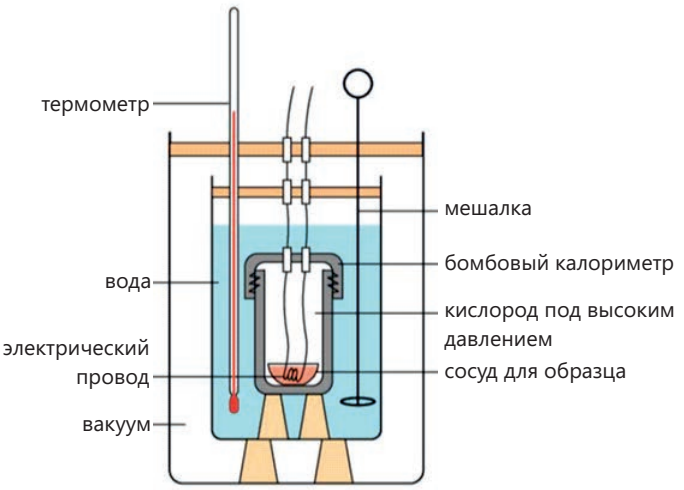
Закон Авогадро: в равных объёмах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Закон Гесса: суммарное изменение энтальпии в ходе химической реакции остаётся постоянным и не зависит от путей протекания от исходных веществ до продуктов реакции.



Закон объёмных отношений: при одинаковых условиях (температуре и давлении) объёмы газов, вступающих в реакцию и полученных в ходе реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Калориметр – оборудование, использующееся для расчёта теплового эффекта реакции.



Лимитирующее вещество – вещество, полностью израсходованное в ходе реакции.

Массовая доля – показывает, какую часть от общей массы соединения составляет масса входящего в его состав элемента.

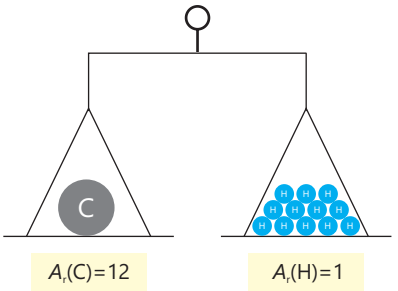
Моль – количество вещества, содержащее $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул (атомов или ионов).

Молярная масса (M) – масса 1 моль вещества.

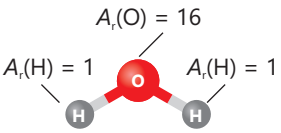
Молярный объём – отношение объема различных газов к числу молей при одинаковых условиях. Установлено, что при комнатной температуре (20°C) и давлении в 1 атм 1 моль всех газов занимает объём 24 дм^3 (24 *л*).

Молярная теплота сгорания – теплота, выделяемая при полном сгорании 1 моль вещества.

Относительная атомная масса (A_r) – отношение среднего массового числа изотопов элемента к 1/12 массы атома 12C.



Относительная молекулярная масса (M_r) – равна сумме относительных атомных масс атомов, входящих в состав молекулы вещества, с учётом индексов.



$M_r(H_2O) = 1 + 1 + 16 = 18$

Относительная плотность (D) – показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого газа при равных объёмах газов при заданных условиях.

Относительная формульная масса (M_r) – равна сумме относительных атомных масс атомов, входящих в состав ионных соединений (соединений с ионными связями).

Пищевая энергия – химическая энергия, которую люди и животные получают из пищи для поддержания своей жизнедеятельности.

Практический выход продукта – отношение реально полученного количества продукта реакции к теоретически рассчитанному количеству, выражается в процентах.

Стандартная энтальпия образования(ΔH_f°) – это изменение теплоты, произошедшее в результате образования 1 моль химического соединения из составляющих его элементов (в их наиболее устойчивой форме) в стандартных условиях.

Стандартная энтальпия сгорания (ΔH_c°) – это количество теплоты, которое выделяется при полном сгорании 1 моль вещества при стандартных условиях.

Теплота – энергия, переходящая от более горячего тела к менее горячему из-за разницы температур.

Тепловой эффект – количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе реакции.

Теплота нейтрализации – количество теплоты, выделяющейся при образовании 1 моль воды в результате реакции взаимодействия щёлочи с кислотой.

Удельная теплоёмкость – количество теплоты, необходимое для повышения температуры 1 г вещества на 1°C (или 1 K).

Удельная теплота сгорания – количество теплоты, выделяющейся при полном сгорании 1 г вещества.

Число Авогадро (N_A) – число атомов в 12 г изотопа углерода-12 (^{12}C), равное $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

Эмпирическая формула (простейшая формула) – показывает наименьшее численное соотношение атомов в соединении.

Энергия – способность тела совершать работу.

Энергия связи – энергия, необходимая для разрыва 1 моль связей или выделяющаяся при образовании 1 моль связей.

Периодическая таблица элементов

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 1,01 H Водород																	2 4,00 He Гелий
2	3 6,94 Li Литий	4 9,01 Be Бериллий											5 10,81 B Бор	6 12,01 C Углерод	7 14,00 N Азот	8 16,00 O Кислород	9 19,00 F Фтор	10 20,18 Ne Неон
3	11 22,99 Na Натрий	12 24,31 Mg Магний											13 26,98 Al Алюминий	14 28,09 Si Кремний	15 30,97 P Фосфор	16 32,07 S Сера	17 35,45 Cl Хлор	18 39,95 Ar Аргон
4	19 39,10 K Калий	20 40,08 Ca Кальций	21 44,96 Sc Скандий	22 47,87 Ti Титан	23 50,94 V Ванадий	24 51,99 Cr Хром	25 54,94 Mn Марганец	26 55,85 Fe Железо	27 58,93 Co Кобальт	28 58,69 Ni Никель	29 63,55 Cu Медь	30 65,38 Zn Цинк	31 69,72 Ga Галлий	32 72,63 Ge Германий	33 74,92 As Мышьяк	34 78,97 Se Селен	35 79,90 Br Бром	36 83,79 Kr Криптон
5	37 85,47 Rb Рубидий	38 87,62 Sr Стронций	39 88,91 Y Иттрий	40 91,22 Zr Цирконий	41 92,91 Nb Ниобий	42 95,95 Mo Молибден	43 98,00 Tc Технеций	44 101,07 Ru Рутений	45 102,91 Rh Родий	46 106,42 Pd Палладий	47 107,87 Ag Серебро	48 112,41 Cd Кадмий	49 114,82 In Индий	50 118,71 Sn Олово	51 121,76 Sb Сурьма	52 127,60 Te Теллур	53 126,90 I Иод	54 131,29 Xe Ксенон
6	55 132,91 Cs Цезий	56 137,33 Ba Барий	57 138,91 *La Лантан	72 178,49 Hf Гафний	73 180,95 Ta Тантал	74 183,84 W Вольфрам	75 186,21 Re Рений	76 190,23 Os Осмий	77 192,22 Ir Иридий	78 195,08 Pt Платина	79 196,97 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	81 204,38 Tl Таллий	82 207,20 Pb Свинец	83 208,98 Bi Висмут	84 [209] Po Полоний	85 [210] At Астат	86 [222] Rn Радон
7	87 [223] Fr Франций	88 [226] Ra Радий	89 [227] *Ac Актиний	104 [261] Rf Резерфордий	105 [263] Db Дубний	106 [266] Sg Сиборгий	107 [264] Bh Борий	108 [269] Hs Хассий	109 [268] Mt Мейтнерий	110 [271] Ds Дармштадтий	111 [280] Rg Рентгений	112 [285] Cn Коперниций	113 [284] Nh Нихоний	114 [289] Fl Флеровий	115 [288] Mc Московий	116 [293] Lv Ливерморий	117 [294] Ts Теннессин	118 [294] Og Оганессон

58 140,12 *Ce Церий	59 140,91 Pr Празеодим	60 144,24 Nd Неодим	61 145,00 Pm Прометий	62 150,36 Sm Самарий	63 151,96 Eu Европий	64 157,25 Gd Гадолиний	65 158,93 Tb Тербий	66 162,50 Dy Диспрозий	67 164,93 Ho Гольмий	68 167,26 Er Эрбий	69 168,93 Tm Туллий	70 173,05 Yb Итербий	71 174,97 Lu Лютеций
90 232,04 *Th Торий	91 [237] Pa Протактиний	92 238,03 U Уран	93 [237] Np Нептуний	94 [244] Pu Плутоний	95 [243] Am Америций	96 [247] Cm Кюрий	97 [247] Bk Берклий	98 [251] Cf Калифорний	99 [252] Es Эйнштейний	100 [257] Fm Фермий	101 [258] Md Менделевий	102 259,10 No Нобелий	103 260,10 Lr Лоуренсий

BURAXILIŞ MƏLUMATI

Ümumi təhsil müəssisələrinin 9-cu sinifləri üçün
kimya fənni üzrə dərslik (1-ci hissə)
Rus dilində

Tərtibçi heyət:

Müəlliflər Elşad Abdullayev
Elmar İmanov
Fətəli Hüseynov

Elmi redaktorlar
İltifat Lətifov – kimya elmləri doktoru, professor
Vəli Əliyev – kimya üzrə fəlsəfə doktoru, əməkdar müəllim

Tərcümə Gülnar Səmədova
Redaktor Aygün Əliyeva
Texniki redaktor Zeynal İsayev
Dizayner Taleh Məlikov
Üz qabığı Taleh Məlikov
Rəssam Fərid Quliyev
Korrektor Olqa Kotova

Məsləhətçi Sahil Həmidov

Rəyçilər Aidə Məmmədova
İradə Təhməzova
Ülkər Abdulrzayeva
Nazlıxanım Rzayeva
Ramin Hüseynov
Sevinc Ziyəddinova
Aynurə Zeynalova

© Azərbaycan Respublikası Elm və Təhsil Nazirliyinin qrif nömrəsi: 2026-

Müəlliflik hüquqları qorunur. Xüsusi icazə olmadan bu nəşri və yaxud onun hər hansı bir hissəsini yenidən çap etdirmək, surətini çıxarmaq, elektron informasiya vasitələri ilə yaymaq qanuna ziddir.

ISBN 978-9952-550-10-8

Hesab-nəşriyyat həcmi: 10,2. Fiziki çap vərəqi: 12,0. Səhifə sayı: 96.
Kəsimdən sonra: 220 × 275. Kağız formatı: 57 × 90 $^{1}/_{8}$. Şrift və ölçüsü: Segoe, 12pt.
Ofset çapı. Sifariş____. Tiraj: . Pulsuz. Bakı – 2026

Əlyazmanın yığıma verildiyi və çapa imzalandığı tarix: 29.06.2026

Çap məhsulunu hazırlayan:
Azərbaycan Respublikasının Təhsil İnstitutu (Bakı ş. A.Cəlilov küç., 86).

Çap məhsulunu istehsal edən:

Pulsuz

Əziz məktəbli !

Bu dərslik sizə Azərbaycan dövləti tərəfindən bir dərs ilində istifadə üçün verilir. O, dərs ili müddətində nəzərdə tutulmuş bilikləri qazanmaq üçün sizə etibarlı dost və yardımçı olacaq.
İnanırıq ki, siz də bu dərsliyə məhəbbətlə yanaşacaq, onu zədələnmələrdən qoruyacaq, təmiz və səliqəli saxlayacaqsınız ki, növbəti dərs ilində digər məktəbli yoldaşınız ondan sizin kimi rahat istifadə edə bilsin. Sizə təhsildə uğurlar arzulayırıq!