

1 INTRODUCERE

DE CE?

Clasa a XII-a reprezintă finalizarea studiilor liceale și, în consecință, studiul chimiei trebuie să contribuie la formarea capacității de a reflecta asupra lumii, de a formula și de a rezolva probleme pornind de la relaționarea achizițiilor din domeniul chimiei cu celelalte domenii ale cunoașterii. În același timp, studiul chimiei are un rol dominant în dezvoltarea competențelor privind reușita personală și socio-profesională (comunicare, gândire critică, prelucrarea și utilizarea contextuală a unor informații complexe etc.).

Studiul chimiei din clasa a XII-a te va ajuta să înțelegi mai bine fenomene ce se petrec în jurul tău, să investighezi comportarea unor substanțe sau sisteme chimice, să aplici algoritmi de rezolvare de probleme în scopul utilizării lor în situații din cotidian, să evaluezi consecințele proceselor și acțiunii produselor chimice asupra propriei persoane și asupra mediului.

Conținuturile pe care le vei întâlni în studiul chimiei de clasa a XII-a sunt astfel structurate încât să prezinte o vedere de ansamblu asupra studiului chimiei în școală și, nu în ultimul rând, să îți explice o serie de procese biochimice ce se petrec în organismul uman.

În consecință, sistemele chimice pe care le-ai întâlnit în anii anteriori vor fi clasificate și sistematizate după diverse criterii, iar cunoștințele anterioare vor fi structurate în scopul explicării proprietăților sistemelor chimice.

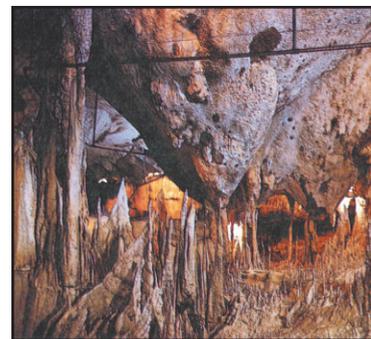
În studiul chimiei anorganice și organice ai întâlnit o serie de reacții chimice, care pot fi clasificate după mai multe criterii, după cum vei constata în paginile acestui manual.

Amintește-ți!

În clasa a IX-a, la studiul echilibrului chimic ai aflat că reacțiile chimice sunt **reacții reversibile** (care decurg în ambele sensuri) și **reacții ireversibile** (care decurg practic într-un singur sens).

După cum se știe, reacțiile reversibile sunt caracterizate de starea de echilibru, influențată de concentrația speciilor chimice care participă la echilibru, temperatură și presiune.

◆ În consecință, un criteriu pentru clasificarea reacțiilor chimice este sensul de desfășurare al acestora; astfel de reacții sunt **reversibile** și **ireversibile**.



Formarea stalactitelor și a stalagmitelor se bazează pe reacția chimică:



Chimia este constant prezentă în viața noastră cotidiană (sănătate, îmbrăcăminte, locuință, energie, transport, alimentație etc.) Pe de altă parte, ea este fundamental implicată în existența noastră propriu-zisă, pentru că reglează toate funcțiile celulare ale organismelor vii: activitatea musculară și nervoasă, digestia, respirația, reproducerea, mirosul, gustul.

Ținând cont de toate acestea „merită” chimia să-i acordăm importanța cuvenită?

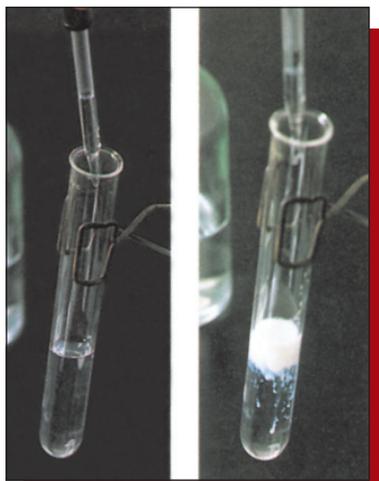
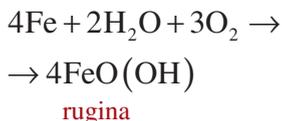


Fig. 1. Reacția dintre azotatul de argint și clorura de sodiu are loc cu formarea clorurii de argint – compus greu solubil.

Amintește-ți!

- **ruginirea fierului:**



- **oțetirea vinului:**

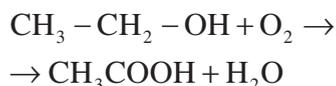


Fig. 2. Ruginirea fierului este un proces redox. Cunoașterea reacțiilor care se produc este importantă pentru identificarea metodelor de combatere a coroziunii fierului.

Un exemplu deosebit de important pentru sistemele în echilibru (reacție reversibilă) îl constituie *sinteza amoniacului*:

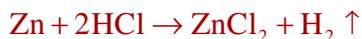


Deplasarea spre randamente optime în amoniac este influențată de concentrația componentilor, de presiune și temperatură.

Reacțiile ireversibile sunt considerate reacțiile care au loc într-un singur sens, până la consumarea completă a unuia dintre reactanți.

Echilibrul chimic se deplasează total în direcția în care din reacție se formează:

- *un compus volatil*, de exemplu un gaz:



- *un compus greu solubil în apă (precipitat)* (**fig. 1**):



- *un compus foarte puțin disociat*, de exemplu apă:



sau o *combinație complexă stabilă*, precum reactivul Tollens:



Acestea sunt considerate **reacții ireversibile**.

◆ După viteza de reacție, reacțiile se pot clasifica în:

- **Reacții lente** (ruginirea fierului (**fig. 2**), oțetirea vinului, fermentarea laptelui);

- **Reacții rapide** — sunt în general reacții ionice (exemplele de reacții ireversibile prezentate anterior).

Mai multe informații legate de viteza cu care se desfășoară unele procese chimice le vei afla în capitolul legat de **noțiuni de cinetică chimică**.

◆ După efectul termic care însoțește procesul chimic, reacțiile sunt:

- **Reacții exoterme** — au loc cu degajare de căldură, exemple tipice în acest sens au fost studiate la combustia (arderea) hidrocarburilor:



- **Reacții endoterme** — decurg cu absorbție de căldură:



Efectele termice care însoțesc procesele chimice cu importanță practică sau cele ce se petrec în organismele vii vor fi studiate în capitolul destinat **noțiunilor de termochimie**.

◆ După natura particulei transferate, reacțiile chimice se clasifică în:

- **Reacții cu transfer de protoni** — **reacții acido-bazice**
- **Reacții cu transfer de electroni** — **reacții de oxido-reducere**
- **Reacții cu transfer de ioni sau molecule** — **reacții de complexare**

Exemplele din aceste categorii sunt numeroase și vor constitui, în bună parte, studiul chimiei din clasa a XII-a, întrucât acestea reprezintă **procesele chimice fundamentale** în existența noastră, în **viața cotidiană**, în **procesele biochimice** dar și în **procesele industriale**.

2 NOȚIUNI DE TERMOCHIMIE

DE CE?

Când mâncăm fructe, zahărul conținut în ele reacționează în corpul nostru cu oxigenul, rezultând CO_2 și H_2O . În timpul acestui proces chimic mai apare o modificare importantă: *eliberarea de energie*. Mâncarea consumată este „combustibilul” pe care corpul nostru îl folosește pentru a pune în mișcare mușchii și pentru a menține temperatura corpului în limite normale.

Exemplul dat ilustrează un principiu general, pe care l-ai mai întâlnit, și anume că reacțiile chimice *presupun modificări energetice*. Unele reacții, precum oxidarea zahărului, *eliberează energie*. Altele, cum ar fi descompunerea apei în hidrogen și oxigen, presupun *absorbția de energie*. În prezent, peste 90 % din energia produsă în societatea noastră provine din reacții chimice, îndeosebi prin arderea combustibililor (cărbuni, produse petroliere, gaze naturale).

Studiul energiei și al transformărilor ei este cunoscut sub numele de *termodinamică* (gr. „*therme*” = căldură, „*dynamis*” = putere). Acest domeniu al cunoașterii și-a pus bazele în timpul revoluției industriale, urmărindu-se legăturile dintre căldură, efort (muncă) și energia conținută în combustibil, în încercarea de a maximiza performanțele motoarelor cu aburi. *Termodinamica* este importantă atât pentru *chimie*, cât și pentru alte domenii științifice și ingineresti. Este prezentă în viața de zi cu zi, întrucât energia se folosește în producerea bunurilor, în călătorii, în comunicații, practic pretutindeni. *Termodinamica* este legată de domenii extrem de diverse și de complexe (metabolizarea alimentelor, funcționarea bateriilor, proiectarea motoarelor ș. a.).

În acest capitol vei studia *legăturile, relațiile dintre reacțiile chimice și modificările de energie*. Această parte a termodinamicii se numește *termochimie*.

Termochimia studiază efectele termice care însoțesc procesele chimice și unele procese fizico-chimice (topire, fierbere, dizolvare ș. a.).

Natura energiei

Conceptul de *materie* este ușor de înțeles întrucât *materia* poate fi văzută și atinsă. De cealaltă parte, *energia* este un concept mai abstract. Pentru a ne familiariza cu acest concept, să pornim de la o acțiune simplă care presupune consum energetic – ridicarea halterelor (**fig. 3**). Gravitația produce atracție între haltere și sol. Această atracție gravitațională este

Cunoașterea efectelor termice ce însoțesc reacțiile chimice este esențială, pe de o parte, pentru a înțelege sensul în care acestea evoluează, iar pe de altă parte, pentru a identifica noi surse de energie.



Fig. 3. Ridicarea halterelor/greutăților solicită energie sub forma lucrului mecanic necesar pentru a învinge forța gravitațională. Dacă se notează cu F forța gravitațională care acționează asupra halterelor, atunci lucrul mecanic L necesar pentru a ridica de la pământ halterele pe o distanță d este:

$$L = F \times d$$

Unitățile de măsură pentru energie:

• În S.I. unitatea pentru energie este **joule**, în onoarea omului de știință britanic **James Prescott Joule (1818-1889)** care a făcut studii despre lucru mecanic și căldură:

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$$

O masă de 2 kg care se deplasează cu viteza de 1 m/s are o energie cinetică de 1 J:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}[2 \text{ kg} \cdot (1 \text{ m/s})^2] = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2 = 1 \text{ J}$$

Un joule nu reprezintă o cantitate mare de energie și de aceea se folosește adesea kJoule:

$$1 \text{ kJ} = 1 \text{ 000 J.}$$

• Uzual, energia care însoțește reacțiile chimice se exprimă în **calorii** (nu este unitate în S.I.) utilizată în chimie, biologie, biochimie.

• **Caloria** se definește drept cantitatea de energie produsă de 1 g de apă pentru a-și mări temperatura cu 1°C:

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

$$1 \text{ kcal} = 1 \text{ 000 cal}$$

un exemplu de **forță**. Orice „împingere” sau „tragere” efectuată asupra unui obiect constituie o **forță**. În exemplul nostru **forța de atracție gravitațională** „trage” halterele către pământ.

În chimie, studiul în acest sens se concentrează asupra altor tipuri de forțe; de exemplu, nucleeele atomilor încărcăți pozitiv exercită „atracție” asupra electronilor încărcăți negativ. Când se ridică halterele se produce lucru mecanic care se opune forței gravitaționale. Similar, când se mărește distanța dintre proton și electron este necesar lucru pentru a înfrânge forța de atracție dintre ei.

Lucrul mecanic **L** consumat atunci când se deplasează obiecte împotriva unei forțe (forța gravitațională) este egal cu produsul dintre forța **F** și distanța **d** pe care se deplasează obiectul:

$$L = F \times d$$

Lucrul mecanic este un mijloc de a transfera energia care rezultă în cursul unei deplasări împotriva unei forțe. Energia, sub forma lucrului mecanic, trebuie să fie folosită pentru a deplasa un obiect contra unei forțe. Este necesar mai mult lucru pentru a ridica niște haltere grele decât unele ușoare, pentru că forța gravitațională exercitată asupra halterelor mai grele este mai mare.

În timp ce ridicăm halterele, ne încălzim. Corpul omenesc generează căldură în timpul procesului. *Căldura reprezintă energia care se transferă de la un obiect la altul din cauza diferenței de temperatură.* Pe măsură ce ne încălzim, corpul nostru cedează căldură mediului înconjurător. Prin urmare, în momentul ridicării halterelor, se consumă *energie sub formă de lucru și căldură*.

Din cele prezentate anterior se poate concluziona că *lucrul mecanic și căldura reprezintă două modalități prin care au loc schimburile de energie la nivel microscopic.*

În consecință, **energia reprezintă capacitatea de a produce lucru mecanic sau de a transfera căldură**.

Un alt aspect al conceptului de energie poate fi abordat pornind de la observația că obiectele posedă energie datorită mișcării și poziției lor. Astfel spus, obiectele sau moleculele pot avea energie sub două forme: **energie cinetică și energie potențială**.

Energia cinetică reprezintă **energia de mișcare**; mărimea energiei cinetice (E_c) depinde de masa **m** și de viteza **v**.

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

Energia potențială este energia pe care o înmagazinează un obiect în virtutea poziției relative față de alte obiecte. Aceasta este rezultatul atracțiilor și repulsiilor obiectelor în relația cu alte obiecte. În același mod, un electron are energie potențială când se află în apropierea unui proton, datorită forței de atracție electrostatică dintre cele două particule.

În alte contexte, vei întâlni alte forme de energie, cunoscute sub numele de *energie chimică sau energie termică*. Aceste forme de energie pot fi asimilate ca *energie cinetică sau potențială la nivel atomic sau molecular*. De exemplu, *energia chimică* a benzinei poate fi privită ca *energie potențială* înmagazinată în aranjamentul electronilor și nucleelor atomilor din structura moleculelor ce formează benzina.

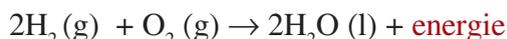
Energia termică este energia asociată mișcării moleculelor și, în consecință, poate fi interpretată ca *energie cinetică*.

Căldura reprezintă transferul de energie termică între două obiecte care au energii cinetice diferite. Energia se transferă de la obiectul mai cald (ale cărui molecule au un nivel mai mare de energie cinetică) la obiectul mai rece (ale cărui molecule au un nivel mai mic al energiei cinetice).

Modificări energetice în reacțiile chimice. Căldură de reacție

Când studiem modificările energetice ale unei reacții chimice ne focalizăm atenția asupra unei părți limitate și bine definite; partea studiată este numită *sistem*. Pentru un sistem se studiază schimbările energetice care se produc în raport cu *mediul înconjurător*. De exemplu, un amestec gazos format din H_2 și O_2 (**fig. 4**) constituie un sistem iar cilindrul și pistonul constituie o parte din *mediul înconjurător*.

Când H_2 reacționează cu O_2 se formează apă și se eliberează energie.



Starea inițială este caracterizată prin faptul că atomii de hidrogen, respectiv atomii de oxigen, sunt legați între ei; în *starea finală* atomii de hidrogen sunt legați de atomii de oxigen.

Căldura de reacție reprezintă cantitatea de căldură schimbată între sistemul de reacție și mediul înconjurător la o temperatură (t).

Căldura de reacție se determină prin diferența de energie dintre starea inițială și starea finală a sistemului.

Căldura de reacție poate fi măsurată plasând sistemul care reacționează într-un dispozitiv special numit *calorimetru* (**fig. 5**).

O realitate a naturii ce guvernează multe procese în chimie constă în faptul că *sistemele tind să ajungă la o stare minimă de energie*.

Energia totală a unui sistem reprezintă suma energiilor cinetice și potențiale ale tuturor componentelor sistemului.

Pentru sistemul format din H_2 și O_2 , energia totală include pe lângă modificările energetice datorate mișcării și interacției moleculelor de H_2 și O_2 și alte componente energetice ale atomilor (nucleu și electroni).

Activitate de documentare

Pornind de la faptul că cea mai mare parte a energiei de care avem nevoie pe Pământ provine de la Soare, direct sau indirect, oamenii de știință caută soluții pentru ca energia radiantă să poată fi transformată în energie electrică sau mecanică.

Caută informațiile necesare pentru a întocmi un proiect cu tema: „*Posibilități de perspectivă pentru a utiliza mai eficient energia soarelui și apelor, a vântului și mareelor*”.

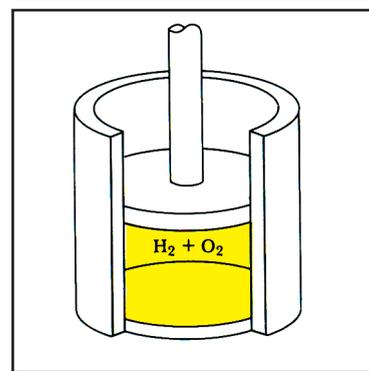


Fig. 4. Amestecul $O_2 + H_2$ constituie un sistem delimitat de mediul înconjurător.

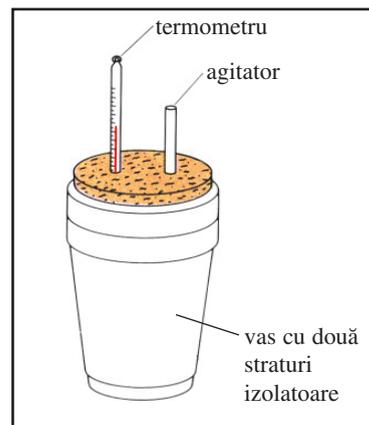


Fig. 5. Calorimetrul.

Energia internă include toate formele de energie nemăsurabile sau greu măsurabile implicate la formarea particulelor din nucleu, a nucleului însuși, a straturilor electronice ș.a. Ea include și unele tipuri de energii care pot fi măsurate, cum sunt energiile de legătură sau energiile cinetice de mișcare.

Suma tuturor formelor de energie ale unui sistem se numește *energie internă*.

Întrucât într-un sistem se produc numeroase tipuri de mișcări și interacții, nu se poate determina cu exactitate energia pentru fiecare sistem. Se pot măsura *variațiile energiei interne* care însoțesc procesele chimice și fizice.

Energia internă este o funcție de stare pentru că depinde numai de starea inițială și de starea finală a sistemului.

Se definește *variația energiei interne* (ΔE) ca diferența dintre energia internă a sistemului în starea finală (după reacție totală) și energia internă din starea inițială (la începutul reacției).

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inițial}}$$

• $\Delta E > 0$ rezultă când $E_{\text{final}} > E_{\text{inițial}}$, indică faptul că *sistemul primește energie din mediul înconjurător*.

• $\Delta E < 0$ rezultă când $E_{\text{final}} < E_{\text{inițial}}$, indică faptul că *sistemul cedează energie mediului înconjurător*.

În reacțiile chimice *starea inițială se referă la reactanți, iar starea finală se referă la produșii de reacție*.

Când H_2 reacționează cu O_2 formând apă, sistemul pierde energie; energia produșilor este mai mică decât cea a reactanților și ΔE are valoare negativă (**fig. 6**).

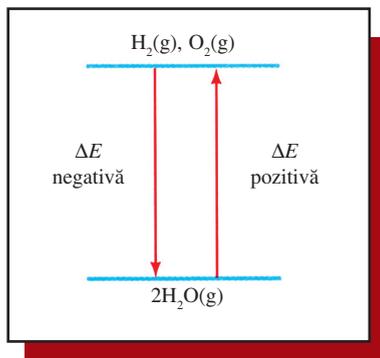


Fig. 6. Când H_2 reacționează cu O_2 , sistemul pierde energie.

Relația dintre variația energiei interne, căldura de reacție și lucrul mecanic

După cum s-a precizat în paginile anterioare, sistemele pot schimba *energie* cu mediul înconjurător prin două căi: *căldură sau lucru mecanic*. Când un sistem este supus unor transformări fizice sau chimice, modificările care însoțesc *variația energiei interne* (ΔE), se datorează *căldurii primite sau cedate de sistem mediului înconjurător*, (Q), și *lucrului mecanic efectuat* (L), reprezentată schematic în **figura 7**.

$$\Delta E = Q + L$$

Căldura primită de sistem din mediul înconjurător are *semn pozitiv* ($Q > 0$); atât căldura primită de sistem cât și lucrul efectuat duc la creșterea energiei interne (**fig. 7**).

Pe de altă parte, *căldura pierdută de sistem* ($Q < 0$), cedată mediului înconjurător, și lucrul mecanic efectuat determină scăderea energiei interne.

De exemplu, dacă sistemul absoarbe 50 J sub formă de căldură și efectuează un lucru mecanic de 10 J, atunci $\Delta E = 50 - 10 = 40$ J.

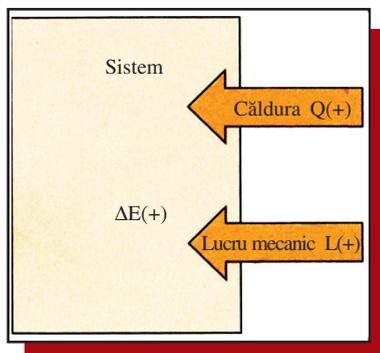


Fig. 7. Relația dintre L și Q .

Fenomene endoterme. Fenomene exoterme

Din cele prezentate anterior, se deduce că *fenomenele fizice și chimice sunt însoțite de absorbție sau degajare de căldură*.

Astfel, când are loc o reacție chimică sau o transformare fizică în urma căreia **sistemul absoarbe căldură, procesul este endoterm** („endo” — prefix care înseamnă „înăuntru”). Dacă are loc o reacție chimică sau o transformare fizică în urma căreia **sistemul cedează căldură, procesul este exoterm** („exo” — prefix care înseamnă „în afară”).

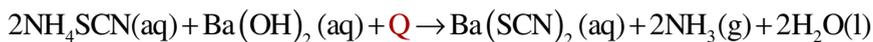
Amintește-ți!

În clasa a IX-a, la studiul fenomenului de dizolvare, ai aflat că *dizolvarea poate fi exotermă sau endotermă, atât pentru substanțele ionice, cât și pentru compușii moleculari*.

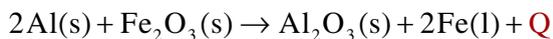
De exemplu, la dizolvarea clorurii de amoniu, NH_4Cl , în apă, temperatura soluției scade — **dizolvare endotermă**; când se dizolvă acidul sulfuric, H_2SO_4 în apă, temperatura soluției crește — **dizolvare exotermă**.

Reacția dintre soluțiile de sulfocianură de amoniu, NH_4SCN , și hidroxid de bariu, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, are loc cu absorbție de căldură, deci este o **reacție endotermă**; ca urmare a acestei reacții, temperatura scade de la 20°C la -9°C (**fig. 8**).

Ecuția termochimică a procesului se scrie:



Reacția dintre pulberea de aluminiu și oxidul de fier (III) este o **reacție puternic exotermă**; odată pornită, reacția are loc rapid (**fig. 9**):



Entalpia de reacție

Cea mai mare parte a transformărilor fizice și chimice, inclusiv cele ale sistemelor vii, are loc la *presiunea constantă* a atmosferei terestre. Astfel, marea majoritate a reacțiilor chimice ce se petrec în laborator au loc în vase deschise către atmosferă, prin urmare la *presiune constantă*.

Când este vorba despre căldura absorbită/cedată la presiune constantă, chimiștii folosesc o mărime specială, numită **entalpie**, notată cu **H** (grec. *enthalpein* = a încălzi).

Entalpia de reacție reprezintă variația de căldură a reacțiilor chimice la presiune constantă.

Entalpia unui sistem nu se poate măsura, dar se poate evalua și calcula **variația de entalpie, ΔH** . Variația de entalpie a unui proces este egală cu căldura primită sau cedată de sistem la presiune constantă:

$$\Delta H = Q_p$$

Dacă procesele chimice au loc în recipiente deschise, cea mai mare parte din energia pierdută/primită de sistem se găsește sub formă de căldură; numai cantități mici de căldură sunt implicate în expansiunea sau contracția sistemului. Astfel, căldura pierdută/primită reprezintă baza modificării energetice a sistemului.

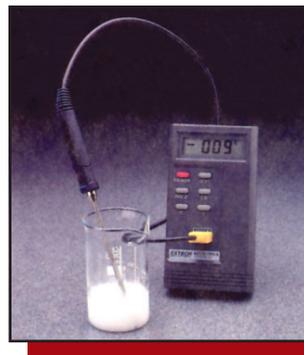


Fig. 8. Reacția endotermă dintre NH_4SCN și $\text{Ba}(\text{OH})_2$; temperatura scade de la 20°C la -9°C .



Fig. 9. Reacția exotermă dintre Al și Fe_2O_3 , cunoscută sub denumirea de „reacție termită”, decurge violent după momentul declanșării.

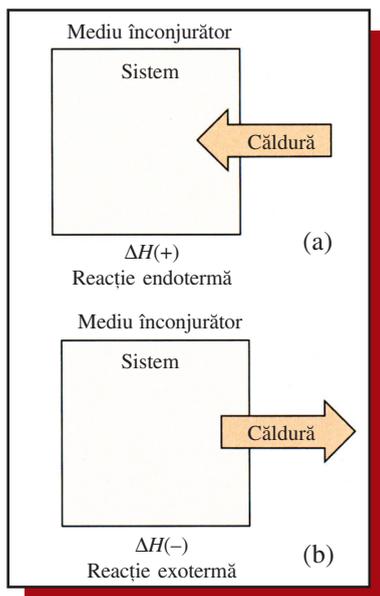


Fig. 10. (a) Sistemul absoarbe căldură, $\Delta H > 0$

(b) Sistemul cedează căldură, $\Delta H < 0$

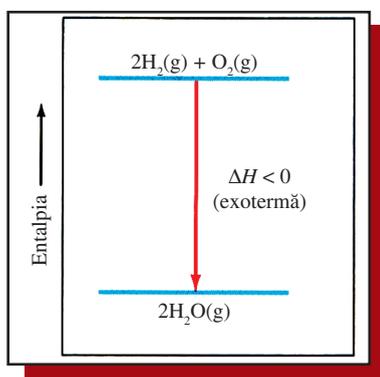


Fig. 11. Diagrama energetică arată că reacția dintre H_2 și O_2 este exotermă.

Știați că ...

... exploziile dezastruoase produse la bordul aeronavei germane Hindenburg (1937) și al navei spațiale Challenger (1986) au fost cauzate de reacția exotermă și deosebit de rapidă, la temperaturi crescute, dintre H_2 și O_2 (H_2 este un excelent combustibil).

Variația de entalpie, ΔH , reprezintă diferența dintre entalpia sistemului la sfârșitul reacției și la începutul acesteia.

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inițial}} \Rightarrow \Delta H = H_{\text{produși}} - H_{\text{reactanți}}$$

• Când $H_{\text{produși}} > H_{\text{reactanți}}$, $\Delta H > 0 \Rightarrow$ sistemul a primit căldură din mediul exterior; a avut loc un **proces endoterm** (fig. 10, a)

• Când $H_{\text{produși}} < H_{\text{reactanți}}$, $\Delta H < 0 \Rightarrow$ sistemul a cedat căldură mediului exterior; a avut loc un **proces exoterm** (fig. 10, b)

De exemplu, sinteza apei din elemente este un *proces exoterm* (fig. 11); ecuația termochimică este:



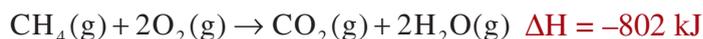
Semnul negativ de la ΔH indică faptul că reacția este exotermă.

Combustia H_2 este exotermă, fapt care arată că produșii de reacție au o entalpie mai mică decât reactanții.

Pentru calcule bazate pe variația de entalpie a reacțiilor chimice, trebuie ținut cont de unele caracteristici ale entalpiei:

♦ *Entalpia este o proprietate extensivă*, adică mărimea ΔH este direct proporțională cu cantitatea de reactanți consumată în proces.

De exemplu, la combustia unui mol de CH_4 s-a determinat experimental că se degajă o cantitate de căldură de 802 J.



Întrucât combustia unui mol de CH_4 cu 2 moli O_2 produce 802 kJ, se deduce că la combustia, de exemplu, a 3 moli de CH_4 se va degaja o cantitate de căldură de 3 ori mai mare.

Astfel, într-o reacție chimică *variația de entalpie depinde de numărul de moli al fiecărui component participant la reacție.*

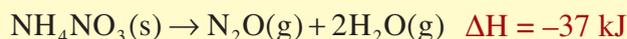
$$\Delta H = \sum n_p H_p - \sum n_r H_r$$

unde n_p este numărul de moli ai produșilor; H_p = entalpiile produșilor de reacție; n_r = numărul de moli ai reactanților; H_r = entalpiile reactanților.

Activitate individuală

1. Calculați cantitatea de căldură care se degajă la arderea a 6,4 g metan. ($\Delta H_{CH_4} = -802 \text{ kJ/mol}$)

2. Azotatul de amoniu se descompune conform reacției:

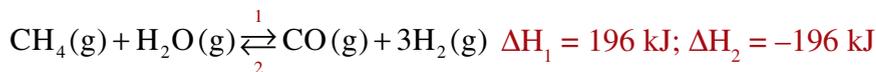


Calculează cantitatea de căldură care se produce când se descompun 25 g NH_4NO_3 .

R 1. -320,8 kJ; 2. -11,6 kJ.

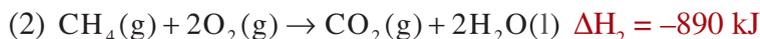
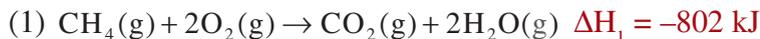
♦ *Variația de entalpie a unei reacții este egală ca mărime dar de semn contrar cu ΔH pentru reacția inversă.*

De exemplu, pentru reacția dintre CH_4 și vaporii de apă se reprezintă echilibrul (**fig. 12**):



♦ *Variația de entalpie a unei reacții depinde de starea de agregare a reactanților și produșilor.*

De exemplu, dacă la combustia CH_4 apa este lichidă, variația entalpiei este diferită de cea în care apa este în stare gazoasă.



Se observă că la transformarea (2) se degajă o cantitate mai mare de căldură; diferența se datorează căldurii degajate când apa trece din stare gazoasă în stare lichidă.



Căldura de formare

Modificarea (variația) de entalpie care apare *la formarea unui anumit compus din elementele sale componente* este o mărime foarte utilă când trebuie să comparăm între ele reacții sau să efectuăm unele calcule termochimice.

Pentru a facilita compararea semnificativă a valorilor ΔH ale diferitelor reacții, chimiștii au căzut de acord să stabilească o serie de **stări standard**. Pentru elemente, *stările standard* alese sunt acele forme fizice ale elementului care sunt stabile la **presiunea de 1 atm și temperatura de 25°C**.

Convențional, *entalpia unui element în condiții standard este considerată nulă*.

Variația de entalpie a sistemului în reacția de sinteză a unui mol de substanță din elementele componente în starea lor standard reprezintă căldura de formare (entalpia de formare).

Entalpia de formare standard se notează cu ΔH_f^0 , se exprimă în **kJ/mol** și este tabelată la temperatura de 25°C și presiunea de 1 atm.

De exemplu, la formarea unui mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ în condiții standard, prin arderea unui mol de carbon (grafit) cu un mol de oxigen, sistemul cedează 393,5 kJ.

Ecuatia termochimică a procesului de ardere puternic exoterm este:



Dacă se indică variația de entalpie:

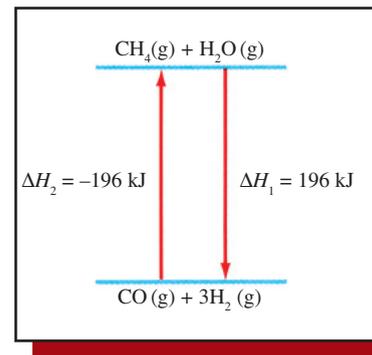
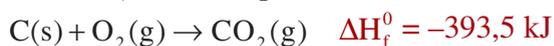


Fig. 12. Variația de entalpie în reacția dintre metan și vaporii de apă.

Variațiile de entalpie, ΔH , sunt tabelate în funcție de natura transformării fizice sau chimice; de exemplu, există tabele pentru entalpiile de vaporizare (ΔH_v , pentru a transforma lichidele în gaze), entalpiile de ardere (ΔH , pentru arderea unei substanțe în O_2) ș.a.

Un loc deosebit de important în categoria datelor termochimice îl reprezintă valorile entalpiilor de formare.

Calculule termochimice necesare în industria chimică, în biochimie, în procesele de combustie utilizează valorile entalpiilor standard.

- În cazul compușilor, **starea standard** reprezintă starea fizică (solidă, lichidă sau gazoasă) indicată prin simbolul care urmează formula compusului la presiune de 1 atm și la temperatura de 25°C.

- Dacă o substanță există în mai multe stări se alege ca stare standard forma cea mai stabilă.

- În cazul soluțiilor, ca stare standard se consideră soluțiile de concentrație 1M.

Se observă că între valoarea entalpiei și a căldurii de reacție există relația:

$$\Delta H = -Q.$$

În funcție de stabilirea semnelor efectului termic în raport cu sistemul de reacție sau cu mediul exterior se stabilesc relațiile:

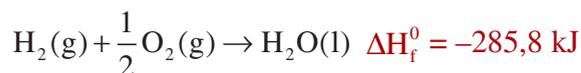
- **semnul variației de entalpie se stabilește în raport cu sistemul;** dacă sistemul absoarbe căldură, efectul termic se consideră pozitiv ($\Delta H > 0$), iar când sistemul cedează căldură efectul termic este negativ ($\Delta H < 0$);

- **semnul căldurii de reacție se stabilește în raport cu mediul exterior;** dacă mediul exterior cedează căldură sistemului de reacție, semnul efectului termic este considerat negativ ($Q < 0$), iar dacă mediul exterior primește căldură de la sistemul de reacție, efectul termic este pozitiv ($Q > 0$).

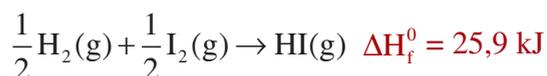
În consecință, entalpia de formare a unui mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ în condiții standard are valoarea $-393,5 \text{ kJ}$.

Pornind de la realitatea naturii ce guvernează transformările chimice, ce constă în faptul că sistemele tind să ajungă la o stare minimă de energie, în funcție de valorile căldurilor de formare ale substanțelor se pot formula concluzii asupra stabilității acestora.

Astfel, în reacția de sinteză a apei din elemente se degajă căldură; în consecință, energia potențială a sistemului scade și conform principiului stării minime de energie, sistemul trece într-o stare mai stabilă ($\Delta H_f^0 < 0$).



Sinteza acidului iodhidric (HI) din elemente este un proces endoterm; sistemul absoarbe căldură și entalpia de formare a HI este mai mare ca a elementelor din care rezultă:



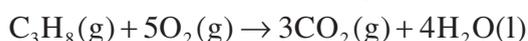
În consecință, sistemul este mai puțin stabil întrucât energia sa a crescut; formarea HI are loc cu absorbție de energie din mediul înconjurător.

Cu cât entalpia de formare (ΔH_f^0) a unei substanțe este mai mică (negativă), cu atât substanța este mai stabilă (tabelul 1).

Entalpia de formare se utilizează pentru determinarea variației de entalpie a reacțiilor; în acest sens se folosește relația deja cunoscută:

$$\Delta H = \sum n_p H_p - \sum n_r H_r$$

De exemplu, pentru reacția de ardere a propanului se poate calcula căldura de combustie stabilind valorile ΔH_f^0 din **tabelul 1**.



$$\Delta H = [3\Delta H_{f(\text{CO}_2)}^0 + 4\Delta H_{f(\text{H}_2\text{O})}^0] - [\Delta H_{f(\text{C}_3\text{H}_8)}^0 + 5\Delta H_{f(\text{O}_2)}^0]$$

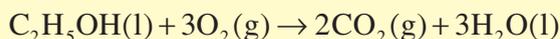
Pentru O_2 , $\Delta H_{f(\text{O}_2)}^0 = 0$.

$$\begin{aligned} \Delta H &= [3(-393,5 \text{ kJ}) + 4(-285,8 \text{ kJ})] - [1 \cdot (-103,85 \text{ kJ}) + 5 \cdot 0 \text{ kJ}] = \\ &= (-2324 \text{ kJ}) - (-103,85 \text{ kJ}) = -2220 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Activitate individuală

1. Compară cantitatea de căldură produsă la arderea unui gram de propan, C_3H_8 (**fig. 13**), cu căldura produsă la arderea unui gram de benzen, C_6H_6 .

2. Utilizând entalpiile de formare din **tabelul 1**, calculează variația de entalpie la combustia unui mol de etanol.



3. Cunoscându-se variația de entalpie standard a reacției de descompunere a carbonatului de calciu:



calculează entalpia de formare standard a CaO, folosind datele din **tabelul 1** pentru entalpiile de formare a $\text{CO}_2(\text{g})$ și $\text{CaCO}_3(\text{s})$.

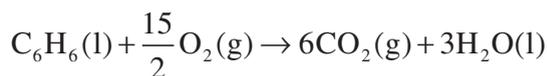
R 1. În exemplul de la pag. 12, s-a determinat ΔH^0 pentru reacția de combustie a unui mol de propan:

$$\Delta H^0 = -2220 \text{ kJ/mol } \text{C}_3\text{H}_8, \quad \mu_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44 \text{ g/mol}$$

Căldura degajată pentru 1 g de propan:

$$\frac{-2220 \text{ kJ/mol}}{44 \text{ g/mol}} = -50,5 \text{ kJ/g}$$

Se calculează căldura degajată la arderea unui mol de benzen



$$\Delta H = \left[6\Delta H_{\text{f}(\text{CO}_2)}^0 + 3\Delta H_{\text{f}(\text{H}_2\text{O})}^0 \right] - \left[\Delta H_{\text{f}(\text{C}_6\text{H}_6)}^0 + \frac{15}{2} \Delta H_{\text{f}(\text{O}_2)}^0 \right] =$$

$$= 6 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-285,8 \text{ kJ}) - (49,04 \text{ kJ}) = -3267 \text{ kJ}$$

$$\mu_{\text{C}_6\text{H}_6} = 78 \text{ g/mol}$$

Căldura degajată pentru 1 g de benzen:

$$\frac{-3267 \text{ kJ/mol}}{78 \text{ g/mol}} = -41,9 \text{ kJ/g}$$

2. $-1366,7 \text{ kJ}$; **3.** $-635,5 \text{ kJ}$.

Legea lui Hess

Pornind de la faptul că *entalpia este o funcție de stare*, variația de entalpie, ΔH , a unui proces chimic depinde doar de cantitatea de substanțe participante la reacție, de *natura stării inițiale a reactanților și de stadiul final al produșilor de reacție*. Aceasta înseamnă că, dacă o anumită reacție poate avea loc într-o singură etapă sau într-o serie de etape, suma variațiilor de entalpie ale fiecărei etape trebuie să fie aceeași cu variația de entalpie a procesului efectuat într-o singură etapă.

În anul 1840, fizicianul rus G.H. Hess, în urma studiilor termochimice efectuate asupra unor reacții chimice, a enunțat legea care îi poartă numele, *legea lui Hess*:

Căldura absorbită sau cedată într-un proces chimic este constantă și depinde numai de starea inițială și de starea finală a sistemului, indiferent de calea urmată de reacție.

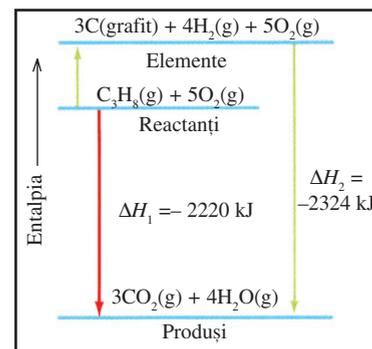


Fig. 13. Variația de entalpie la arderea propanului.

În general, la arderea unui gram de hidrocarbură, cantitatea de căldură obținută variază între 40 și 50 kJ.

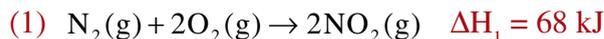
Denumirea substanței	Formula	ΔH_{f}^0 (kJ/mol)
Acetilenă	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	226,7
Etenă	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	52,3
Etan	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-84,68
Metan	$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,85
Propan	$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	-103,85
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-277,7
Glucoză	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	-1260
Zaharoză	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s})$	-2221
Apă	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,8
Amoniac	$\text{NH}_3(\text{g})$	-46,19
Acid clorhidric	$\text{HCl}(\text{g})$	-92,3
Acid iodhidric	$\text{HI}(\text{g})$	25,9
Carbonat de calciu	$\text{CaCO}_3(\text{s})$	-1207,1
Clorură de sodiu	$\text{NaCl}(\text{s})$	-411
Bicarbonat de sodiu	$\text{NaHCO}_3(\text{s})$	-947,7
Benzen	$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$	49,04
Dioxid de carbon	$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5
Hidroxid de calciu	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	-986,2

Tabelul 1. Entalpiile standard de formare, ΔH_{f}^0 , la 25°C și 1 atm pentru câteva substanțe

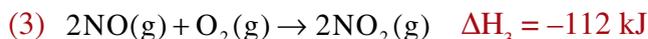
Altfel spus, variația totală a căldurii de reacție este independentă de numărul și de tipul etapelor intermediare prin care trece sistemul.

Variația entalpiei este egală cu suma variațiilor entalpiilor pentru fiecare reacție.

Legea lui Hess poate fi ilustrată examinând oxidarea azotului la dioxid de azot; reacția totală poate fi scrisă într-o etapă, pentru care variația de entalpie este ΔH_1 :



Reacția poate avea loc în două etape distincte, cu variațiile de entalpie desemnate prin ΔH_2 și ΔH_3 :



Ecuția totală (1) se obține prin însumarea ecuațiilor reacțiilor intermediare (2) și (3):



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = 68 \text{ kJ}$$

Prin urmare, dacă reacția are loc în mai multe etape, variația entalpiei reacției totale este egală cu suma algebrică a variațiilor entalpiilor reacțiilor intermediare. Exemple asemănătoare sunt ilustrate în **figurile 14** și **15**.

Legea lui Hess prezintă multiple aplicații practice, întrucât cu ajutorul acestora se pot face calcule termochimice ce nu pot fi determinate pe cale experimentală, cum ar fi:

- calcularea entalpiilor de formare a unor substanțe ce nu se pot obține direct prin sinteză din elemente;
- determinarea variațiilor entalpiilor de reacție ale unor procese ce au loc în condiții dificile și care nu se pot măsura.

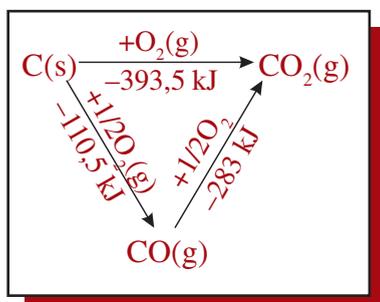
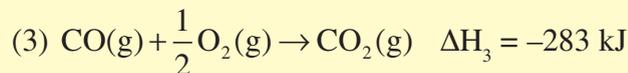
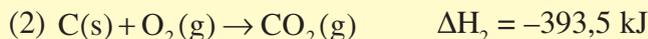
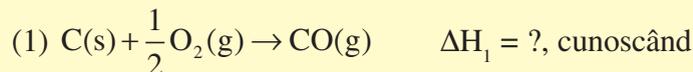


Fig. 14. Obținerea CO_2 are loc fie direct prin arderea C, fie printr-o etapă intermediară (formarea CO).

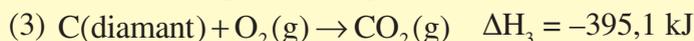
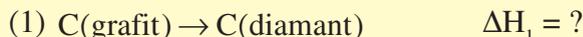
Ținând cont de legea lui Hess, se poate deduce că asupra ecuațiilor termochimice se pot efectua aceleași operații matematice ca și asupra ecuațiilor algebrice (adunarea, scăderea, amplificarea, trecerea componentelor dintr-o parte în alta a ecuației schimbând semnul).

Activitate individuală

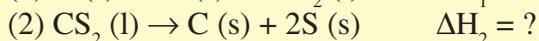
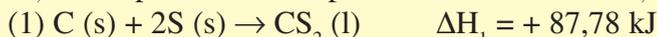
1. Calculează variația entalpiei de combustie a reacției (1):



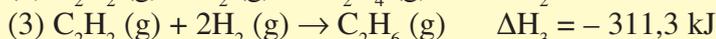
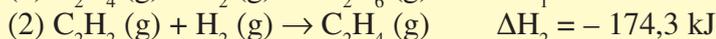
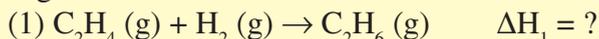
2. Carbonul există în două forme alotropice: diamant și grafit. Cunoscând variațiile entalpiilor de combustie ale grafitului și diamantului, calculează variația de entalpie la transformarea grafitului în diamant.



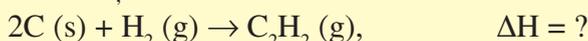
3. Cunoscând entalpia de formare a sulfurii de carbon, calculează variația entalpiei de descompunere a acestei substanțe:



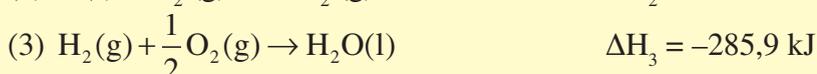
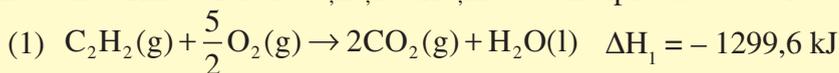
4. Prin adiția H_2 la acetilenă se obțin, în funcție de condițiile utilizate etenă, respectiv etan. Cunoscând variațiile de entalpie ale reacțiilor de hidrogenare a acetilenei, calculează variația de entalpie a reacției de hidrogenare a etenei:



5. Calculează variația de entalpie (entalpia de formare a acetilenei) pentru reacția:



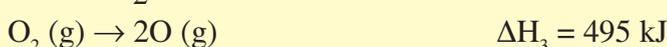
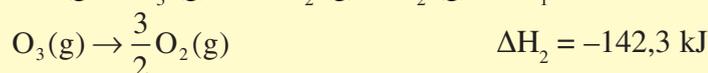
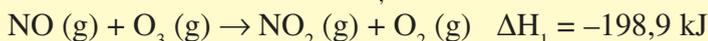
cunoscând următoarele reacții și variațiile de entalpie ale acestora:



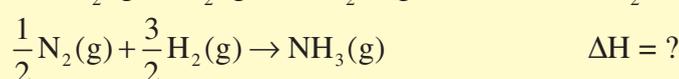
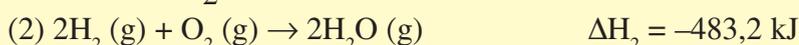
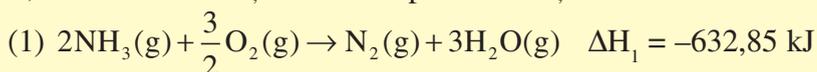
6. Calculează variația de entalpie a reacției:



cunoscând următoarele informații:



7. Calculează căldura de formare a amoniacului în condiții standard, cunoscând variațiile de entalpie ale reacțiilor:



R 1. Din ecuația termochimică (2) se scade ecuația (3) și se obține ecuația (1): $\Delta H_1 = \Delta H_2 - \Delta H_3 = -110,5 \text{ kJ}$;

2. Ecuația (1) se obține efectuând diferența dintre ecuațiile (2) și (3):

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 - \Delta H_3;$$

3. Reacția (2) este inversa procesului chimic (1):

$$\Delta H_2 = -\Delta H_1 \Rightarrow \Delta H_2 = - 87,78 \text{ kJ};$$

4. $\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2 = -137 \text{ kJ}$. **5.** $\Delta H = 2(\Delta H_2) + \Delta H_3 - \Delta H_1 = 226,7 \text{ kJ}$;

6. $\Delta H = -304,1 \text{ kJ}$; **7.** $-45,97 \text{ kJ}$

În reacțiile reversibile, variația de entalpie a reacției directe este egală (în modul) cu variația de entalpie a reacției inverse.

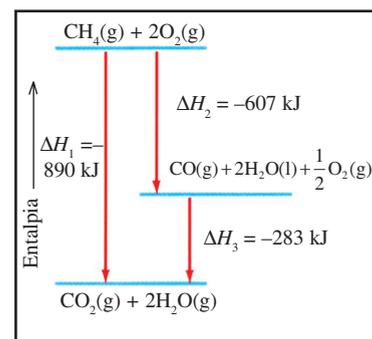


Fig. 15. Combustia metanului poate avea loc cu formarea CO sau CO_2 , în funcție de volumul de aer.

Cantitatea de căldură generată la combustia unui mol de CH_4 nu depinde de faptul că reacția are loc în una sau mai multe etape:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Determinări termochimice

Efectele termice determinate de fenomenele fizice sau chimice se denumesc după natura procesului la care se referă. Astfel:

- Efectele chimice înregistrate în **transformările fizice** pot fi:
 - **Căldură latentă de vaporizare** (entalpie de vaporizare, $\Delta H_{\text{vaporizare}}^{\circ}$)
 - **Căldură de topire** (entalpie de topire, $\Delta H_{\text{topire}}^{\circ}$)
 - **Căldură de alotropie** (entalpie de alotropie, $\Delta H_{\text{alotropie}}^{\circ}$)
 - **Căldură de dizolvare** (entalpie de dizolvare, $\Delta H_{\text{dizolvare}}^{\circ}$)
- Asemănător, se definesc efecte termice înregistrate în **transformările chimice**:

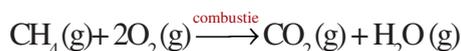
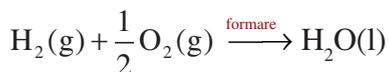
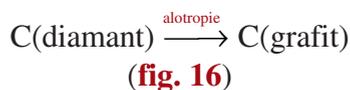


Fig. 16. Diamantul și grafitul sunt formele alotropice ale carbonului.

Substanța	Căldura specifică, c (J/g · grad)
H ₂ O (l)	4,18
H ₂ O (s)	2,03
C (grafit)	0,71
Al (s)	0,89
Hg (l)	0,14
CaCO ₃ (s)	0,85

Tabelul 2. Căldurile specifice ale unor substanțe la 298 K

chimice:

- **Căldura de formare din elemente** (entalpia de formare, ΔH_f° , pe care ai studiat-o în paginile anterioare)
- **Căldura de neutralizare** (entalpia de neutralizare $\Delta H_{\text{neutralizare}}^{\circ}$)
- **Căldura de ardere/combustie** (entalpia de combustie, ΔH_c°)

Pentru determinarea experimentală a efectelor termice se utilizează un dispozitiv cunoscut sub numele de **calorimetru**, un vas etanș, izolat termic de exterior (**fig. 5**). Metoda calorimetrică se bazează pe legea calorimetriei, care ține seama de faptul că într-un sistem izolat căldura cedată de un corp cald este egală cu căldura primită de un corp rece; altfel spus, **căldura cedată în cazul transformărilor fizico-chimice este egală cu căldura primită de calorimetru**; această căldură se calculează cu relația:

$$Q = mc\Delta T,$$

unde: **m** = masa lichidului din calorimetru (g);

c = căldura specifică a lichidului (J/g · grad);

ΔT = variația de temperatură a lichidului ($t_1 - t_0$).

Căldura specifică a unei substanțe reprezintă cantitatea de căldură primită de 1 g substanță pentru a determina o creștere a temperaturii cu 1°C.

Activitate individuală

1. a. Calculează cantitatea de căldură pe care trebuie să o primească 250 g apă pentru a crește temperatura de la 22° C la 98° C.

b. Determină capacitatea calorică molară a apei (căldura specifică a apei este 4,18 J/g·grad) (**tabelul 2**).

R1. a. $\Delta T = 98^{\circ} - 22^{\circ} = 76^{\circ} \text{ C}$

$$Q = m \cdot c\Delta T = 250 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/g}\cdot\text{grad} \cdot 76^{\circ} = 7,9 \cdot 10^4 \text{ J} = 79 \text{ kJ}$$

b. Capacitatea calorică molară (căldura necesară unui mol de substanță pentru a crește temperatura cu un grad) se calculează astfel:

$$C = c \cdot \mu = 4,18 \text{ J/g}\cdot\text{grad} \cdot 18 \text{ g/mol} = 75,2 \text{ J/mol} \cdot \text{grad}$$

În cele ce urmează vom afla cum se determină *căldura de dizolvare*, *căldura de neutralizare* și *căldura de combustie*.

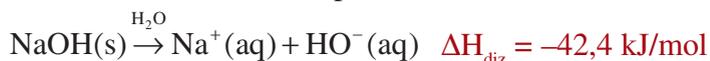
Determinarea căldurii de dizolvare

Amintește-ți!

În clasa a IX-a, studiind fenomenul de *dizolvare*, ai aflat că acest proces fizic este însoțit de schimb energetic; în consecință, după cum ai constatat și din paginile anterioare, putem spune că *dizolvarea este exotermă sau endotermă*.

Căldura molară de dizolvare (entalpia molară de dizolvare) reprezintă cantitatea de căldură degajată sau absorbită la dizolvarea unui mol de substanță într-o cantitate foarte mare de solvent.

Pentru a cunoaște etapele determinării căldurii de dizolvare, vom considera dizolvarea hidroxidului de sodiu în apă, care are loc cu cedare de căldură.



Determinarea experimentală a căldurii de dizolvare a hidroxidului de sodiu presupune o serie de etape:

- cântărirea la balanța analitică a unei mase exacte de NaOH(s); de exemplu, $m_{\text{NaOH(s)}} = 2\text{g}$;
- măsurarea cu ajutorul cilindrului gradat a unui volum de apă distilată în care va avea loc dizolvarea; de exemplu, $V_{\text{apă distilată}} = 200 \text{ mL}$;
- introducerea apei distilate în calorimetru;
- măsurarea temperaturii apei din calorimetru (t_0);
- introducerea (trecerea) NaOH cântărit în calorimetru și agitarea până la dizolvarea completă;
- măsurarea temperaturii după dizolvare (t_1 – valoarea cea mai ridicată).

Prelucrarea datelor

- Se calculează diferența de temperatură $\Delta t = t_1 - t_0$;
- Se determină căldura absorbită de soluție prin dizolvarea NaOH:

$$Q = m_{\text{soluție}} \cdot c \cdot \Delta t$$

$$m_{\text{soluție}} = m_{\text{NaOH}} + m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$c = 4,18 \text{ J/g} \cdot \text{grad}$$

$$\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$$

$$m = \rho \cdot V$$

- Se calculează numărul de moli de NaOH utilizați:

$$\hat{v}_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{\mu_{\text{NaOH}}}$$

$$\mu_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

- Se determină căldura degajată la dizolvarea unui mol de NaOH:

$$\Delta H_{\text{diz}} = - \frac{Q}{\hat{v}_{\text{NaOH}}}$$

entalpia molară de dizolvare a NaOH

La *dizolvare* se produc două fenomene însoțite de schimb energetic:

- difuziunea particulelor solvatului printre cele ale solventului, fenomen însoțit de absorbția de căldură (fenomen endoterm);
- formarea unor legături între particulele solvatului și cele ale solventului, fenomen numit *solvatare* și însoțit de cedare de căldură (fenomen exoterm).

Ținând cont de bilanțul energetic, se distinge:

- ♦ *dizolvare exotermă*, atunci când se degajă mai multă căldură la solvatare decât căldura necesară difuziunii particulelor;
- ♦ *dizolvare endotermă*, când se absoarbe mai multă căldură la difuziune decât se degajă la solvatare.

În determinările calorimetrice pe care le vom studia, capacitatea calorică a calorimetrelor nu se ia în considerare, fiind foarte mică.

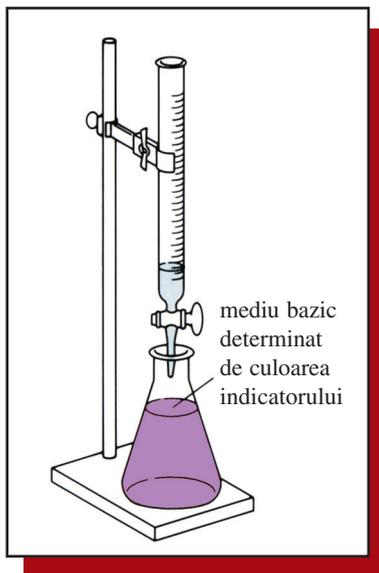
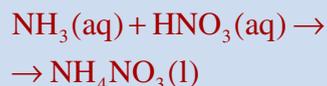


Fig. 17. Reacția de neutralizare a NaOH cu HCl

Întrucât neutralizarea este întotdeauna un proces exoterm, căldura reacției de neutralizare este utilizată; în industrie, de exemplu, o reacție de neutralizare folosită în industria îngrășămintelor chimice are loc între amoniac și acid azotic, în scopul obținerii azotatului de amoniu:



$$\Delta H_{\text{neutralizare}}^0 = -51,5 \text{ kJ}$$

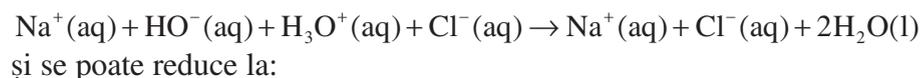
Reacția fiind puternic exotermă, căldura degajată este utilizată pentru concentrarea soluției de NH_4NO_3 obținute.

Capacitatea calorică a calorimetrului fiind foarte mică nu se ia în considerare.

Determinarea căldurii de neutralizare

După cum vei afla și la capitolul *Reacții acido-bazice*, reacția de neutralizare a acizilor cu bazele este un proces exoterm; astfel, la neutralizarea unui acid tare monoprotic cu o bază tare monoprotică se cedează o cantitate de căldură de $-57,27 \text{ kJ/mol}$ acid sau bază, indiferent de natura acidului sau bazei.

Reacția de neutralizare dintre NaOH și HCl (**fig. 17**) se exprimă prin ecuația chimică:



În consecință:

Căldura molară de neutralizare (entalpia molară de neutralizare) reprezintă căldura cedată când un mol de ioni hidroniu (H_3O^+) reacționează cu un mol de ioni hidroxid (HO^-) în soluție diluată.

Determinarea căldurii molare de neutralizare a unei soluții de acid clorhidric, HCl, cu o soluție de hidroxid de sodiu, NaOH, presupune următoarele etape:

- măsurarea cu ajutorul cilindrului gradat a unui volum de soluție HCl de concentrație molară cunoscută; de exemplu, 100 mL soluție HCl 0,5M;
- introducerea volumului măsurat de HCl în calorimetru;
- măsurarea cu ajutorul cilindrului gradat a unui volum egal de soluție NaOH cu aceeași concentrație; de exemplu, 100 mL soluție NaOH 0,5M;
- introducerea volumului măsurat de NaOH într-un pahar Berzelius;
- măsurarea temperaturii celor două soluții de NaOH și HCl (temperatura t_0 trebuie să fie aceeași);
- introducerea soluției de NaOH peste soluția de HCl și agitarea amestecului;
- măsurarea temperaturii după neutralizare (t_1 – valoarea cea mai ridicată).

Prelucrarea datelor

- Se calculează diferența de temperatură $\Delta t = t_1 - t_0$;
- Se determină masa soluției, considerând $\rho_{\text{sol}} = 1 \text{ g/cm}^3$, $m_{\text{sol}} = 200 \text{ g}$ (pentru exemplul prezentat);
- Se determină căldura absorbită de soluție:

$$Q = m_{\text{soluție}} \cdot c \cdot \Delta t$$

- Se calculează numărul de moli de HCl (sau NaOH) introduși:

$$\hat{v}_{(\text{HCl})} = V_{\text{sol}(\text{HCl})} \cdot c_{\text{molară}(\text{HCl})} \text{ sau } \hat{v}_{(\text{NaOH})} = V_{\text{sol}(\text{NaOH})} \cdot c_{\text{molară}(\text{NaOH})}$$

• Se determină căldura degajată la neutralizarea unui mol de acid sau de bază ($v_{\text{HCl}} = v_{\text{NaOH}}$):

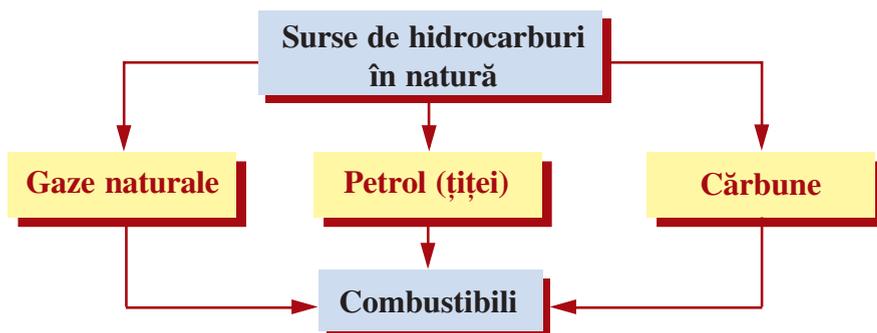
$\Delta H_{\text{neutralizare}}^0 = \frac{Q}{v}$ entalpia molară de neutralizare a unui acid tare monoprotic cu o bază tare monoprotică are valoarea:

$\Delta H_{\text{neutralizare}}^0 = -57,27 \text{ kJ/mol acid sau bază}$

Determinarea căldurii de combustie

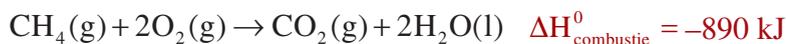
Amintește-ți!

În clasa a X-a, la studiul hidrocarburilor ai aflat că, prin **combustia** (arderea) acestora, se obțin mari cantități de căldură, **hidrocarburile constituind o sursă importantă de energie**.



După cum ai constatat, dintre hidrocarburile utilizate drept **combustibili** cei mai importanți sunt **alcanii**. Alcanii ard formând CO_2 și H_2O cu degajare de căldură; reacția fiind puternic exotermă, energia eliberată este utilizată în diferite scopuri practice. În paginile precedente ai efectuat calcule determinate de procesele de combustie ale unor hidrocarburi.

De exemplu, **combustia metanului** într-un volum suficient de aer eliberează o cantitate mare de energie, numită **entalpie de combustie** (căldură de ardere):



Entalpia de combustie (căldura de combustie) reprezintă cantitatea de căldură degajată la arderea unui mol de substanță (combustibil).

Din **tabelul 3** se observă că entalpiile de combustie cresc odată cu numărul atomilor de carbon din molecula alcanilor.

Pentru a compara eficiența combustibililor se definește **puterea calorică** (q).

Puterea calorică a combustibililor (q) (**tab. 4 și 5**) reprezintă cantitatea de căldură rezultată la arderea completă a unui kg de combustibil solid sau lichid, respectiv a unui m^3 de combustibil gazos; altfel spus,

Reacția de neutralizare este un proces exoterm; determinarea cantitativă a căldurii de neutralizare face posibilă utilizarea acesteia în alte procese fizico-chimice, în procesele tehnologice care necesită căldură.

Combustia = procesul de ardere a unui compus în prezența oxigenului; ea este însoțită de eliberare de **lumină și căldură** (două forme de energie pe care omul le-a descoperit odată cu focul, observând că acestea asigură căldură).

Combustibili = materiale de **origine organică**, în general, care ard cu viteză mică, în contact cu oxigenul din aer, cu formare de CO_2 , H_2O și dezvoltare de **căldură**.

Petrolul, un amestec complex de hidrocarburi saturate și aromatice, constituie o importantă sursă de energie; aproximativ 90% din cantitatea de petrol extrasă se utilizează anual drept combustibil.

Alcanul	Formula moleculară	Entalpia de combustie
Metan	$\text{CH}_4(\text{g})$	-890
Etan	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-1560
Propan	$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	-2220
Butan	$\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$	-2877
Octan	$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$	-5512
Decan	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}(\text{l})$	-6778

Tabel 3. Căldurile (entalpiile) de combustie ale unor alcani

Numărul atomilor de C	Tipul combustibilului	Utilizări principale ale combustibilului
1-2	gaze naturale	încălzire, nevoi casnice de bază
3-4	gaze lichefiate de butelii	
5-10	benzină	automobile
10-16	kerosen	avioane
15-25	motorină	motoare Diesel, încălzire
> 25	păcură	încălzire, scopuri industriale

Tabelul 4. Alcani – combustibili

Combustibil	Putere calorică
Metan	36 MJ/m ³
Propan	100 MJ/m ³
Butan	120 MJ/m ³
Benzină	46 MJ/kg
Lemn	10-18 MJ/kg
Cărbune	25-35 MJ/kg
Hidrogen	140 MJ/kg

Tabelul 5. Puterea calorică a unor combustibili

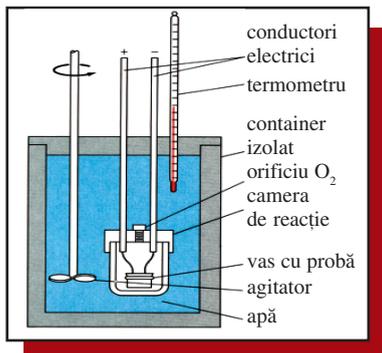


Fig. 18. Bomba calorimetrică

Deși 1 g de benzină produce o cantitate dublă de energie raportat la energia unui gram de metanol, se preferă utilizarea metanolului la motoarele de înaltă performanță și la mașinile de curse, deoarece metanolul arde mult mai lent decât benzina (compensând dezavantajul greutății sale).

puterea calorică reprezintă căldura care se degajă la arderea unității de masă (MJ/kg) sau de volum (MJ/m³; 1MJ = 10³ kJ).

$$q = \frac{\Delta H^0_{\text{combustie}} \cdot 1000}{\mu} \quad \text{sau} \quad q = \frac{\Delta H^0_{\text{combustie}} \cdot 1000}{22,4}$$

Deși arderile sunt procese puternic exoterme, convențional, puterea calorică se consideră pozitivă și se măsoară în MJ (megajouli, 1MJ = 1000 kJ).

În procesul de ardere a celor mai mulți combustibili se formează CO₂ și H₂O; întrucât apa se poate forma în stare lichidă sau gazoasă, trebuie să se aibă în vedere căldura de vaporizare a apei, $\Delta H^0_{\text{vaporizare}} = 44 \text{ kJ/mol}$ ($\Delta H^0_{\text{vaporizare}} > 0$, vaporizarea consumând căldură).

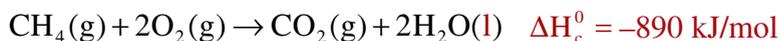
Din acest motiv se definește:

- puterea calorică superioară (q_s), atunci când rezultă apă în stare lichidă;
- puterea calorică inferioară (q_i) atunci când apa rezultată este în stare gazoasă.

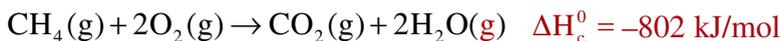
deoarece transformarea apei în vapori are loc cu consum de căldură.

Căldurile de combustie se determină experimental în bomba calorimetrică (fig. 18); aceasta este un recipient de oțel inoxidabil (aprox. 200 cm³), rezistent la presiune mare, care se află în timpul determinării cufundat într-un calorimetru cu apă. O masă de substanță cântărită, aflată în camera de reacție, se aprinde prin trecerea unui curent electric printr-o sârmă de oțel; arderea substanței este instantanee. Se măsoară variația de temperatură a apei din calorimetru și se determină astfel căldura de ardere la volum constant din care se calculează entalpia de combustie la presiune constantă, $\Delta H^0_{\text{combustie}}$, în condiții standard (25°C, 1 atm).

De exemplu, entalpia de combustie a CH₄, în condiții standard, determinată în bomba calorimetrică este:



Scăzând căldura de vaporizare a celor 2 moli de apă (2 · 44 kJ/mol H₂O):



Pentru a compara puterea calorică a combustibililor se utilizează termenul de *combustibil convențional* — combustibil teoretic care servește drept etalon pentru compararea combustibililor reali.

Activitate individuală

1. Metanolul este adesea utilizat drept combustibil pentru motoarele de înaltă performanță. Compară valoarea entalpiei de combustie a unui gram de metanol (CH₃OH) cu cea obținută pentru un gram de benzină, considerând că benzina este formată numai din izooctan (C₈H₁₈)

$$\Delta H^0_{f(\text{CH}_3\text{OH})} = -239 \text{ kJ/mol} \quad \text{și} \quad \Delta H^0_{f(\text{C}_8\text{H}_{18})} = -269 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{R} \quad \Delta H_{\text{CH}_3\text{OH}} = -22,71 \text{ kJ/g}; \quad \Delta H_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = -47,7 \text{ kJ/g}$$

*Energia în sistemele biologice

În organismele vii au loc transformări chimice numeroase și variate, implicând atât sinteze de molecule complexe, cât și procese de descompunere a acestora în molecule mai simple.

Organismul uman este un sistem termodinamic deschis, având cu mediul exterior atât schimb de substanțe, cât și schimb de energie.

Creșterea și existența organismului animal înseamnă *consum de energie*; energia necesară organismului animal și, implicit, omului este consumată pentru:

- *Întreținerea unor funcții vitale* (activitate nervoasă, respirație, circulație sanguină ș.a.);
- *Sintetizarea unor substanțe necesare organismului*;
- *Desfășurarea activităților fizice*;
- *Menținerea constantă a temperaturii corpului* (care pierde căldură în contact cu mediul mai rece).

Toate aceste procese au loc cu absorbție de energie, fiind *reacții endoterme*. Energia care se consumă este produsă prin *transformările biochimice* ale unor substanțe din alimente; reacțiile în urma cărora se produce această energie sunt *reacții exoterme*.

Substanțele introduse în organism pentru a produce energia vitală sunt: *grăsimile, zaharidele și proteinele*. Alimentele reprezintă „*combustibilul*” care ne furnizează energia; valoarea energetică a acestora se măsoară în kcal sau kJ, raportată la o anumită cantitate de produs. Tabelul alăturat prezintă valorile energetice ale unor alimente (**tabelul 6**).

Rația alimentară trebuie să asigure organismului cantități suficiente de *proteine, glucide, grăsimi, vitamine și microelemente (minerale)*.

*Rolul ATP și ADP în procesele energetice din sistemele biologice

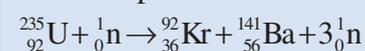
Acidul adenozindifosforic (ADP) și acidul adenozintrifosforic (ATP) sunt molecule cu structură complexă care se găsesc în toate celulele vii.

Ca orice altă „uzină” chimică, celula are nevoie, pentru a opera în bune condiții, de cantități relativ mari de „combustibil”. Atunci când funcționează normal, o mare parte dintre reacțiile celulare sunt *processe endoterme* și, mai important, nu sunt procese spontane. Acest fapt poate fi ilustrat prin descompunerea spontană a componentilor celulei după moartea acesteia. *Celulele vii utilizează drept „combustibil” glucoza* (și unii produși ai descompunerii grăsimilor și proteinelor). Când glucoza este oxidată la CO_2 și H_2O se *eliberează energie*, dar celula nu poate folosi întotdeauna această energie în momentul oxidării glucozei.

Știați că ...

...în ultima vreme, în *centrale nucleare* pentru obținerea energiei se folosește, din ce în ce mai mult, *combustibilul nuclear*, format dintr-un material ce conține izotopi ai unor elemente grele (^{238}U , ^{239}Th).

Ecuția fisiunii nucleare, ce produce o cantitate impresionantă de energie, pentru uraniu se poate scrie:



... la fisiunea unui gram de uraniu se produce o energie de 20 milioane kcal (2300 kWh; 1 kJ = 3600 kWh).

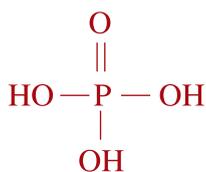
Alimentul	kcal/100 g
Carne de pasăre	180
Carne de vită	200
Carne de porc	300
Unt	740
Brânză grasă	400
Brânză slabă	150
Lapte de vacă	40
Ouă	150
Zahăr	400
Făină	360
Cartofi	100
Pâine albă	235
Mere	46
Portocale	35
Alune	570
Varză verde	22

Tabelul 6. Valoarea energetică a unor alimente

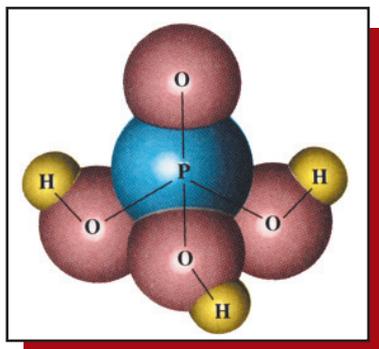
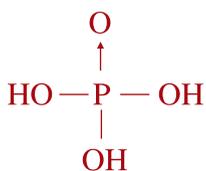
Amintește-ți!

În clasa a XI-a ai studiat despre **Acizi nucleici** — compuși macromoleculari care se găsesc în toate celulele vii; unitățile structurale, monomerii care formează macromoleculele acizilor nucleici se numesc **nucleotide**, cu structuri asemănătoare **ADP**-ului și **ATP**-ului.

Structurile utilizate pentru acidul fosforic, H_3PO_4 , sunt:



sau



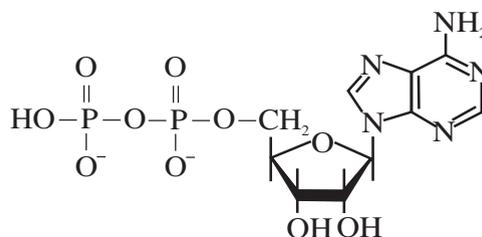
Modelul structural al H_3PO_4

Totodată, celula nu poate lăsa prea multă energie să treacă în mediul înconjurător. Dacă numai jumătate din energia rezultată la oxidarea glucozei ar fi eliberată celulei, temperatura acesteia s-ar ridica într-atât încât enzimele ar fi inactivate. Ca urmare, *celula are nevoie de un mecanism prin care să capteze și să stocheze energia furnizată de „combustibili”, precum și de un alt mecanism prin care să elibereze această energie atunci când este nevoie de ea și acolo unde este necesară.*

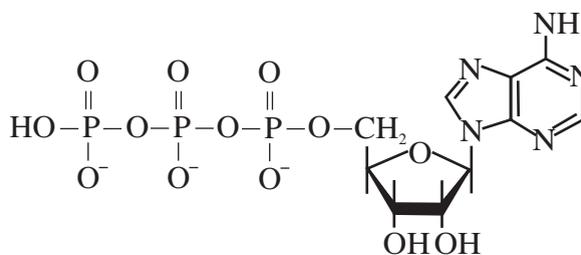
Baza celor două mecanisme poate fi redată simplificat din punct de vedere chimic astfel: când un compus X este transformat într-un compus Y se poate ceda sau absorbi energie, iar când Y se transformă în X are loc procesul invers.

Procesul de degradare al glucozei presupune mai multe etape, în care se degajă energie folosită pentru a transforma compusul X în Y; în timpul formării moleculelor de tip Y se înmagazinează și energie. Dacă celula are nevoie la un moment dat de energie, aceasta se va obține transformând o parte din moleculele Y în X. Aceasta reprezintă, de fapt, *mechanismul de conversie a energiei dintr-o celulă.*

Moleculele notate anterior X și Y sunt moleculele cu structură complexă de **adenozindifosfat** (prescurtat în literatura internațională **ADP**) și respectiv de **adenozintrifosfat** (prescurtat **ATP**).

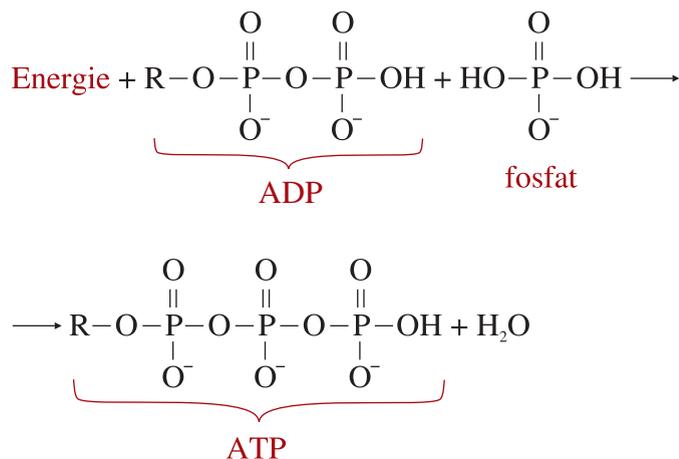


Adenozindifosfat (ADP)



Adenozintrifosfat (ATP)

Cu toate că moleculele **ADP** și **ATP** au structuri complexe, *funcția lor de conversie a energiei este localizată în porțiunea cu grupe fosfat din structura moleculelor.* În molecula **ADP** sunt două grupe fosfat, iar în cea de **ATP** sunt trei grupe fosfat. Adăugarea la **ADP** a celei de-a treia grupă fosfat solicită o energie considerabilă; ca urmare, atunci când **ADP** este transformat în **ATP**, este nevoie de energie care se înmagazinează în **ATP**:



Dacă celula are nevoie de energie, **ATP** reacționează cu apa, formând **ADP** și energie:



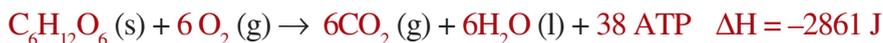
Din punctul de vedere al utilizării energiei, **ATP** constituie componentul esențial al celulei. Atunci când celula trebuie să realizeze un proces endoterm, energia necesară este furnizată hidrolizând **ATP** la **ADP**. Când rezerva de **ATP** se micșorează prea mult, celula produce o nouă cantitate prin oxidarea glucozei sau din alte molecule care pot elibera energie.

Cea mai mare parte a **ATP**-ului, aproximativ 90 % este produsă în mitocondriile celulei; cele mai multe celule conțin între 50 și 50 000 de mitocondrii. Celulele cu necesități energetice mai mari au mai multe mitocondrii decât cele cu necesități reduse.

Arderea zaharurilor

Transformarea zaharidelor în organismul uman are loc prin intermediul unor procese complexe, catalizate de enzime.

Simplificat, se poate spune că zaharidele se descompun la nivelul intestinului în glucoză, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Glucoza este solubilă în sânge, concentrația acesteia fiind cunoscută sub numele de *glicemie*; glucoza este transportată prin sânge în celule, unde reacționează cu O_2 într-o serie de etape complexe, producând în cele din urmă CO_2 , H_2O și energie:



Descompunerea zaharurilor este rapidă, ceea ce determină „alimentarea” rapidă a organismului cu energia produsă de acestea. Cu toate acestea, organismul înmagazinează numai o cantitate foarte mică de zaharuri. Valoarea energetică medie a zaharurilor este de 17 kJ/g.

Simplificat, transformările pe care le suferă zaharidele în organism se pot reprezenta prin următoarele etape:

ATP furnizează energia mecanică necesară mușchilor. În timpul contracției musculare, **ATP** se desface în **ADP** și fosfat, proces catalizat chiar de una din proteinele mușchiului (miosina).

În perioada de repaus a mușchiului, **ATP** se resintetizează din **ADP** și fosfat anorganic, folosind degradarea biochimică a zaharurilor.

Oxidarea completă a unui mol de glucoză produce și 38 moli **ATP**.

Fiecare mol de glucoză oxidată în celulă pune în libertate $2,861 \cdot 10^3$ kJ, din care aproximativ $1,27 \cdot 10^3$ kJ sunt stocați în cei 38 moli **ATP**.

Activitate de documentare

Pornind de la considerațiile teoretice prezentate în aceste pagini, referitoare la transformările biochimice din organismul uman, caută informațiile necesare pentru a întocmi un proiect cu tema: „**Energia în sistemele biologice**” care să completeze noțiunile prezentate în acest capitol.

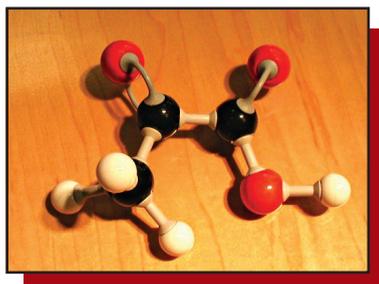
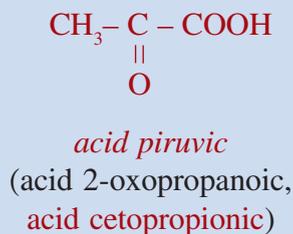
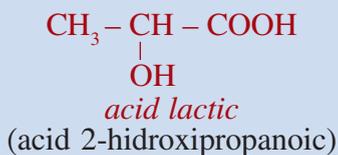
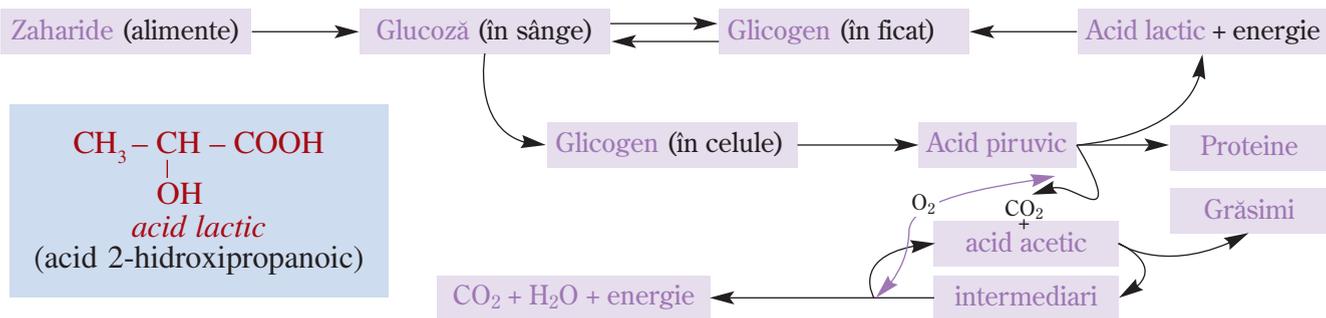


Fig. 19. Modelul structural al acidului piruvic.

Atunci când alimentele pătrund în organism, sunt transformate mai întâi într-o formă „utilizabilă” în tubul digestiv, în prezența unor enzime digestive, secretate de glande (cum ar fi pancreasul).

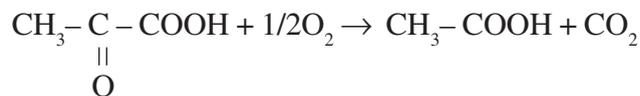
Zaharidele pătrund în corp odată cu hrana. În cursul digestiei, ele se transformă în glucoză. Din tubul digestiv (din intestinul subțire) glucoza trece în sânge, iar de aici, când concentrația ei întrece o anumită limită, se depune în ficat sub formă de *glicogen*.

Glicogenul din ficat constituie o rezervă de bază a organismului. La cererea celulelor el se poate transforma în *glucoză*, care este transportată de circuitul sangvin până la acestea.

În celule are loc procesul de degradare propriu-zis în scopul producerii de *energie* și de intermediari pentru anumite sinteze. În mod normal, celulele sunt alimentate cu cantități suficiente de oxigen, adus de sânge; în aceste condiții, degradarea glicogenului se face aerob, cu *degajare mare de energie*, formând CO_2 și H_2O .

Dacă oxigenul este insuficient (de exemplu, în timpul unui efort muscular intens) celulele transformă glicogenul *anaerob* până la *acid lactic*; energia degajată este mult mai mică decât în procesul aerob.

Un intermediar al degradării glicogenului este acidul piruvic, $\text{CH}_3\text{-CO-COOH}$ (**fig. 19**); în prezența oxigenului, acidul piruvic este oxidat la acid acetic și CO_2



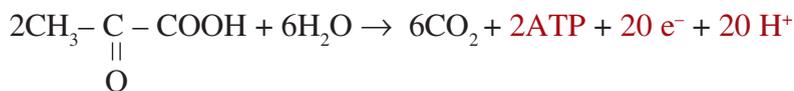
Acidul acetic intră într-un ciclu de reacții cuprinzând mai mulți intermediari; în acest ciclu se consumă acid acetic și oxigen, formându-se CO_2 și H_2O .

Secvența de reacții prin care o moleculă de glucoză din celulă este oxidată la CO_2 și H_2O , poate fi împărțită în trei etape principale:

- prima etapă numită *glicoliză* constă în desfacerea moleculei de glucoză în compuși cu câte 3 atomi de C – *acid piruvic și acid lactic*. În cursul *glicolizei* molecula de glucoză reacționează mai întâi cu molecule de **ATP** și, trecând prin mai multe etape intermediare, se ajunge la acid lactic și acid piruvic. Pe parcursul acestor etape (proces de oxidare) se produc molecule de **ATP**; reacția globală a *glicolizei* se poate scrie:

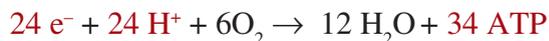


• a doua etapă — *ciclul lui Krebs* (ciclul acidului tricarboxilic); în această etapă se oxidează acidul piruvic (sau lactic) la CO_2 și apă, formându-se ca *intermediari* și *acizi tricarboxilici*, cum este *acidul citric*. Procesul global al tuturor transformărilor din *ciclul lui Krebs* se poate scrie:



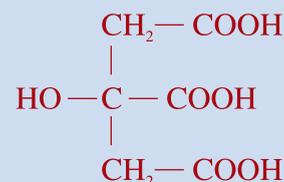
• a treia etapă implică *transferul de electroni* de la moleculele care eliberează energie către oxigen, cu formarea apei, proces cunoscut sub numele de *transport de electroni*.

Procesul global al *lanțului transportului de electroni*:



Fiecare mol de glucoză oxidat în celulă pune în libertate $2,86 \cdot 10^3$ kJ din care aproximativ $1,27 \cdot 10^3$ kJ sunt stocați și captați în cele 38 molecule de ATP.

Prin urmare, oxidarea celulară a glucozei conduce la înmagazinarea a aproximativ 44% din întreaga energie disponibilă. Energia astfel înmagazinată poate fi utilizată în travaliul muscular și în alte procese care necesită energie.



acid citric
(acid tricarboxilic)

Dacă alimentele urmează să fie folosite drept „combustibil”, ele vor fi oxidate astfel încât să formeze ATP.

O mare parte din alimentele care ajung la celule este folosită pentru a forma „materialul” nou care să regenereze părțile uzate sau distruse și să formeze componente pentru celule noi.

APLICAȚII – NOȚIUNI DE TERMOCHIMIE

- Completează corespunzător spațiile libere:
 - Într-o transformare exotermă entalpia produsilor este mai decât a reactanților.
 - Căldura de reprezintă căldura când un acid tare reacționează cu o bază tare.
 - Entalpia de reacție reprezintă variația de a reacțiilor chimice la constantă.
 - Căldura de combustie se determină experimental cu calorimetrică.
- Alege afirmația/afirmațiile corectă/corecte:
 - Dizolvarea oricărei substanțe în apă este un proces exoterm.
 - Legea lui Hess permite calcularea entalpiilor de formare ale unor substanțe.
 - Cu cât entalpia de formare este mai mică, cu atât stabilitatea substanței este mai redusă.
 - Căldura de combustie reprezintă cantitatea de căldură cedată de 1m^3 de combustibil solid.
 - Majoritatea combustibililor utilizați sunt de natură minerală.
- Clasifică procesele următoare ca endoterme și exoterme, fizice și chimice:
 - topirea gheții; **b.** solidificarea unui metal topit; **c.** evaporarea spiritului; **d.** reacția sodiului metalic cu apa; **e.** arderea cărbunelui.
 - Determină energia necesară topirii a 111 g gheață la 0°C ($\Delta H_{\text{topire}} = 6,01 \text{ kJ/mol}$).
R 37,2 kJ
 - Căldura molară de vaporizare a acidului acetic este 5,81 kcal/mol. Calculează cantitatea de căldură (kJ) necesară pentru vaporizarea a 13,5 g acid acetic.
R 5,47 kJ
 - *6. O probă de 0,5865 g acid lactic ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$) este arsă într-un calorimetru cu o capacitate calorică de 4,812 kJ/°C. Temperatura crește de la $23,1^\circ\text{C}$ la $24,95^\circ\text{C}$. Calculează entalpia de combustie a acidului lactic.
R -1365 kJ/mol
 - Într-un experiment se amestecă într-un calorimetru 50 mL soluție 1M HCl cu 50 mL soluție NaOH 1M; temperatura soluției care rezultă crește de la 21°C , înainte de amestecare, la $27,5^\circ\text{C}$.

Determină:

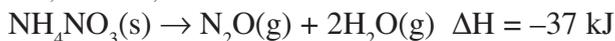
- a. cantitatea de căldură degajată din reacție;
b. entalpia molară de neutralizare ($\rho_{\text{sol}} = 1 \text{ g/mL}$;
 $c = 4,18 \text{ J/g}\cdot\text{grd}$).

R a. $-2,7 \text{ kJ}$; b. -54 kJ/mol

8. Căldura de combustie a fructozei, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, este -2812 kJ/mol . Dacă un măr ce cântărește 160 g conține 10% fructoză, calculează aportul caloric al fructozei rezultat la consumarea mărului.

R $59,7 \text{ kcal}$

9. Azotatul de amoniu se descompune conform ecuației reacției:



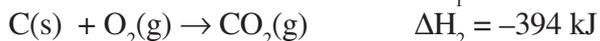
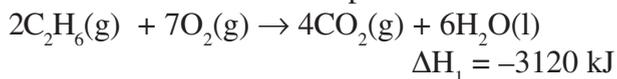
Calculează cantitatea de căldură obținută prin descompunerea, la presiune constantă, a $2,5 \text{ g}$ azotat de amoniu.

R $-1,16 \text{ kJ}$.

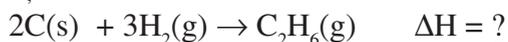
10. Prin combustia acetonei, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, se formează CO_2 , H_2O și se degajă -1790 kJ/mol . Calculează entalpia de formare a acetonei utilizând datele din tabelul 1.

R -248 kJ

11. Se consideră următoarele procese termochimice:

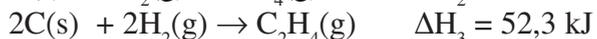
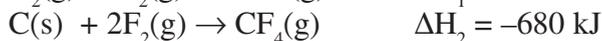
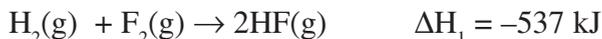
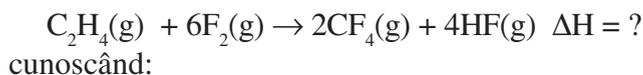


Utilizând legea lui Hess, determină ΔH pentru reacția:



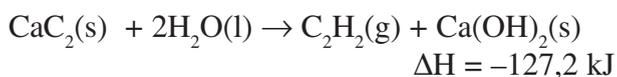
R -86 kJ

12. Calculează ΔH pentru reacția dintre etenă și fluor:



R -2486 kJ

13. Calculează entalpia de formare a carbidului, CaC_2 , utilizând procesul termochimic de obținere al acetilenei:



R $\Delta H_f^0 = -60,6 \text{ kJ}$

14. Prin amestecarea a 50 mL soluție AgNO_3 , $0,1 \text{ M}$ cu 50 mL soluție HCl $0,1 \text{ M}$, într-un calorimetru, temperatura amestecului crește de la $22,3^\circ\text{C}$ la $23,1^\circ\text{C}$. Calculează variația de entalpie a reacției, considerând că soluția rezultată are masa 100 g și căldura specifică $4,18 \text{ J/g}\cdot\text{grd}$.

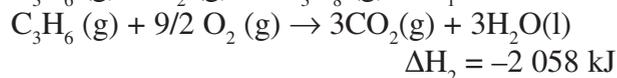
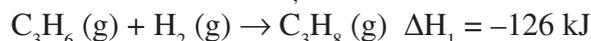
R -67 kJ/mol

15. Un termos poate servi drept calorimetru pentru măsurători care nu necesită o precizie mare. Într-un termos ce conține 25 mL apă distilată la $24,33^\circ\text{C}$ se adaugă o masă de 1 g de clorură de potasiu, care se dizolvă complet după agitarea ușoară cu termometrul. Temperatura minimă care se atinge este $22,12^\circ\text{C}$.

Calculează valoarea entalpiei de dizolvare pentru clorura de potasiu (KCl).

R $17,89 \text{ kJ/mol}$

16. Se consideră ecuațiile termochimice:



Calculează cantitatea de căldură degajată la arderea unui volum de 1 m^3 propan aflat în condiții normale.

R $99 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

17. Două zaharide importante, frecvent întâlnite și cu un aport energetic important pentru organism, glucoza ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) și zaharoza ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), au entalpiile standard de formare cu valorile -1260 kJ/mol și respectiv -2221 kJ/mol .

Calculează pentru fiecare zaharidă căldura de combustie degajată pe gram de substanță.

R 7 kJ/g pentru glucoză

$6,5 \text{ kJ/g}$ pentru zaharoză

18. Un anumit tip de chips-uri conține 15 g zaharide, 1 g proteine și 10 g de lipide la o cantitate de 100 g . Estimează numărul de calorii asigurate de 100 g de chips-uri dacă aportul caloric este:

1 g lipide 38 kJ

1 g proteine 17 kJ

1 g zaharide 17 kJ

Exprimă rezultatul în kJ și kcal .

R 652 kJ ; 156 kcal

TEST DE EVALUARE

1. Alege termenul din paranteză care completează corect fiecare din afirmațiile următoare:

- Un fenomen endoterm are loc cu de căldură (cedare/absorbție).
- Entalpia de reacție reprezintă variația de căldură a reacțiilor chimice la constantă (volum/presiune).
- Cu cât entalpia de formare este mai, cu atât substanța este mai stabilă (mică/mare).
- Reacția de neutralizare este un proces (endoterm/exoterm).
- Calitatea unui combustibil se apreciază prin (starea de agregare/puterea calorică).

2. Stabilește corespondența dintre afirmațiile **A** și afirmațiile indicate în coloana **B**, înscriind în dreapta cifrelor din coloana **A** literele corespunzătoare din coloana **B**:

- | A | B |
|---------------------------------|---|
| 1 Entalpia de reacție | a. reprezintă cantitatea de căldură cedată la arderea unui mol de substanță |
| 2 Căldura de dizolvare | b. arată căldura cedată sau absorbită de 1 mol de substanță care se dizolvă într-o cantitate mare de solvent |
| 3 Entalpia de combustie | c. este totdeauna negativă ($\Delta H < 0$) indiferent de natura acidului sau bazei |
| 4 Entalpia de neutralizare | d. se calculează ca diferență între entropiile produșilor și cele ale reactanților |
| | e. reprezintă cantitatea de căldură cedată la arderea unui kilogram sau a unui m ³ de combustibil. |

3. Acetona (C₃H₆O) este un compus volatil cu o căldură molară de vaporizare de 7,23 kcal/mol. Calculează cantitatea de căldură (kJ) pe care o absoarbe o masă de 11,6 g acetona.

4. Din informațiile următoare, determină carburantul care furnizează cea mai mare cantitate de căldură pe unitate de volum:

Combustibilul	Densitatea (g/cm ³) la 25°C	Entalpia molară de combustie (kJ/mol)
Nitroetan, C ₂ H ₅ NO ₂ (l)	1,052	-1348
Etanol, C ₂ H ₅ OH(l)	0,789	-1371
Dietileter, (C ₂ H ₅) ₂ O(l)	0,714	-2727

5. Calculează ΔH^0 pentru reacția:



utilizând următoarele informații:

- $2\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 4\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_1^0 = -1010 \text{ kJ}$
- $\text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_2^0 = -317 \text{ kJ}$
- $2\text{NH}_3(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_3^0 = -143 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_4^0 = -286 \text{ kJ}$