

Данчо Даналев
Лилия Овчарова
Марко Костадинов
Маргарита Йотова
Ивайло Трайков
Свобода Бенева

ХИМИЯ

И ОПАЗВАНЕ
НА ОКОЛНАТА СРЕДА

10 клас



РЕГАЛИЯ 6
София

СЪДЪРЖАНИЕ

НАЧАЛЕН ПРЕГОВОР

Метали, неметали и техните съединения	7
Екологични проблеми	8
Величини и зависимости	9
Въглерод. Въглеродороди	10
Производни на въглеродородите	11
Входно равнище (<i>тест</i>)	12

1. ХАРАКТЕРИСТИКИ НА ХИМИЧНИТЕ ПРОЦЕСИ

1.1. Енергетични промени при химичните процеси. Термохимия	14
1.2. Закон на Хес	16
1.3. Приложни аспекти на термохимията. Калоричност на горива и храни	18
1.4. Термохимия (<i>упражнение</i>)	20
1.5. Скорост на химичните процеси	22
1.6. Фактори, влияещи върху скоростта на химичните процеси	24
1.7. Изследване влиянието на различни фактори върху скоростта на химичните процеси (<i>лабораторно упражнение</i>)	26
1.8. Катализа	28
1.9. Химична кинетика и катализа (<i>упражнение</i>)	32
1.10. Химично равновесие	34
1.11. Фактори, влияещи върху химичното равновесие	36
1.12. Изследване влиянието на различни фактори върху равновесни системи (<i>лабораторно упражнение</i>)	38
1.13. Химично равновесие (<i>упражнение</i>)	40
1.14. Характеристики на химичните процеси (<i>обобщение, контрол и оценка</i>)	42
Бележити учени с принос за развитието на представите в термохимията, химичната кинетика и катализа и химичното равновесие	44

2. РАЗТВОРИ И ХИМИЧНИ РЕАКЦИИ ВЪВ ВОДНИ РАЗТВОРИ

2.1. Характеристика на разтворите	46
2.2. Свойства на разтворите	50
2.3. Свойства и приложение на разтворите	52
2.4. Изчисления върху разтвори	54
2.5. Разтвори (<i>упражнение</i>)	56
2.6. Разтвори на неелектролити (<i>обобщение, контрол и оценка</i>)	58
2.7. Теория за електролитната дисоциация	60

2.8.	Видове електролити според степента на електролитната дисоциация α	62
2.9.	Теория за електролитната дисоциация. Силни и слаби електролити (<i>упражнение</i>)	64
2.10.	Киселинност и основност на водни разтвори. рН	66
2.11.	Определяне рН на разтвори на електролити и на продукти, използвани в бита (<i>лабораторно упражнение</i>).....	68
2.12.	Видове електролити – киселини, основи и соли според теорията за електролитна дисоциация	70
2.13.	Видове електролити според различни признаци (<i>упражнение</i>)	74
2.14.	Реакции между водни разтвори на електролити (йонообменни реакции).....	76
2.15.	Реакции между водни разтвори на електролити (<i>упражнение</i>).....	80
2.16.	Доказване на йони в разтвор (<i>лабораторно упражнение</i>).....	82
2.17.	Разтвори на електролити и реакции между тях (<i>обобщение, контрол и оценка</i>).....	84
2.18.	Хидролиза на соли	86
2.19.	Хидролиза на соли (<i>упражнение</i>)	88
2.20.	Степен на окисление	90
2.21.	Окислително-редукционни процеси.....	92
2.22.	Окислително-редукционни процеси в разтвори на електролити.....	94
2.23.	Окислително-редукционни процеси (<i>упражнение</i>).....	96
2.24.	Изследване на относителната активност на метали (<i>лабораторно упражнение</i>)	98
2.25.	Приложение на окислително-редукционните процеси в практиката	100
2.26.	Реакции между водни разтвори на електролити, хидролиза на соли и окислително-редукционни процеси (<i>упражнение</i>)	104
2.27.	Хидролиза на соли. Окислително-редукционни процеси (<i>обобщение, контрол и оценка</i>)	106
	Бележити учени с принос за развитие на представите за разтворите на електролити и неелектролити и процесите, протичащи в тях	108

3. КЛАСИФИКАЦИЯ НА ХИМИЧНИТЕ ПРОЦЕСИ И НА ВЕЩЕСТВАТА

3.1.	Класификация на химичните процеси.....	110
3.2.	Прости вещества – метали и неметали	112
3.3.	Химични съединения – хидриди, оксиди и хидроксида	114
3.4.	Химични съединения – киселини и соли	116
3.5.	Прости вещества и техните съединения (<i>упражнение</i>).....	118
3.6.	Неорганични вещества (<i>обобщение, контрол и оценка</i>).....	120
3.7.	Органични съединения – въглеродороди	122
3.8.	Производни на въглеродородите	124
3.9.	Органични съединения с важни биологични функции – белтъци и мазнини	126
3.10.	Органични съединения с важни биологични функции – въглехидрати	128
3.11.	Въглеродороди и техните производни (<i>упражнение</i>).....	130
3.12.	Органични съединения в природата и нови материали за практиката.....	132
3.13.	Органични вещества (<i>обобщение, контрол и оценка</i>)	134
	Бележити учени	136

4. ПРИЛОЖНИ АСПЕКТИ НА ХИМИЯТА В ОБЛАСТТА НА МАТЕРИАЛИТЕ

4.1.	Метали и сплави	138
4.2.	Органични полимерни материали.....	140
4.3.	Съвременни материали (<i>проект</i>).....	142
4.4.	Влакна.....	144
4.5.	Органични полимерни материали и влакна (<i>упражнение</i>)	146
4.6.	Органични полимерни материали и влакна (<i>лабораторно упражнение</i>).....	148
4.7.	Приложение на химията в практиката (<i>обобщение, контрол и оценка</i>).....	150
	Бележити български учени	152

5. ОПАЗВАНЕ НА ОКОЛНАТА СРЕДА

5.1. Замърсители на въздуха, водата и почвите	154
5.2. Екологични проблеми, свързани с човешката дейност	156
5.3. Анализ на води (<i>лабораторно упражнение</i>)	158
5.4. Опазване на околната среда	160
Опазване на околната среда (<i>проект</i>)	161
5.5. Опазване на околната среда (<i>обобщение, контрол и оценка</i>)	162
Бележити български учени	164

ГОДИШЕН ПРЕГОВОР

Характеристики на химичните процеси	165
Разтвори и химични реакции във водни разтвори	166
Класификация на химичните процеси	168
Класификация на химичните вещества	169
Приложни аспекти на химията в областта на материалите	170
Опазване на околната среда	171
Изходно равнище (<i>тест</i>)	172

Драги ученици,

В ръцете ви е учебника по химия и опазване на околната среда за 10. клас, който е съобразен с изискванията на най-новата учебна програма, одобрена от МОН. Съдържанието на учебника обхваща учебен материал, разпределен в пет големи раздела: „Характеристики на химичните процеси“, „Разтвори и химични реакции във водни разтвори“, „Класификация на химичните процеси и на веществата“, „Приложни аспекти на химията в областта на материалите“ и „Опазване на околната среда“. Разгледаните в тях конкретни теми са директно или индиректно свързани с химическите аспекти на редица съвременни производства и с актуалните решения на проблемите за замърсяване и опазване на околната среда.

Разлиствайки страниците на този учебник, вие ще разширите и обогатите знанията си за: термохимията и приложните ѝ аспекти; скоростта на химичните процеси и факторите, влияещи върху нея; разтворите; видовете електролити според теорията за електролитната дисоциация; основните класове неорганични и органични съединения; новите материали в практиката; екологичните и здравни проблеми, свързани с човешката дейност.

В учебника ще намерите не само текстови, но и богат илюстративен материал, който да ви помогне да осмислите и овладеете съществените признаци на основни химични понятия, като: топлинен ефект, катализатор, скорост на химичната реакция, химично равновесие, йонообменни реакции, дифузия, осмоза, електролитна дисоциация, хидролиза и др.

Към всеки урок за нови знания са включени и рубрики с интересна допълнителна информация, интригуващи факти и задачи, които имат за цел да помогнат за вашата самооценка, след като изучите съдържанието на урока. Разработени са, както уроци за начален и годишен преговор, така и в края на всеки раздел – обобщителни уроци, придружени с тестови задачи с избираем и свободен отговор за осъществяване на контрол и оценка на текущите знания.

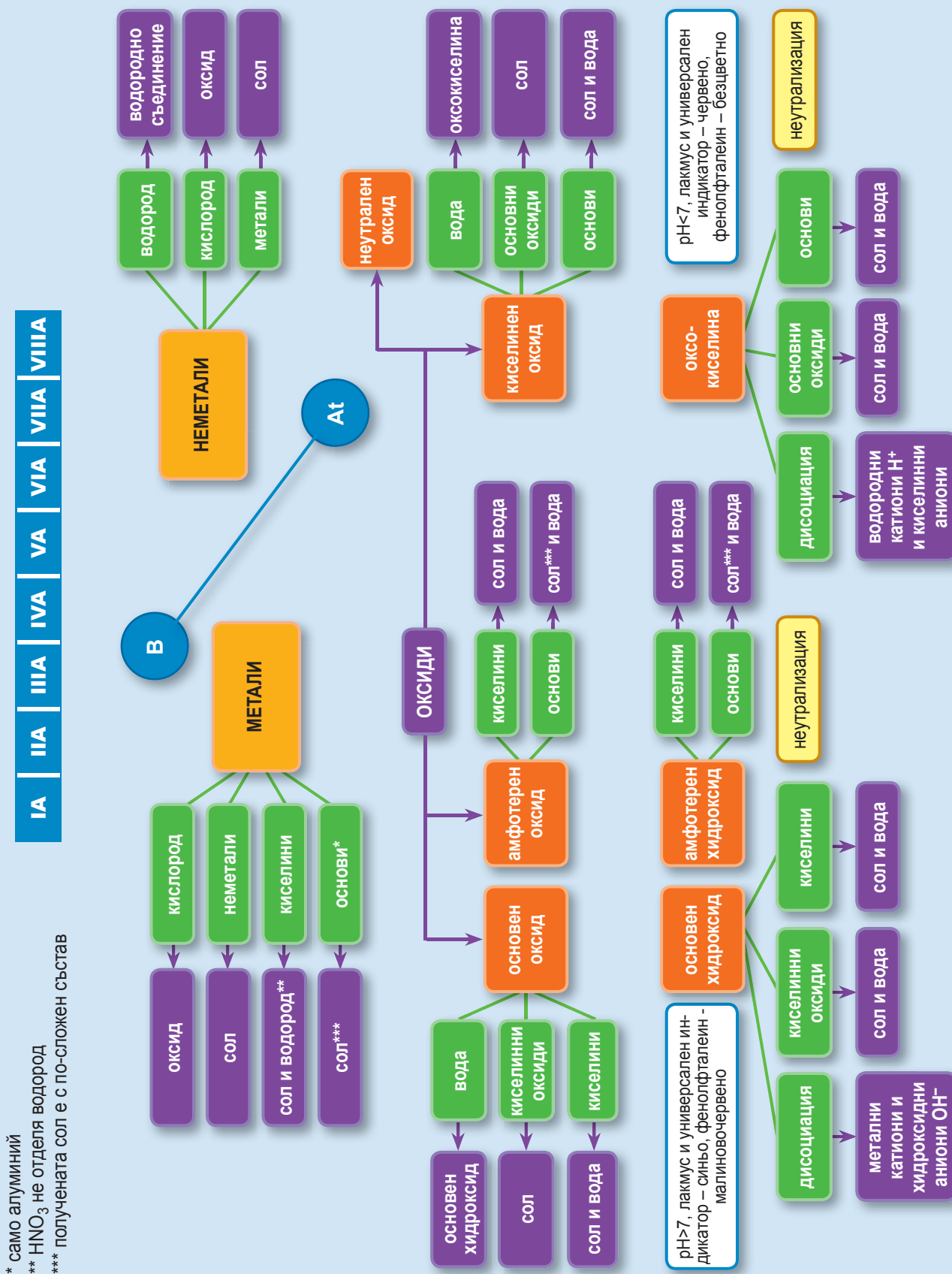
Много място е отделено на разнообразни практически дейности: упражнения за решаване на изчислителни и логически задачи; лабораторна работа, включваща подготовка и извършване на различни химични експерименти.

В учебника ще намерите идеи и конкретни указания за разработване и защитаване на проекти по актуални теми. В тях ще се научите да свързвате знанията си за приложението на окислително-редукционните процеси в практиката, за съвременните материали и за опазването на околната среда.

Пожелаваме ви приятна и ползотворна работа с този красив и модерен учебник, който е съобразен със съвременното ниво на химичната наука.

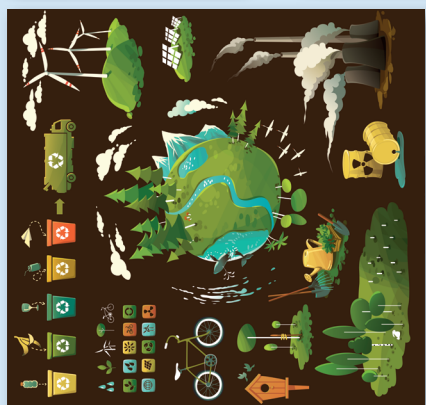
От авторите

МЕТАЛИ, НЕМЕТАЛИ И ТЕХНИТЕ СЪЕДИНЕНИЯ (НАЧАЛЕН ПРЕГОВОР)



ЕКОЛОГИЧНИ ПРОБЛЕМИ (НАЧАЛЕН ПРЕГОВОР)

ОПАЗВАНЕ НА ОКОЛНАТА
СРЕДА



АЛТЕРНАТИВНИ ИЗТОЧНИЦИ
НА ЕНЕРГИЯ



РЕЦИКЛИРАНЕ НА МЕТАЛИТЕ И
ОПАЗВАНЕ НА ОКОЛНАТА СРЕДА

КОРОЗИЯ

РЕЦИКЛИРАНЕ

- РЕЦИКЛИРАНЕТО ДОПРИНАСЯ ЗА**
- пестене на невъзобновяеми природни ресурси
 - намаляване на енергийните разходи
 - намаляване на вредните отпадъци

КИСЕЛИННИ ДЪЖДОВЕ И
ЕКОЛОГИЧНИ ПРОБЛЕМИ

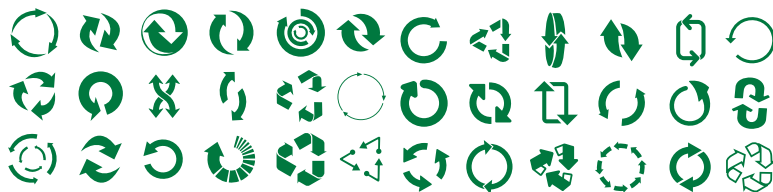
СЕРЕН
ДИОКСИД
 SO_2

СЕРЕН
ТРИОКСИД
 SO_3

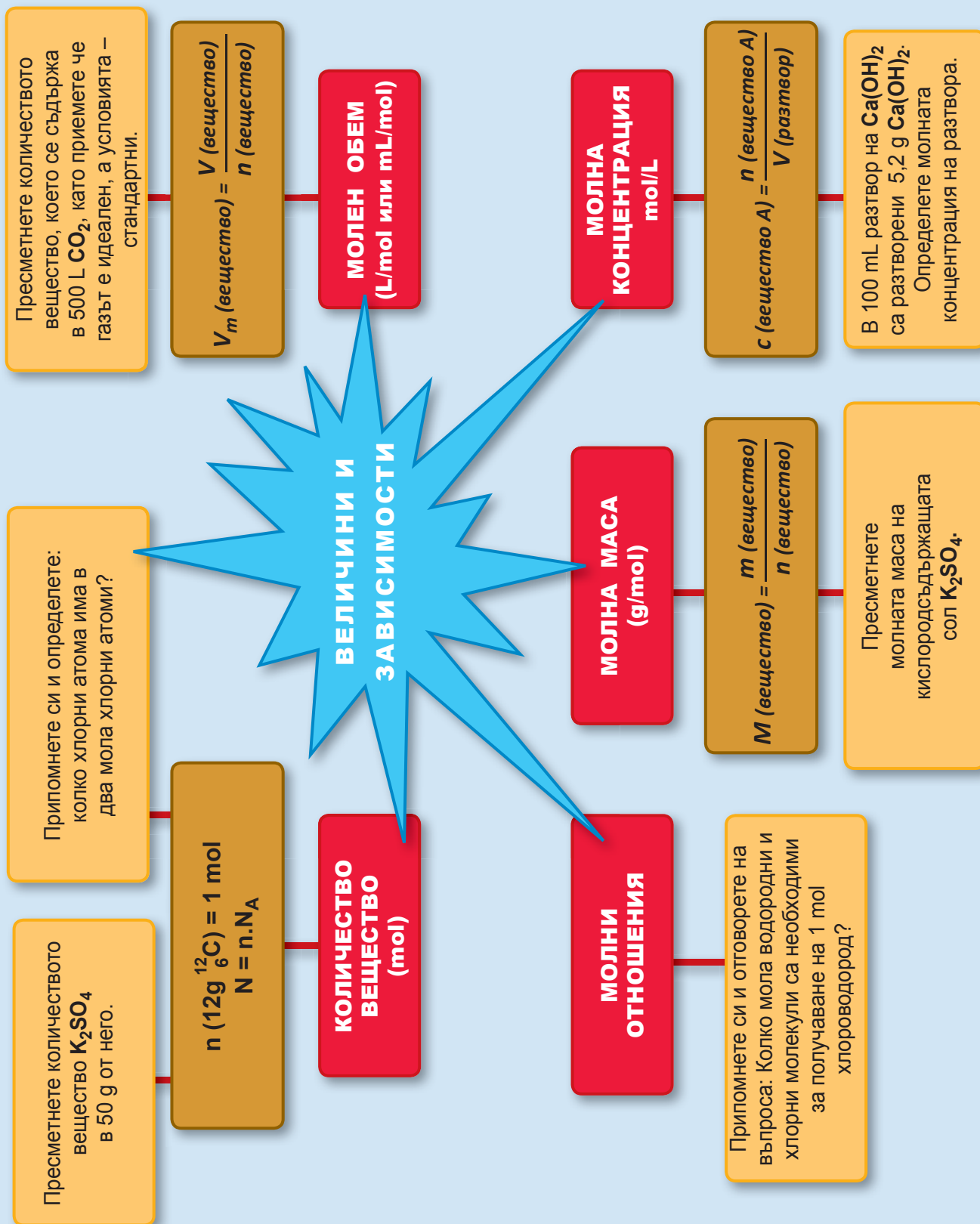
АЗОТНИ
ОКСИДИ

ВЛИЯНИЕ ВЪРХУ

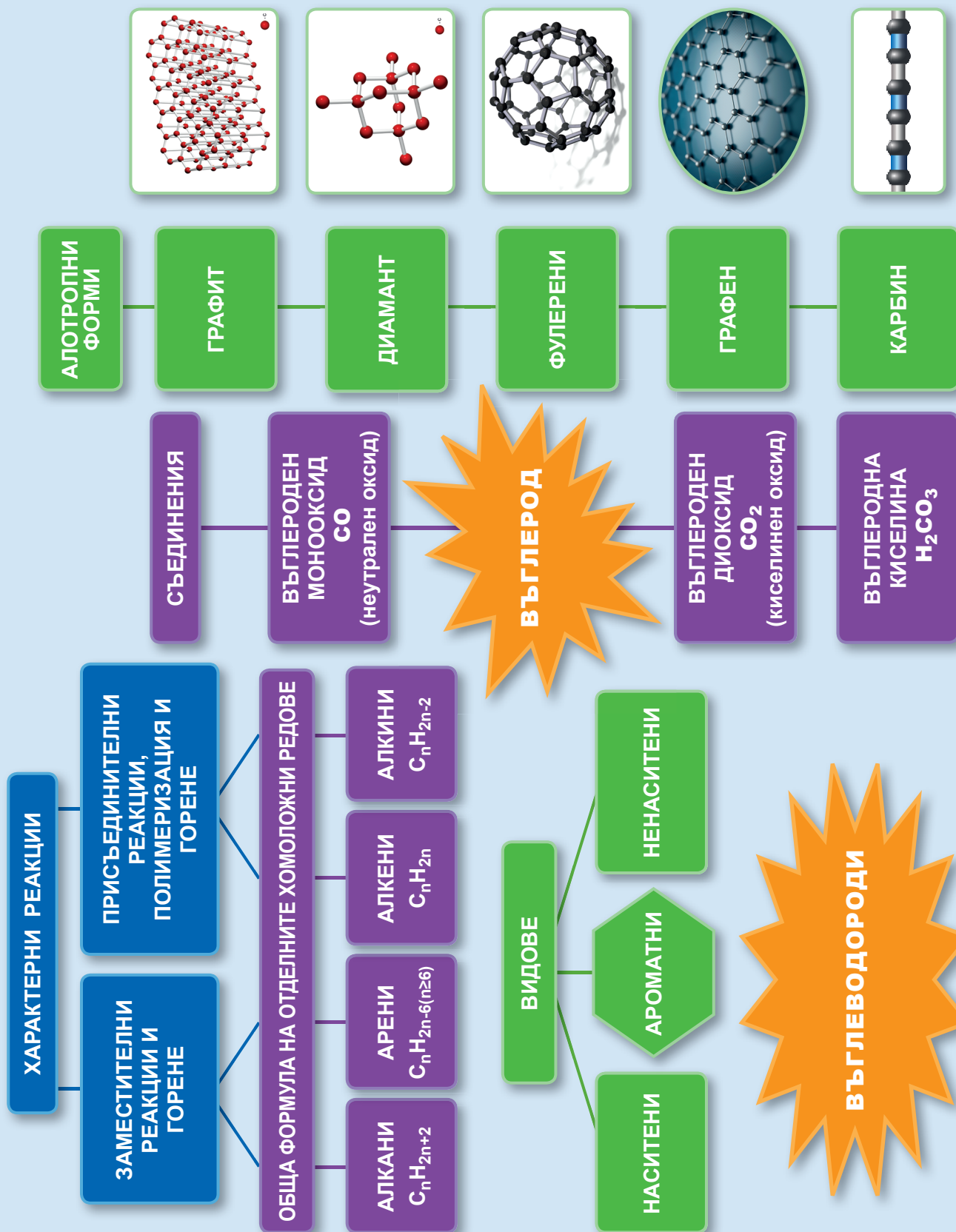
- сладководни екосистеми (реки и езера)
- почва
- гори
- сгради и архитектурни забележителности



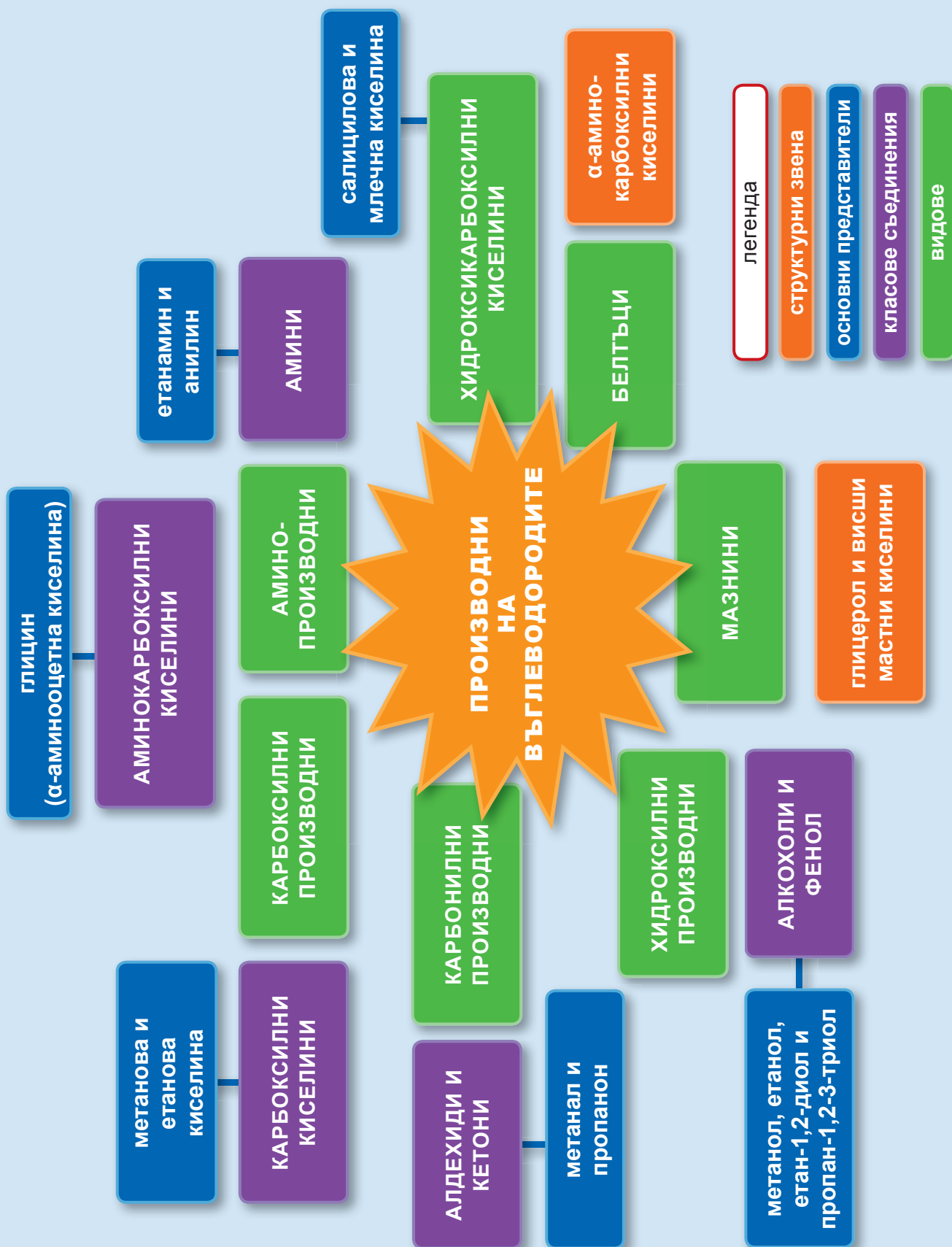
ВЕЛИЧИНИ И ЗАВИСИМОСТИ (НАЧАЛЕН ПРЕГОВОР)



ВЪГЛЕРОД. ВЪГЛЕВОДОРОДИ (НАЧАЛЕН ПРЕГОВОР)



ПРОИЗВОДНИ НА ВЪГЛЕВОДОРОДИТЕ (НАЧАЛЕН ПРЕГОВОР)



ВХОДНО РАВНИЩЕ

Вариант 1

1. Кои от изброените вещества са алотропни форми на въглерода?

- а) въглерод, въглероден оксид и въглероден диоксид
- б) въглерод, графит и диамант
- в) въглерод, диамант и въглеродна киселина
- г) графит, диамант и фулерени

2. С кои от посочените вещества взаимодейства въглеродният диоксид CO_2 ?

- а) вода и калциев дихидроксид
- б) въглеродна киселина и натриев хидроксид
- в) кислород и калциев дихидроксид
- г) вода и въглеродна киселина

3. Молната маса се изразява в:

- а) mol
- б) g
- в) g/mol
- г) L/mol

4. За коя двойка въглеводороди са характерни заместителни реакции?

- а) метан и бензен
- б) етан и етен
- в) етен и етин
- г) етин и бензен

5. Чрез алкохолна ферментация се получава:

- а) етанол от етанова киселина
- б) етанол от глюкоза
- в) етанова киселина от етанол
- г) въглехидрати от етанол

6. В състава на белтъците влизат

- а) аминокиселини
- б) монозахариди
- в) глицерол и висши мастни киселини
- г) полизахариди

7. Веществото **A** съдържа голям брой ОН групи и една алдехидна група. То има молекулна формула $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Качествена реакция за неговото доказване е взаимодействието с амонячен разтвор на Ag_2O .

а) Кое е веществото **A**? Представете го с наименование.

б) Напишете какво се получава в резултат на описаната реакция и как се нарича тя.

8. Съединението **A** е получено от многовалентен алкохол и ненаситена висша мастна киселина. Определете:

- а) Какво е съединението **A**?
- б) Какво се получава при взаимодействието на **A** с водород и как се нарича процеса?

Вариант 2

1. С коя тройка от посочените вещества взаимодейства въглеродът?

- а) вода, водород и кислород
- б) водород, кислород и метали
- в) кислород, киселина и основа
- г) водород, киселина и основа

2. С кое от посочените вещества взаимодейства въглеродният монооксид CO ?

- а) въглероден диоксид
- б) кислород
- в) калциев дихидроксид
- г) въглеродна киселина

3. Молната концентрация се изразява в:

- а) g/mol
- б) g/L
- в) L/mol
- г) mol/L

4. В кой отговор са посочени въглеводороди, за които са характерни присъединителни реакции?

- а) етан и етин
- б) етен и етин
- в) метан и етан
- г) етен и пропан

5. Чрез оцетнокисела ферментация се получава:

- а) етанол от глюкоза
- б) въглехидрати от етанол
- в) етанова киселина от етанол
- г) етанол от етанова киселина

6. В състава на мазнините влизат?

- а) монозахариди
- б) глицерол и висши мастни киселини
- в) полизахариди
- г) аминокиселини

7. Веществото **A** е бяло, аморфно, малко разтворимо в студена вода, което съдържа голям брой ОН групи. То има молекулна формула $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$. При хидролизата му в кисела среда се получават голям брой монозахаридни остатъци.

а) Кое е веществото **A**? (представете го с наименование)

б) Представете описаната реакция със схема:

8. Съединението **A** влиза в състава на мазнините и съдържа няколко ОН групи. Определете:

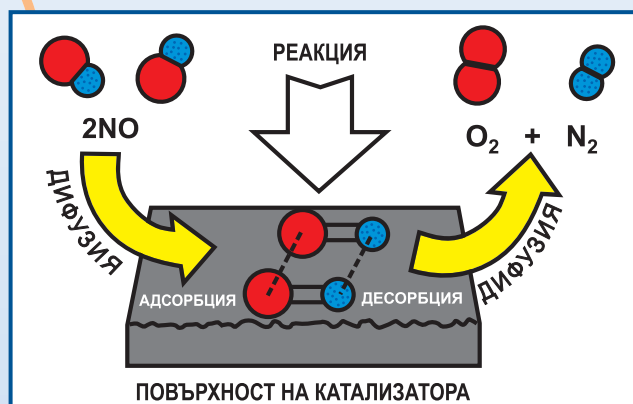
- а) Кое е съединението **A**?
- б) Какво се получава при взаимодействието на 1 mol **A** с 3 mol азотна киселина?

Характеристики на химичните процеси

1

В ТАЗИ ТЕМА ЩЕ НАУЧИТЕ:

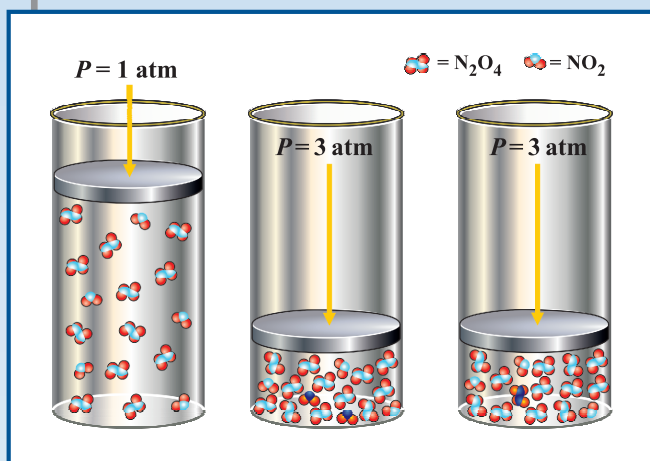
- ▶ Какви енергетични промени се случват при протичането на химичните процеси;
- ▶ Кои процеси са екзотермични и кои – ендотермични;
- ▶ Какво е термохимично уравнение;
- ▶ Какво представлява топлина на образуване и какво – топлина на изгаряне;
- ▶ Какво гласи законът на Хес;
- ▶ Как се изразява скоростта на химичните процеси;
- ▶ Кои са факторите, които влияят върху скоростта на химичните процеси;
- ▶ Какво представляват катализаторите;
- ▶ Какво е хомогенна катализа и какво – хетерогенна катализа;
- ▶ Кои процеси са необратими и кои – обратими;
- ▶ Какво представлява химичното равновесие;
- ▶ Кои са факторите, от които зависи равновесният състав в една химична система.



СЛЕД КАТО ИЗУЧИТЕ СЪДЪРЖАНИЕТО В ТАЗИ ТЕМА, ЩЕ ПРИДОБИЕТЕ СЛЕДНИТЕ КЛЮЧОВИ КОМПЕТЕНТНОСТИ:

- ▶ Да различавате екзотермични и ендотермични процеси по описание, графика или термохимично уравнение;
- ▶ Да изчислявате топлинни ефекти на химични реакции, като използвате закона на Хес;
- ▶ Да оценявате горивата по тяхната калоричност;
- ▶ Да описвате влиянието на температурата и концентрацията на реактантите върху скоростта на химичните процеси;
- ▶ Да описвате влиянието на концентрацията и специфичната повърхност на катализаторите върху скоростта на химичните процеси;
- ▶ Да оценявате значението на катализаторите за химичните производства и опазването на околната среда и на биокатализаторите за организмите;
- ▶ Да описвате състоянието на химично равновесие и влиянието на различни фактори върху системи в химично равновесие;
- ▶ Да предлагате оптимални условия за протичане на обратими химични реакции;
- ▶ Да представяте графично резултати от проведени експерименти.

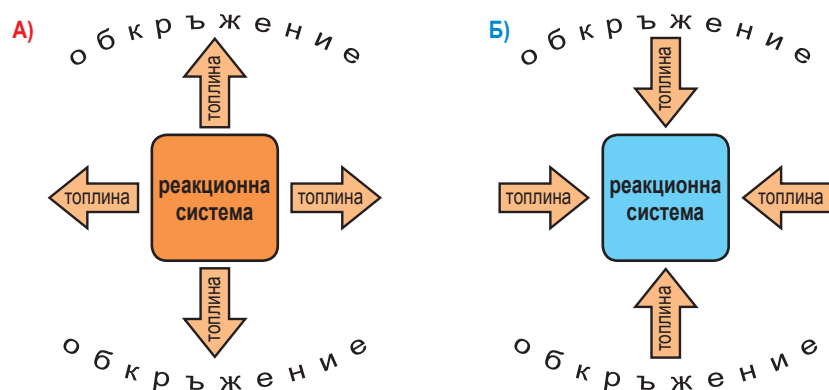
енергия



Както е известно, при протичането на химичните процеси едни вещества се превръщат в други. Това се случва чрез разкъсване на химични връзки в реагиращите вещества и образуване на такива в продуктите на реакцията. За разкъсването на химичните връзки е необходима енергия, като за различните връзки количеството енергия е различно. Съответно, при образуване на нови химични връзки се отделя енергия. В зависимост от това дали е необходима повече, или по-малко енергия за разкъсване на връзки, отколкото се отделя при образуването на нови, протичането на химичните реакции е съпроводено с поглъщане или отделяне на енергия. Най-често тази енергия се обменя под формата на топлина.

Топлината, която се отделя или поглъща при протичане на даден химичен процес, се нарича **топлинен ефект** на химичния процес.

Топлинният ефект се означава с латинската главна буква *Q*. Прието е, когато се отделя топлина, топлинният ефект да се нарича *положителен*, а когато се поглъща топлина – *отрицателен* (Фиг. 1). Делът от химията, който изучава топлинните ефекти на химичните процеси и закономерностите, на които те се подчиняват, се нарича *термохимия*.



Фиг. 1. Схематично представяне на химичните процеси според топлинния им ефект: А) Положителен топлинен ефект. Б) Отрицателен топлинен ефект.

Процеси, при които от реакционната система се отделя топлина, се наричат **екзотермични процеси** (от гр. *έκζο* – вън и *терμικός* – топъл).

Признак за такива реакции е *самоволното повишаване* на температурата на реакционната система. Понякога, за да протекат такива реакции, е необходимо първоначално внасяне на енергия в системата (най-често топлина), за да могат да се разкъсат връзките в реактантите и да се достигне т.нар. *преходно състояние*. След като процесът е започнал, се отделя по-голямо количество топлина, отколкото първоначално е вложено, и той се самоподдържа. Нагриване не е необходимо, ако наличната в началото топлина в реакционната система е достатъчна за разкъсване на връзките.

Процеси, при които в реакционната система се поглъща топлина, се наричат **ендотермични процеси** (от гр. *ένδο* – вътре).

Признак за такива реакции е *понижаването* на температурата на реакционната система. Много често, когато топлината в нея е недостатъчна за разкъсване на връзките в реактантите, е необходимо *нагриване* за протичането на процеса. В такива случаи нагриването трябва да продължава по време на целия процес.

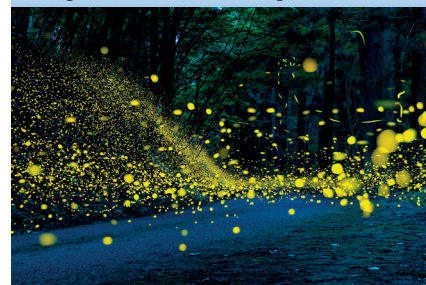
Ходът на енергетичните промени при двата вида реакции е представен на фиг. 2.



Енергията при протичането на химични реакции може да се отделя и под други форми, например светлина. Например при горенето на бял фосфор енергията се отделя предимно под формата на светлина.



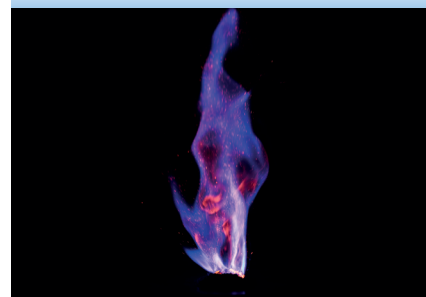
Светулките и някои други организми също излъчват светлина, благодарение на химична реакция.

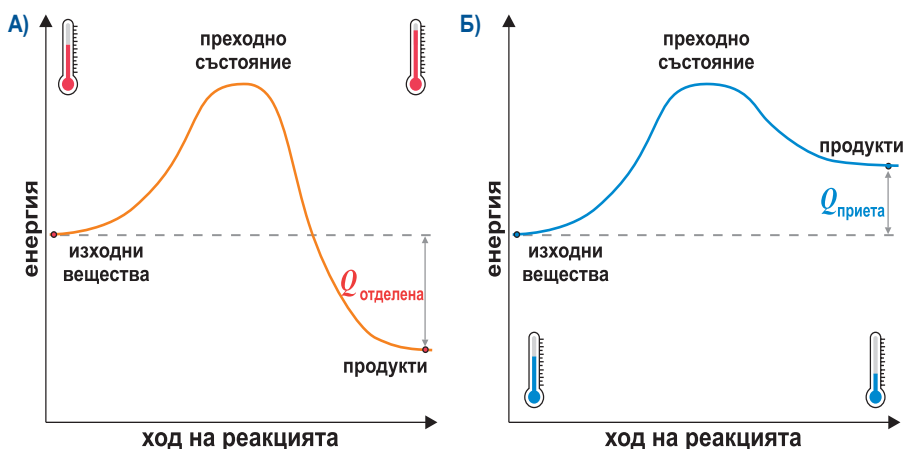


При други реакции енергията се отделя едновременно като топлина и светлина – например при горенето а)



и б) при взаимодействието на глицерол и калиев перманганат.





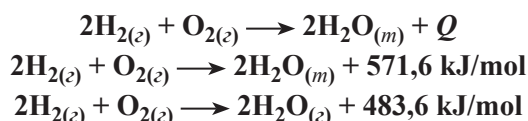
Фиг. 2. Енергетични промени при химичните процеси. **А)** Екзотермични процеси. От реакционната система се отделя енергия $Q_{\text{отделена}}$, равна на разликата между общата енергия на продуктите и на реактантите. Температурата на реакционната смес се повишава вследствие на процеса. **Б)** Ендотермични процеси. Реакционната система поглъща енергия $Q_{\text{приета}}$, равна на разликата между общата енергия на реактантите и на продуктите. Температурата на реакционната смес се понижава вследствие на процеса.

Химичните реакции със съпътстващите ги топлинни ефекти могат да бъдат записани чрез т.нар. *термохимични уравнения*.

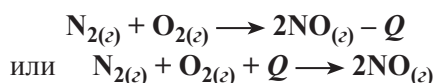
Термохимично уравнение е химично уравнение, в което след формулата на всяко вещество от реакцията, в скоби се отбелязва състоянието му (газ – *г*, течност – *т*, твърдо – *тв*, разтвор – *р-р*), и в което присъства и означението за топлина Q или конкретната стойност на топлинния ефект.

Топлинният ефект в термохимичното уравнение се изразява най-често в килоджаули за мол (kJ/mol). Неговата стойност зависи и от състоянието на веществата. Именно затова след формулата на всяко от веществата задължително се записва и неговото състояние.

За екзотермични процеси, в термохимичното уравнение, отделената топлина е записана отдясно със знак плюс. *Например:*



За ендотермични процеси, погълнатата топлина е записана отдясно със знак минус или отляво със знак плюс. *Например:*



ПРИЛОЖИ НАУЧЕНОТО

- **Задача 1.** Какъв е топлинният ефект на екзотермичните процеси?
- **Задача 2.** Дайте по три примера за екзо- и ендотермични процеси (не само химични) от ежедневието.

КРАТКО ОБОБЩЕНИЕ

- Отделянето или поглъщането на топлина при химичните процеси се нарича топлинен ефект.
- Процесите, при които се отделя топлина, се наричат екзотермични. Тези, при които се поглъща топлина, се наричат ендотермични.
- За отчитане на топлинния ефект на химичните процеси се използват термохимични уравнения. В тях се отбелязва състоянието на всяко от участващите вещества, както и топлинният ефект на процеса.



Примери за ендотермични химични процеси са: реакциите на термично разлагане (на вода, калциев карбонат и т.н.), взаимодействието на оцетна киселина и натриев хидрогенкарбонат.

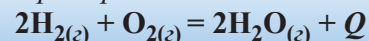


Разтварянето на веществата най-често не е съпроводено с протичане на химична реакция (няма превръщане на едно вещество в друго). Но при него все пак се случват промени. Разрушават се връзките в кристалната решетка на твърдите вещества и/или междумолекулните взаимодействия в течните вещества, а възникват нови междумолекулни взаимодействия между частиците на разтворителя и на разтвореното вещество. Това също е съпроводено с енергетични промени, аналогични на тези при химичните превръщания. Затова разтварянето на някои вещества е екзотермичен процес (например NaOH , H_2SO_4 , MgCl_2 , MgSO_4), а на други – ендотермичен (например NH_4NO_3 , K_2SO_4 , KMnO_4 , глюкоза).



Термохимичните уравнения могат да се записват и със знак за равенство, вместо реакционна стрелка.

Например:



Топлинният ефект зависи от състоянието на веществата, защото преходите между две състояния също са свързани с приемане или отдаване на топлина. Например, при изпаряване на 1 mol течна вода се поглъщат 44,0 kJ енергия, а при кондензация на 1 mol водна пара се отделят 44,0 kJ енергия.

КЛЮЧОВИ ДУМИ

топлинен ефект, екзотермичен процес, ендотермичен процес, термохимично уравнение

Стойността на топлинния ефект, записана в термохимичните уравнения, зависи не само от вида и състоянието на веществата. Тя зависи и от условията (температура и налягане). Зависи също и от стехиометричните коефициенти. Това е така, защото количеството топлина зависи от количеството реагенти – при реакция на 2 mol от дадено вещество се отделя или поглъща два пъти повече топлина, отколкото при реакция на 1 mol.

Допустимо е в определени случаи коефициентите в термохимичното уравнение да бъдат и дробни числа. Това са случаите, когато уравнението е на реакция на получаване на дадено химично съединение от съответните прости вещества или на изгаряне на дадено вещество до висшите оксиди на съответните химични елементи.



В тези случаи коефициентът на даденото вещество е задължително 1 и тогава топлинният ефект се нарича *топлина на образуване* или, съответно, *топлина на изгаряне*.

Топлина на образуване на едно вещество е топлинният ефект на реакцията на образуването на 1 mol от него от съответните прости вещества при постоянно налягане.

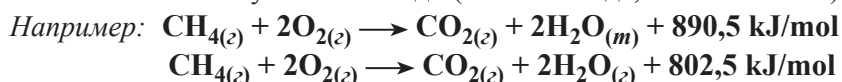
Ако даден елемент има няколко алотропни форми, обикновено се има предвид реакцията на най-стабилната при обикновени условия алотропна форма на елемента. В такива случаи в термохимичното уравнение се записва и алотропната форма на веществото. *Например:*



Топлината на образуване на най-стабилните алотропни форми на простите вещества при налягане 100 kPa е равна на нула.

Топлина на изгаряне на едно вещество е топлинният ефект на изгаряне на 1 mol от него с кислород до висшите оксиди на съставлящите го елементи при постоянно налягане.

Не бива да се забравя, че стойността на топлинния ефект зависи от състоянието на получените оксиди (най-вече вода, ако има такава).



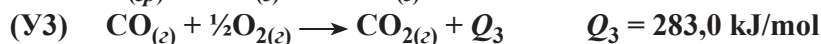
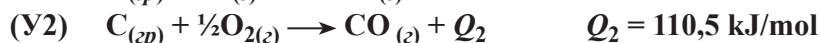
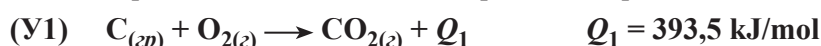
Закон на Хес

Често получаването на даден химичен продукт може да стане по различен път – директно или през различни междинни вещества. Руско-швейцарският химик Гърман Хес установил през 1840 г., че:

Топлинният ефект на една химична реакция при постоянно налягане не зависи от пътя, по който от изходните вещества се стига до крайните продукти.

Този факт е известен като **Закон на Хес**.

Например получаването на въглероден диоксид от въглерод може да стане чрез директно изгаряне на въглерода, а може и първоначално въглеродът да претърпи непълно горене до въглероден монооксид, който от своя страна след това може да изгори до въглероден диоксид.



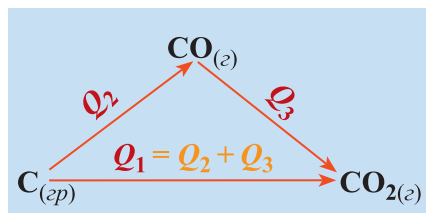
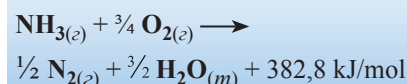
В термохимията се използват и понятията *стандартни условия* и *стандартно състояние*. Стандартни условия са налягане от 100 kPa, а за разтворени вещества – също и концентрация 1 mol/L. Стандартно е състоянието, в което се намира дадено вещество при определена температура и стандартни условия. Когато реакциите протичат при такива условия, съответните топлинни ефекти се наричат *стандартна топлина* (на образуване, на изгаряне и др.). Най-често се използва температура 298,15 K (25 °C). **Топлинните ефекти, дадени в тема 1 на учебника, са стандартни топлини при 25 °C.**



Най-стабилната алотропна форма на кислорода е $\text{O}_{2(g)}$, на въглерода – графит $\text{C}_{(zp)}$, на сярата – ромбична сяра $\text{S}_{8(\text{ромб})}$. Най-стабилната форма на фосфора е черен фосфор $\text{P}_{(\text{черен})}$, но въпреки това при определянето на топлини на образуване на фосфорни съединения се изхожда от бял фосфор $\text{P}_{4(\text{бял})}$, съответно нула е топлината на образуване на белия фосфор.

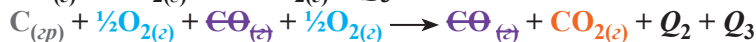
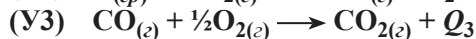
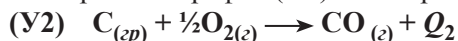


Изключение от правилото за получаване на висши оксиди е реакцията на изгаряне на амоняк, защото при горенето на амоняк азотът се отделя като просто вещество.



Фиг. 1. Схематично представяне на закона на Хес, приложен към реакциите на горене на графит и на въглероден монооксид.

Вижда се, че топлинният ефект на реакцията на пълно горене на въглерода, Q_1 , е равен на сумата от топлинните ефекти на двете междинни реакции на горене, $Q_2 + Q_3$ (Фиг. 1 и 2). Може да се види също, че уравнението на пълно горене на графит (У1) е алгебрична сума от уравненията на непълно горене на графит (У2) и на горене на въглероден монооксид (У3).



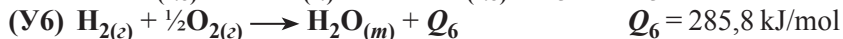
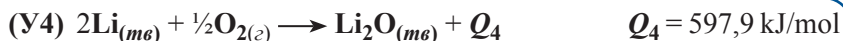
Когато едно и също вещество участва в лявата страна на едно химично уравнение и в дясната страна на друго уравнение, в сумарното уравнение коефициентите пред това вещество се изваждат. В случая CO присъства отляво и отдясно с един и същ коефициент и при сумирането изчезва от уравнението.



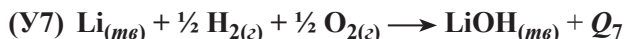
Полученото сумарно уравнение е същото като (У1), откъдето следва, че

$$Q_1 = Q_2 + Q_3.$$

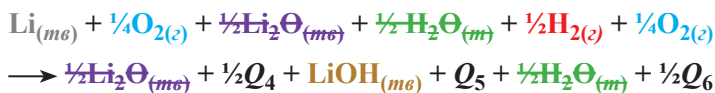
Законът на Хес дава възможност да се определят топлини на образуване на вещества, които не могат да се получат директно от простите вещества. *Например:*



Уравненията се сумират по такъв начин, че да се получи уравнение, в лявата страна на което има само прости вещества:



Това може да стане, ако разделим всичко в (Y4) и в (Y6) на две и сумираме с (Y5).



Оттук става ясно, че $Q_7 = \frac{1}{2}Q_4 + Q_5 + \frac{1}{2}Q_6 = 487,5 \text{ kJ/mol}$.

Топлините на образуване на голям брой вещества са определени експериментално или са изчислени чрез закона на Хес. Те могат да бъдат намерени в специални справочници. Важно следствие от закона на Хес е, че:

Топлинният ефект на дадена реакция е равен на сумата от умножените по съответните стехиометрични коефициенти топлини на образуване на продуктите на реакцията, минус сумата от умножените по съответните стехиометрични коефициенти топлини на образуване на реактантите.

Например за реакцията на горене на етан:



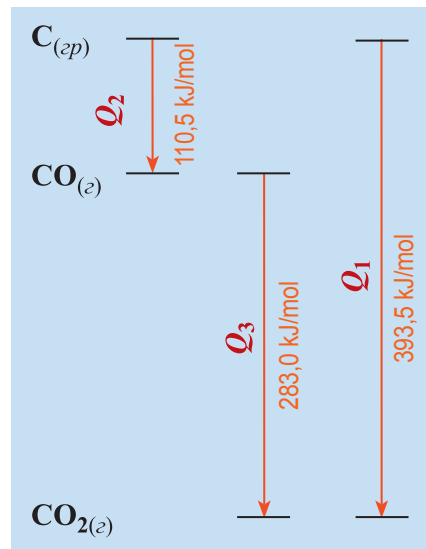
$$Q_8 = 2Q_{\text{обр}}(CO_{2(z)}) + 3Q_{\text{обр}}(H_2O_{(m)}) - Q_{\text{обр}}(C_2H_{6(z)})$$

ПРИЛОЖИ НАУЧЕНОТО

●● **Задача 1.** Вярно ли е твърдението, че топлината на образуване на даден оксид е една и съща с топлината на изгаряне на простото вещество, от което е образуван оксидът? Обосновайте се.

КРАТКО ОБОБЩЕНИЕ

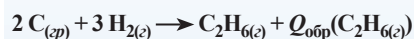
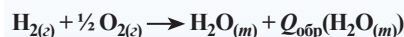
- Топлина на образуване и топлина на изгаряне представляват топлинният ефект на образуване на 1 mol вещество от прости вещества и, съответно, на изгаряне на 1 mol вещество до висши оксиди.
- Топлинният ефект на една реакция не зависи от пътя, по който от изходните вещества се стига до крайните продукти.



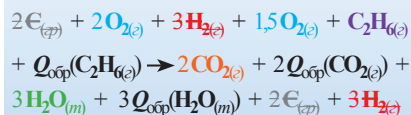
Фиг. 2. Схематично представяне на топлинните ефекти на реакциите на горене на графит и на въглероден оксид.



Записваме термохимичните уравнения на получаване на всяко от веществата, участващи в уравнението на изгаряне на етан.



Първото уравнение умножаваме по две, събираме го с второто, умножено по три, и от тях изваждаме третото:



Така получаваме уравнението на изгаряне на етан и показваме, че топлината на изгарянето му е

$$Q_8 = 2Q_{\text{обр}}(CO_{2(z)}) + 3Q_{\text{обр}}(H_2O_{(m)}) - Q_{\text{обр}}(C_2H_{6(z)}).$$

КЛЮЧОВИ ДУМИ

топлина на образуване,
топлина на изгаряне,
закон на Хес

Термохимията има важно приложение при измерване и изчисляване на топлинните ефекти на разнообразни химични реакции. Тя дава възможност да се определи и енергийното съдържание на определени вещества, важни за живота и ежедневието – например храни и горива. Под енергийно съдържание се разбира количеството енергия, която се освобождава при усвояване на 1 mol (или алтернативно 1 g или 1 kg) от дадено вещество. За горивата това означава енергията, която се освобождава при пълно изгаряне на съответното гориво и която може да бъде използвана за отопление или за извършване на работа. За храните това е енергията, която организъмът печели при храносмилане на съответното вещество.

Енергийното съдържание често се нарича калоричност. Енергията обикновено се изразява в джаули (J) или производните им единици (kJ, MJ и т.н.). С исторически важно значение е и несистематичната единица калория (cal или Cal), която все още се използва често.

Калоричност на горива

Топлинната енергия, която се освобождава при изгарянето на горивата, се измерва експериментално. Обикновено се изразява в kJ/mol или MJ/kg, а също и в MJ/L за течни горива и в MJ/m³ за газообразни.

Когато горивото се състои от едно химично вещество, тази топлина представлява вече разгледаната топлина на изгаряне, $Q_{\text{изг}}$. Често тя се определя в MJ/kg, като дадена маса вещество се подложи на изгаряне и отделената топлина се раздели на масата. Пресмятането в kJ/mol става, като стойността в MJ/kg се умножи по молната маса M на веществото.

$$Q_{\text{изг}} \left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = Q_{\text{изг}} \left(\frac{\text{MJ}}{\text{kg}} \right) \cdot M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) \cdot \frac{1000 \text{ kJ}}{1000 \text{ MJ}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

Когато горивото представлява смес от вещества, тогава калоричността му не може да бъде изразена в kJ/mol, защото единицата мол се отнася за определен вид частици и съотношението към един мол има смисъл само за чисти вещества. Също така, точната стойност на калоричността на такива горива (смеси) може да варира в зависимост от точния състав на горивото.

За горивата, които съдържат елемента водород, стойността на топлината на изгаряне зависи от състоянието на получената като продукт вода. При горенето на горива (както за отопление, така и в двигателите с вътрешно горене) водата най-често напуска системата под формата на водни пари. Има обаче случаи, когато тя се получава в течно състояние (например в т.нар. горивни елементи, където водород и кислород образуват течна вода).

За течните горива (без значение дали са чисти вещества или са смеси) калоричността може да се изрази и за единица обем. Тя може или директно да се измери, или да се изчисли с помощта на плътността.

$$Q_{\text{изг}} \left(\frac{\text{MJ}}{\text{L}} \right) = Q_{\text{изг}} \left(\frac{\text{MJ}}{\text{kg}} \right) \cdot \rho \left(\frac{\text{kg}}{\text{L}} \right)$$

В табл. 1 са представени стойностите за $Q_{\text{изг}}$ на някои често използвани горива. Вижда се, че съотнесено за единица маса, най-калоричното гориво е водородът – той превъзхожда изкопаемите горива около три пъти. Освен това при „горенето“ му единственият продукт е вода. Все още обаче водородът не е широко разпространено гориво заради трудности при получаването му и най-вече при съхранението и транспортирането му.



Калорията (от лат. *calor* – топлина) бива два вида – т.нар. „малка“ (cal) и „голяма“ (Cal). Една „малка“ калория е енергията, необходима за повишаване на температурата на 1 g вода с 1 °C. Една „голяма“ калория е енергията, необходима за повишаване на температурата на 1 kg вода с 1 °C. 1 Cal = 1000 cal = 1 kcal.

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$



Експерименталното определяне на топлинните ефекти на химичните реакции се извършва в специална апаратура, наречена *калориметър*.

Таблица 1. Калоричност на някои горива.

Гориво	$Q_{\text{изг}}$ kJ/mol	$Q_{\text{изг}}$ MJ/kg
водород	285,8 *	141,8 *
метан	802,5	50,03
ацетилен	1256,2	48,25
етан	1428,4	47,51
пропан	2043,9	46,35
n-бутан	2657,3	45,72
i-бутан	2648,8	45,57
етанол	1234,8	26,80
бензин	-	43,4 **
керосин	-	43,0 **
дизел	-	42,6 **
въглерод	393,5	32,76
въглища (антрацитни)	-	32,6 **
въглища (битумни)	-	30,2 **
въглища (лигнитни)	-	14,0 **
дървесина (суха)	-	15,4 **

Легенда: □ газове □ течности □ твърди

* Стойността се отнася за случаи, когато продуктът вода е в течно състояние.

** Стойността може да варира в зависимост от точния състав на горивото.

ХАРАКТЕРИСТИКИ НА ХИМИЧНИТЕ ПРОЦЕСИ (ОБОБЩЕНИЕ, КОНТРОЛ И ОЦЕНКА)

ХИМИЧНИТЕ ПРОЦЕСИ СЕ ХАРАКТЕРИЗИРАТ С:

ТОПЛИНЕН ЕФЕКТ Q

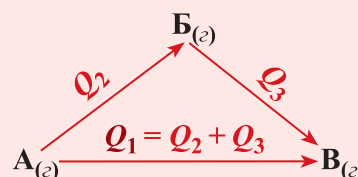
СКОРОСТ v

ОБРАТИМОСТ

$Q > 0$ – екзотермични процеси
вследствие на реакцията реакционната
система се загрева

$Q < 0$ – ендотермични процеси
вследствие на реакцията реакционната
система се охлажда

Топлинните ефекти на химичните процеси могат да се запишат в *термохимични уравнения*. Топлинните ефекти се подчиняват на **закона на Хес**. Следствие от закона е възможността термохимичните уравнения да бъдат събирани и изваждани, подобно на алгебрични уравнения.



$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta c_A}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta c_B}{\Delta t} = \frac{1}{p} \frac{\Delta c_P}{\Delta t}$$

Скоростта на химичните процеси зависи от:

ПРИРОДАТА НА ВЕЩЕСТВАТА
скорост

твърди в-ва < твърди в-ва < разтвори и газове
(едри частици) (дребни частици)

ТЕМПЕРАТУРАТА

По-висока температура води до по-висока скорост

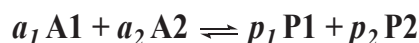
КОНЦЕНТРАЦИЯТА НА РЕАКТАНТИТЕ

По-висока концентрация *най-често* води до по-висока скорост

КАТАЛИЗАТОРИТЕ – ускоряват реакциите

- Промоторите подобряват действието на катализаторите
- Каталитичните отрови влошават действието на катализаторите

Обратимост – възможността един химичен процес да протича и в обратната посока



ХИМИЧНО РАВНОВЕСИЕ

- при обратими процеси
- динамично състояние
- подвижно

Равновесният състав зависи от:

Температура

ниска T

висока T

обогатява се на продуктите
на **екзотермичната** реакция

обогатява се на продуктите
на **ендотермичната** реакция

Налягане (при реакции с газове, за които е изпълнено $a_1 + a_2 + \dots + a_n \neq p_1 + p_2 + \dots + p_n$)

Концентрация (при реакции с газове или разтвори, за които е изпълнено $a_1 + a_2 + \dots + a_n \neq p_1 + p_2 + \dots + p_n$)

ниско p , ниска c

високо p , висока c

обогатява се на веществата от тази страна на уравнението, в която сумата от коефициентите е по-голяма

обогатява се на веществата от тази страна на уравнението, в която сумата от коефициентите е по-малка

ТЕСТОВИ ЗАДАЧИ ЗА КОНТРОЛ И ОЦЕНКА

Вариант 1

1. Кое термохимично уравнение е записано правилно?

- а) $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$
 б) $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 285,8 \text{ kJ/mol}$
 в) $2\text{K}_{(m)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{K}_2\text{O}_{2(m)} + 494,1 \text{ kJ/mol}$
 г) $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} + Q \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(m)} + Q$

2. В кой случай желязото ще ръждяса най-бавно?

- а) когато е под формата на монолитен къс
 б) когато е под формата на стружки
 в) когато е под формата на прах
 г) когато е намокрено

3. Кое от изброените НЕ води до повишаване скоростта на екзотермична реакция в разтвор?

- а) добавяне на катализатор
 б) повишаване на налягането
 в) повишаване на температурата
 г) повишаване на концентрацията на реактантите

4. Кое ВИНАГИ влияе на скоростта на хомогенно катализирана реакция в газова фаза?

- а) концентрацията на катализатора
 б) концентрацията на реактантите
 в) наличието на светлина
 г) температурата

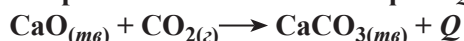
5. Кое е вярно за промяната на равновесния състав в системата $\text{SO}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)}$ при внасяне на O_2 ?

- а) O_2 е с по-ниска концентрация от тази преди добавянето
 б) SO_3 е с повишена концентрация
 в) SO_2 е с повишена концентрация
 г) няма да има промяна

6. При коя реакция налягането НЕ влияе на равновесния състав?

- а) $\text{C}_{(zp)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_{2(g)} - Q$
 б) $\text{CaCO}_{3(m)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{CaO}_{(m)} - Q$
 в) $\text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(g)} + Q$
 г) $2\text{HBr}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Br}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} - Q$

7. Пресметнете топлинния ефект Q на реакцията



$$Q_{\text{обр}}(\text{CaCO}_{3(m)}) = 1207,6 \text{ kJ/mol}$$

$$Q_{\text{обр}}(\text{CaO}_{(m)}) = 634,9 \text{ kJ/mol}$$

$$Q_{\text{обр}}(\text{CO}_{2(g)}) = 393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$Q = \dots\dots\dots$$

8. Какви са оптималните условия за синтез на амоняк? $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)} + Q$

.....

Вариант 2

1. Кое термохимично уравнение е записано правилно?

- а) $2\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(m)} + \text{O}_{2(g)}$
 б) $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NH}_{3(m)} + Q$
 в) $\text{HgO}_{(m)} - Q \rightarrow \text{Hg}_{(m)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} - Q$
 г) $\text{Al}_2\text{O}_{3(m)} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}_{(m)} + 243,7 \text{ kJ/mol}$

2. В кой случай етанолът ще гори най-бързо?

- а) когато е под формата на пари
 б) когато е в течно състояние
 в) когато е разтворен във вода
 г) когато е замръзнал

3. Кое от изброените води до повишаване скоростта на екзотермична реакция в газова фаза?

- а) добавяне на промотор
 б) понижаване на налягането
 в) понижаване на температурата
 г) повишаване на концентрацията на реактантите

4. Кое НЕ може да влияе на скоростта на хетерогенно катализирана реакция в разтвор?

- а) специфичната повърхност на катализатора
 б) концентрацията на реактантите
 в) температурата
 г) налягането

5. Кое е вярно за промяната на равновесния състав в системата $\text{SO}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)}$ при внасяне на SO_2 ?

- а) SO_2 е с по-ниска концентрация от тази преди добавянето
 б) SO_3 е с понижена концентрация
 в) O_2 е с понижена концентрация
 г) няма да има промяна

6. При коя реакция налягането влияе на равновесния състав?

- а) $3\text{Fe}_{(m)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(m)} + 4\text{H}_{2(g)} + Q$
 б) $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} - Q$
 в) $\text{C}_{(zp)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(g)} - Q$
 г) $\text{C}_{(zp)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + Q$

7. Пресметнете топлинния ефект Q на реакцията



$$Q_{\text{обр}}(\text{MgCO}_{3(m)}) = 1095,8 \text{ kJ/mol}$$

$$Q_{\text{обр}}(\text{MgO}_{(m)}) = 601,6 \text{ kJ/mol}$$

$$Q_{\text{обр}}(\text{CO}_{2(g)}) = 393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$Q = \dots\dots\dots$$

8. Какви са оптималните условия за синтез на амоняк? $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)} + Q$

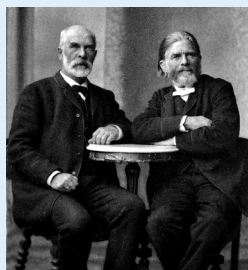
.....

БЕЛЕЖИТИ УЧЕНИ С ПРИНОС ЗА РАЗВИТИЕТО НА ПРЕДСТАВИТЕ В ТЕРМОХИМИЯТА, ХИМИЧНАТА КИНЕТИКА И КАТАЛИЗА И ХИМИЧНОТО РАВНОВЕСИЕ



ГЕРМАН ИВАНОВИЧ ХЕС (1802 – 1850)

Известен още като Жермён Анри Хес и Херман Хайнрих Хес. Роден в Швейцария руско-швейцарски химик, син на швейцарски художник. Най-известен е с работите си в областта на термохимията и формулирания от него закон през 1840 г., наречен по-късно *закон на Хес*. Същата година първи формулира ранна версия на закона за запазване на енергията. През 1842 г. открива, че при йонообменни реакции в разтвори на неутрални соли не се отделя или поглъща топлина. Занимава се и с изследвания на минерали. Един от тях е сребърен телурид Ag_2Te , който в негова чест е наречен хесит.



КАТО МАКСИМИЛИАН ГУЛДБЕРГ (1836 – 1902)

Норвежки математик и химик.

ПЕТЕР ВААГЕ (1833 - 1900)

Норвежки химик, зет на Като Гулдберг.

Между 1864 и 1879 г. двамата учени изследват системи в химично равновесие и откриват закон, наречен *Закон за действие на масите*, който дава количествен израз за равновесния състав и е свързан и с равенството на скоростите на правата и обратната реакция.



АНРИ ЛУИ ЛЬО ШАТЕЛИЕ (1850 – 1936)

Френски химик. Син на влиятелен инженер и индустриалец. Най-значимото му постижение е принципът за химичното равновесие, наречен на негово име и на германския физик Карл Браун, който го открива независимо от Льо Шателие. Този принцип е валиден и за множество други системи, нямащи общо с химията. Немалка част от трудовете му са посветени на индустрията. През 1901 г. прави опит за синтез на амоняк, но той едва не завършва трагично за един от асистентите му заради експлозия.



ФРИДРИХ ВИЛХЕЛМ ОСТВАЛД (1853 – 1932)

Германски химик. Работи в разнообразни направления в химията. Има сериозен принос в развитието на идеите за катализата и фундаменталните принципи на химичното равновесие и скоростите на химичните реакции. За това е удостоен с Нобелова награда по химия през 1909 г. Усъвършенства процеса за производство на азотна киселина от амоняк. Този процес традиционно се нарича процес на Оствалд. Друг важен негов труд е свързан с електролитната дисоциация във водни разтвори на слаби електролити, известен като закон на Оствалд за разреждането. Още няколко понятия и зависимости носят неговото име.