



Au
Ca



ENCICLOPEDIA ILUSTRATĂ A ELEMENTELOR CHIMICE

JACK CHALLONER

CORINT
BOOKS

Cuprins

Introducere	8
Elementele chimice – istoric	14
Hidrogenul	18
Metalele alcaline – grupa 1	22
Metalele alcalino-pământoase – grupa 2	30
Zona intermediară: blocul d și metalele tranzitionale	38
Metale tranzitionale – grupa 3	40
Metale tranzitionale – grupa 4	41
Metale tranzitionale – grupa 5	45
Metale tranzitionale – grupa 6	50
Metale tranzitionale – grupa 7	55
Metale tranzitionale – grupa 8	58
Metale tranzitionale – grupa 9	64
Metale tranzitionale – grupa 10	67
Metale tranzitionale – grupa 11	72
Metale tranzitionale – grupa 12	78

1 H Hidrogen	3 Li Litiu	4 Be Beriliu							
11 Na Sodiu	12 Mg Magneziu								
19 K Potasiu	20 Ca Calciu	21 Sc Scandiu	22 Ti Titan	23 V Vanadiu	24 Cr Crom	25 Mn Mangan	26 Fe Fier	27 Co Cobalt	
37 Rb Rubidiu	38 Sr Stronțiu	39 Y Ytriu	40 Zr Zirconiu	41 Nb Niobiu	42 Mo Molibden	43 Tc Technețiu	44 Ru Ruteniu	45 Rh Rodiu	
55 Cs Cesiu	56 Ba Bariu		72 Hf Hafniu	73 Ta Tantal	74 W Wolfram	75 Re Reniu	76 Os Osmiu	77 Ir Iridiu	
87 Fr Franciu	88 Ra Radiu		104 Rf Rutherfordiu	105 Db Dubniu	106 Sg Seaborgiu	107 Bh Bohriu	108 Hs Hassiu	109 Mt Meitneriu	
			57 La Lantan	58 Ce Ceriu	59 Pr Praseodim	60 Nd Neodim	61 Pm Prometețiu	62 Sm Samarium	
			89 Ac Actiniu	90 Th Toriu	91 Pa Protactiniu	92 U Uraniu	93 Np Neptuniu	94 Pu Plutoniu	

Zona intermediară: blocul f – lantanidele și actinidele	84
Lantanidele	86
Actinidele	94
Grupa borului – grupa 13.....	98
Grupa carbonului – grupa 14.....	104
Grupa azotului – grupa 15.....	114
Grupa oxigenului – grupa 16.....	122
Halogenii – grupa 17.....	134
Gazele nobile – grupa 18.....	144
Elementele transuraniene	153
Index	158

Metale alcaline										2 He Heliu
Metale alcalino-pământoase										
Metale tranziționale										
Metale post-tranziționale										
Metaloizi										
Alte nemetale										
Halogeni										
Gaze nobile										
Lantanide										
Actinide										
Elemente transuraniene										
			5 B Bor	6 C Carbon	7 N Azot	8 O Oxigen	9 F Fluor	10 Ne Neon		
			13 Al Aluminiu	14 Si Siliciu	15 P Fosfor	16 S Sulf	17 Cl Clor	18 Ar Argon		
28 Ni Nichel	29 Cu Cupru	30 Zn Zinc	31 Ga Galiu	32 Ge Germaniu	33 As Arsen	34 Se Seleniu	35 Br Brom	36 Kr Kripton		
46 Pd Paladiu	47 Ag Argent	48 Cd Cadmium	49 In Indiu	50 Sn Staniu	51 Sb Stibiu	52 Te Telur	53 I Iod	54 Xe Xenon		
78 Pt Platină	79 Au Aur	80 Hg Mercur	81 Tl Taliu	82 Pb Plumb	83 Bi Bismut	84 Po Poloniu	85 At Astatiniu	86 Rn Radon		
110 Ds Darmstadtium	111 Rg Roentgenium	112 Cn Coperniciu	113 Nh* Nihon	114 Fl Fleroviu	115 Mc* Moscoviu	116 Lv Livermorium	117 Ts* Tennessin	118 Og* Oganesson		
63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbiu	66 Dy Disprosiu	67 Ho Holmiu	68 Er Erbium	69 Tm Tuliu	70 Yb Yterbiu	71 Lu Lutețiu		
95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendeleeviu	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium		

*Nota traducătorului – Numele și simbolurile elementelor 113, 115, 117 și 118 au fost stabilite de IUPAC și IUPAP în noiembrie 2016, după publicarea ediției din 2012 a acestei cărți.

Introducere

„Fizica și chimia moderne au redus complexitatea lumii înconjurătoare la o simplitate uimitoare.” – *Carl Sagan*

Elemente, compuși și amestecuri

Majoritatea substanțelor cu care suntem familiarizați sunt amestecuri sau compuși. Lemnul, oțelul, aerul, sarea, betonul, pielea, apa, plasticul, sticla, ceara, toate sunt amestecuri sau compuși conținând mai multe elemente.

Întâlnim elementele în viața de zi cu zi, dar nu în stare pură. Aurul și argintul sunt exemple bune, dar chiar și în cea mai pură probă de aur produsă vreodată, unul dintr-un milion de atomi este atomul unui alt element decât aurul. Cuprul (sub formă de țevi), fierul (din șinele de cale ferată), aluminiul (din folii) și carbonul (sub formă de diamante) sunt alte exemple de elemente care se întâlnesc într-o stare aproape pură. Câteva alte elemente ne sunt familiare, deoarece sunt foarte importante sau foarte uzuale. Oxigenul, azotul, clorul, calciul, sodiul, plumbul – toate sunt exemple de astfel de elemente.

În această carte vom analiza proprietățile tuturor elementelor. Proprietățile unui element includ comportamentul său chimic – cu alte cuvinte cum interacționează atomii săi cu atomii altor elemente. De aceea, pentru fiecare element ne vom uita și la unii compuși importanți ai acestuia sau la amestecuri care îl conțin.

Vă rog să citiți!

Câteodată nu are practic nicio importanță dacă citiți sau nu introducerea unei cărți. Nu este cazul la această lucrare. Introducerea conține date esențiale care vă vor permite să înțelegeți organizarea acestei cărți și informațiile pe care le conține. De asemenea, vă va ajuta să apreciați frumusețea complexă a lumii – și cum toate acestea pot fi explicate prin interacțiunile doar între trei tipuri de particule: protoni, neutroni și electroni. Căci adevărul uimitor este că din centrul planetei noastre până la stelele îndepărtate, toată materia – fie ea solidă, lichidă, gazoasă sau plasmă – este formată din diferite combinații doar ale acestor trei tipuri de particule.

Protoni, neutroni și electroni

Un atom are diametrul de ordinul unei zecimi de milionimi de milimetru (0,0000001 mm; 0,000000004 inch). Masa unui atom este concentrată într-o parte centrală grea, nucleul, format din protoni și neutroni.

Electronii, mult mai ușori, înconjoară nucleul. Tot ce ne înconjoară este format doar din circa 90 de tipuri diferite de atomi: 90 de aranjamente diferite ale protonilor, neutronilor și electronilor.

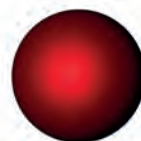
Aceste tipuri diferite de atomi sunt **elementele**.

Protonii poartă sarcini electrice pozitive; electronii poartă o cantitate corespunzătoare de sarcini electrice negative. Imaginați-vă dimensiunea lor ca și cum ar fi niște bile mici încărcate electric pe care le-ați ține în mână și ați simți cum vin unele spre altele datorită forței de atracție reciprocă dintre ele.

Neutronii, așa cum o sugerează numele, sunt neutri: nu poartă sarcini electrice. Dacă țineți în mână o astfel de bilă neîncărcată electric, veți vedea că nu este atrasă de proton sau de electron.

Construcția atomilor

Cu aceste particule imaginare, reprezentate la scară, putem începe construcția atomilor primelor câteva elemente – începând cu cel mai simplu și ușor element, hidrogenul.



Proton, p^+



Neutron, n



Electron, e^-

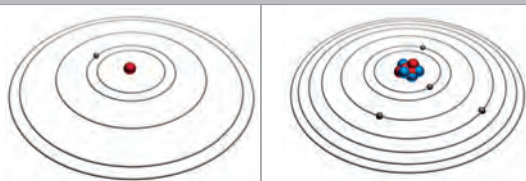
Sus: Ilustrarea unui proton (roșu); a unui neutron (albastru); a unui electron (gri). Masa unui proton este aceeași cu a unui neutron, de 1 800 de ori mai mare decât cea a unui electron.

Pentru nucleul atomului de hidrogen aveți nevoie doar de un singur proton. La acesta, va fi nevoie să adăugați un electron – prin definiție un atom are un număr egal de protoni și electroni, astfel încât să nu aibă sarcină electrică per total. Mențineți electronul la o anumită distanță față de proton și cele două particule se vor atrage ca mai înainte. Forța de atracție arată faptul că electronul are energie potențială. Eliberați electronul și acesta va „cădea” spre proton, pierzându-și energia potențială. Veți observa că se oprește, înainte să se ciocnească de proton și se va stabiliza pe o orbită în jurul acestuia. Acum este în starea cu energia cea mai joasă.

Comportamente ciudate

Astfel ați construit un atom de hidrogen – dar unul imaginar. Se pot observa câteva lucruri ciudate, întrucât lumea particulelor minuscule este dominată de legile stranii ale **fizicii cuantice**. De exemplu, pe măsură ce electronul cădea spre proton, ați putut observa că făcea acest lucru mai degrabă în salturi distincte decât printr-o singură mișcare lină. Pentru un anumit motiv care se află la baza creării Universului, electronului îi sunt „permise” doar anumite energii. Cantitatea de energie pe care electronul o pierde la fiecare salt – diferența de energie între oricare două niveluri – este numită **cuantă**. Nivelul cel mai scăzut al energiei potențiale, care corespunde celei mai apropiate poziții a electronului față de nucleu este notat adesea **$n=1$** .

Cuanta de energie pierdută de un electron creează o eliberare de lumină vizibilă sau radiație ultravioletă denumită **foton**. Oricare doi fotoni diferă între ei prin



Sus: Ilustrație reprezentând distanțele între nivelurile energetice ale electronului din jurul unui nucleu de hidrogen și din jurul unui nucleu de beriliu (nu sunt realizate la scară).

cantitatea de energie pe care o posedă. Un foton cu lumina albastră are mai multă energie decât unul cu lumină roșie, iar un foton de radiație ultravioletă are mai multă energie decât cel cu lumina albastră. Dacă împingeți electronul la loc pe unul dintre

nivelurile superioare, veți vedea cum eliberează fotoni pe măsură ce coboară înapoi. Unii dintre fotoni vor da lumină vizibilă, iar alții vor fi invizibili și radiază în ultraviolet.



Stânga: Linii discrete (separate și bine definite) în spectrul produs în domeniul vizibil de atomii de hidrogen excitați.

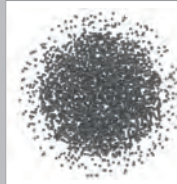
Fiecare element are un set caracteristic de niveluri energetice, deoarece numărul exact al acestora este determinat de numărul de protoni din nucleu. Astfel, fiecare element produce un set caracteristic de fotoni cu frecvențe specifice care pot fi examinați folosind o prismă pentru a separa diferitele frecvențe într-un spectru, constând din linii strălucitoare pe un fundal negru.

În consecință, elementele pot fi identificate prin culorile luminii emise, atunci când electronii lor primesc o energie suplimentară (sunt excitați) și apoi revin la starea inițială. Puteți excita un electron cu ajutorul căldurii, electricității sau iradiindu-l cu o radiație ultravioletă. De exemplu, atomii metalelor produc lumină colorată specifică, sub acțiunea căldurii provenite de la o flacără – vezi pagina 23 pentru culorile testelor în flacără; și acest proces este responsabil pentru culoarea artificilor, ca urmare a excitării repetate a electronilor din atomii metalelor, sub acțiunea căldurii de combustie și revenirea lor la starea energetică inferioară. Și în becurile fluorescente economice radiația ultravioletă excită electronii atomilor din interiorul învelișului tubului de sticlă, producând fotoni de culoare roșie, verde și albastră care ajung împreună la nivelul ochiului, creând iluzia de lumină albă.

Orbitali difuzi

Veți observa o altă comportare stranie a atomului vostru imaginar. În locul unei particule bine definite, electronul vostru apare ca o sferă difuză care înconjoară nucleul, numită **orbital**. Lumea cuantică este un loc nefamiliar, probabilistic, în care obiectele pot fi în mai multe locuri în același timp și pot exista atât ca unde împrăștiate, cât și ca particule distincte. Astfel, pe lângă faptul că este o particulă bine definită, electronul este și o undă tridimensională staționară probabilistică.

Proprietățile chimice ale elementelor sunt determinate în principal de aranjarea electronilor pe orbitalii din jurul nucleului.



Sus: Ilustrarea unui orbital, regiunea în care electronii pot exista atât ca particulă punctiformă, cât și ca undă dispersată.

Elementele chimice – istoric

Popoarele antice erau familiarizate cu câteva dintre substanțele pe care le cunoaștem azi drept elemente chimice. Unele, cum ar fi aurul, argintul și sulful există în natură într-o stare relativ pură; altele, cum ar fi fierul, cuprul și mercurul se extrag ușor din minerale. Doar la sfârșitul secolului al XVIII-lea savanții au definit ce este de fapt elementul chimic și prin ce diferă acesta de un compus chimic. Până în anii 1920 au fost descoperite și izolate toate elementele care apar în natură.

Încercarea de a înțelege incredibila diversitate a materiei trebuie să fi fost provocatoare pentru filosofii Antichității. În multe dintre primele civilizații, aceștia au dedus că toată materia este formată din pământ, aer, foc și apă, în diferite amestecuri. Acestea erau „elementele” după înțelegerea anticilor [notă: dacă ar fi fost așa, această carte ar fi fost ceva mai scurtă!].

Se credea că transformările materiei – ceea ce numim acum reacții chimice – ar fi fost modificări ale cantităților din aceste elemente prezente într-o substanță.

Noțiunile despre cele patru elemente clasice au stat la baza artei mistice numită alchimie, al cărei cel mai bine cunoscut țel era transformarea „metalelor de bază”, cum ar fi plumbul, în aur.

Pe lângă faptul că a fost mistică, alchimia a fost și practică, multe dintre tehnicile de bază folosite și acum de chimiști fiind puse la punct de alchimiști. Deși teoriile alchimiei s-au dovedit a fi false, alchimiștii din China antică, din Califatul Islamic și din Europa medievală au acumulat cunoștințe practice despre multe substanțe chimice importante și reacțiile acestora. Pe lângă alchimiști, la obținerea cunoștințelor elementare despre materie și reacțiile chimice au ajutat primii vraci (spîteri sau farmaciști), sticlarii și probabil mai mult decât aceștia metalurgii, contribuind fiecare cu expertiza și experiența caracteristică domeniului.

La începuturile Europei moderne s-a dezvoltat o nouă versiune a alchimiei, centrată pe mercur, sulf și sare – orientată mai degrabă spre „principiile” acestor substanțe decât spre proprietățile lor fizice.

Inevitabil, erorile din teoriile alchimiei au fost scoase la iveală de metoda științifică ce a devenit populară în Europa în secolul al XVII-lea. Descoperirile cruciale ale chimiștilor au fost că aerul este un amestec de gaze, așa că nu poate fi un element, și că apa este un compus.

Cartea *The Sceptical Chymist* (Chimistul sceptic), publicată în 1661 de savantul anglo-irlandez Robert Boyle, încuraja oamenii de știință să pună sub semnul întrebării explicațiile acceptate de alchimiști și să impună o abordare științifică riguroasă pentru a explica din ce este compusă lumea. Boyle a promovat utilizarea analizei chimice, o abordare sistematică prin care chimiștii pot determina componentele

SCHEMA MATERIALIUM		LABORATORIO PORTATILI F.X.											
		PRO											
I	MINERAE												
II	METALLA												
III	MINERALIA		Bismuth	Zinc	Mars	Kobalt	Zaffra	Magnesia	Magnes				
IV	SALIA							Borax	Chrysoala				
V	DECOMPOSITA												
VI	TERRAE												
VII	DESTILLATA												
VIII	OLEA												
IX	LIMI												
X	COMPOSITIONES												

Dreapta: Tabel din *Opuscula Chymica* (1682), scrisă de savantul german Joachim Becher. În tabel se face o încercare de clasificare a substanțelor cunoscute în diverse categorii. La fel ca Boyle în Anglia, Becher a fost un alchimist cu gândire științifică.



Stânga: Chimistul francez Antoine Lavoisier, la care se face adesea referință ca fiind „părintele chimiei moderne”.

Jos: Lista elementelor chimice întocmită de Lavoisier – noile denumiri date de el în stânga și denumirile vechi în dreapta. Primele două „elemente” sunt lumina și căldura (lumière și calorique). Lista include și calcarul (chaux), despre care acum se știe că este un compus.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
	Lumière.....	Lumière.
		Chaleur.
		Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné.
		Feu.
		Matière du feu & de la chaleur.
		Air déphlogistiqué.
	Oxygène.....	Air empiréal.
		Air vital.
		Baŕe de l'air vital.
		Gaz phlogistiqué.
	Azote.....	Mofete.
		Baŕe de la mofete.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable.
		Baŕe du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique.	Inconnu.
	Radical boracique.	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobolt.....	Cobolt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèŕe.....	Manganèŕe.
	Mercur.....	Mercur.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungŕtène.....	Tungŕtène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnèŕe.....	Magnèŕe, baŕe du ŕel d'Épŕom.
	Baryte.....	Barote, terre peŕante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, baŕe de l'alun.
	Silice.....	Terre ŕiliceuŕe, terre vitriŕiable.

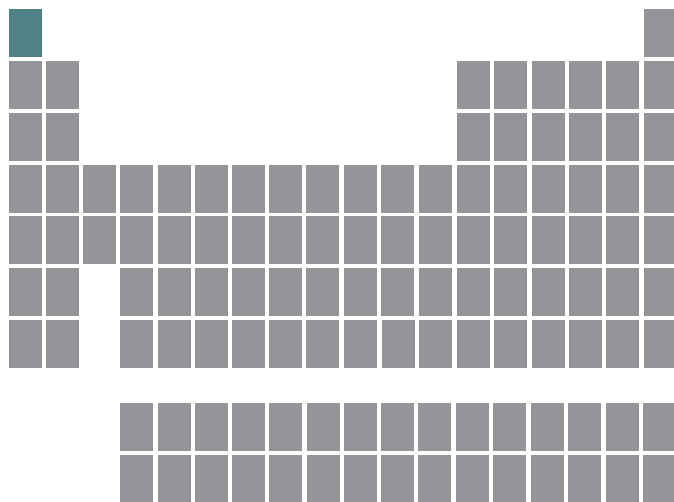
substanțelor dintr-un amestec sau dintr-un compus. O nouă generație de chimiști a urmat sfatul lui Boyle, iar în secolul al XVIII-lea – mulțumită teoriilor alternative, a testărilor riguroase și a mișcărilor lipsite de prejudecăți – noua știință a chimiei a început să facă mari pași înainte.

În cartea sa, de mare influență, Robert Boyle a exprimat o idee care câștiga popularitate la aceea vreme și anume că materia este formată din nenumărate particule mici. Chiar din Antichitate, mulți filosofi se gândiseră la această posibilitate, dar Boyle a fost prima persoană care a făcut legătura între particule și elemente, compuși și reacții chimice. El a sugerat chiar că elementele sunt formate din particule care sunt „primitive și simple” sau perfect neamestecate care sunt „ingredientele” compușilor.

Chimistul francez Antoine Lavoisier s-a concentrat pe conceptul de element. În cartea sa din 1789, *Traité élémentaire de chimie* (Tratat elementar de chimie), Lavoisier a propus ca un element să fie definit ca o substanță care nu poate fi descompusă.

Viziunea lui Lavoisier asupra elementelor chimice a fost în mare măsură rezultatul experimentelor cantitative efectuate cu atenție: el a cântărit cu grijă

reacțiilor și produșii dintr-o serie de procese chimice și a dovedit că nu apar pierderi de masă în timpul reacțiilor chimice. Faptul că el a studiat reacțiile în vase închise, astfel încât gazele absorbite sau degajate în timpul reacțiilor să poată fi incluse în calculele sale, a fost de o importanță crucială. Când o substanță reacționează cu alta, ele pur și simplu se combină pentru a o forma pe a treia – și produsul de reacție se poate descompune în componentele sale mai simple. Lovitura de maestru a lui Lavoisier a fost explicarea combustiei (arderii) ca fiind combinarea substanțelor cu oxigenul. El a descoperit că atunci când hidrogenul arde în aer se combină cu oxigenul, formând apă, și a reușit chiar să și descompună apă în cele două elemente constitutive.



1

H

Hidrogen

Hidrogenul

Hidrogenul este cel mai răspândit dintre toate elementele, constituind mai mult de 75% din masa materiei obișnuite din Univers (majoritatea masei Universului este „materia neagră”, a cărei natură rămâne un mister) și reprezintă aproximativ 90% din totalitatea atomilor. Majoritatea hidrogenului de pe Pământ se află în molecule de apă, dar acest element este totodată o componentă esențială a moleculelor implicate în procesele vitale. Hidrogenul poate chiar înlocui combustibilii fosili ca principală sursă de energie în viitor.

Hidrogenul este oficial în grupa 1 a tabelului periodic, dar este foarte diferit de celelalte elemente ale acestei grupe, astfel încât, în general, se consideră că este în propria categorie. Singurul electron al atomului de hidrogen ocupă pe jumătate un orbital s în jurul nucleului (vezi pagina 8), așa cum o fac electronii de pe ultimul strat ai celorlalte elemente din grupa 1 și, la fel ca celelalte elemente din această grupă, atomul de hidrogen va pierde ușor un electron, devenind un ion pozitiv, H^+ . Cu toate acestea, un atom de hidrogen va putea la fel de ușor să accepte un electron pentru a-și ocupa complet stratul s . În acest caz, el devine un ion negativ de hidrogen, H^- , la fel ca elementele din grupa 17.

O altă diferență față de proprietățile celorlalte elemente din grupa 1 constă în faptul că hidrogenul este sub formă de gaz (H_2) la temperatura camerei, toate celelalte elemente din grupa 1 fiind metale solide. Totuși, la presiunile extreme din nucleul gazos al planetelor gigant, cum este Jupiter, hidrogenul se comportă ca un metal. Norii imenși de praf și de gaz din care se nasc stelele sunt alcătuiți în cea mai mare parte din hidrogen. Acolo unde este iradiat cu o radiație de la stelele din apropiere, se produce o strălucire frumoasă de culoare roz-roșiatică. Aceasta se datorează electronilor din nenumărații atomi de hidrogen care sunt propulsați pe un nivel energetic superior și apoi revin la nivele inferioare, emițând fotoni în timpul acestei reveniri. Lumina roșiatică se datorează unei tranziții comune de pe nivelul energetic $n=3$ la nivelul $n=2$ (vezi pagina 7). Astronomii observă această radiație de „hidrogen alfa” care vine dinspre norii de gaz în orice colț al Universului.

Stânga: Două nebuloase enorme – nori de gaz și praf – în constelația Cygnus. Lumina roșie pe care o emit este hidrogen-alfa, produs datorită salturilor electronilor între nivelurile energetice ale atomilor de hidrogen.



NUMĂR ATOMIC: 1

RAZA ATOMICĂ: 30 pm

STĂRI DE OXIDARE: -1, +1

GREUTATEA ATOMICĂ MEDIE: 1,008 g mol⁻¹

PUNCT DE TOPIRE: -259,14°C (-434,45°F)

PUNCT DE FIERBERE: -252,87°C (-423,17°F)

DENSITATE STP: 0,09 g/L

CONFIGURAȚIE ELECTRONICĂ: 1s¹

În mod normal, meritul pentru descoperirea hidrogenului i se acordă savantului englez Henry Cavendish, după ce acesta l-a produs și l-a studiat în 1766. Gazul produs de Cavendish era exploziv, el sugerând că ar putea fi bogat într-o substanță ipotetică pe care savanții vremii de atunci o numeau „flogiston”. Cu toate acestea, Cavendish nu a putut explica de ce „aerul flogisticat” producea apă în urma arderii. Chimistul francez Antoine Lavoisier a găsit explicația în 1792 și a denumit elementul hidrogen, de la termenul grecesc „generator de apă”.

Elementul hidrogen există sub formă de gaz la temperatură și presiune normale. Hidrogenul gazos (H₂), numit și dihidrogen, este compus din molecule, fiecare formată din doi atomi de hidrogen.

S-a descoperit că există și în aerul obișnuit, în cantități infime, constituind mai puțin de a milioana parte din atmosferă, ceea ce se datorează în principal faptului că moleculele de hidrogen sunt atât de ușoare încât scapă în spațiu.

Pe Pământ, majoritatea hidrogenului este combinat cu oxigen, în molecule de apă, H₂O. Rezultă astfel că mai mult de 10% din masa oricărui ocean este hidrogen, chiar dacă masa atomică a acestui element este foarte mică. Apa este un solvent foarte bun, dizolvând majoritatea substanțelor, cel puțin într-o anumită măsură. Această proprietate se datorează faptului că moleculele de apă se pot separa sau disocia ușor în ioni H⁺ și OH⁻ și că acești ioni se pot atașa altora datorită atracției electrostatice.

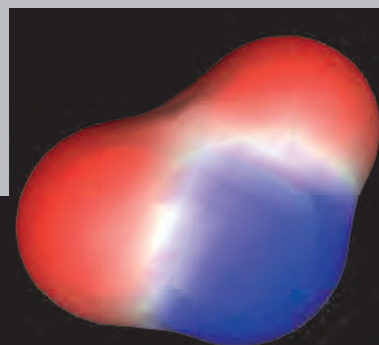
Soluțiile acide au concentrații mai mari de ioni de hidrogen (H⁺) decât apa pură. Măsura acidității unei soluții, cunoscută sub numele de pH, este de fapt o măsură a concentrației ionilor H⁺ în acea soluție. Acizii reacționează

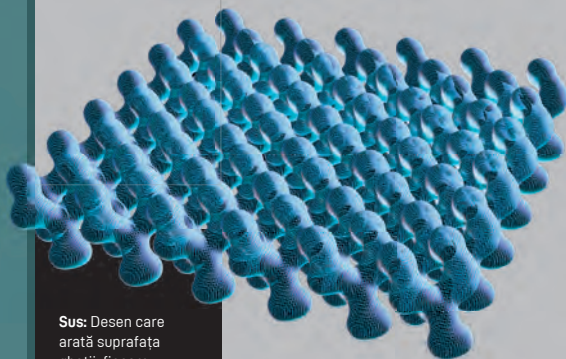


Sus dreapta: Radiotelescopul de la Jodrell Bank, Anglia, care poate detecta microunde cu o lungime de undă de 21 centimetri, emise de atomi de hidrogen neutri, distribuiți în spațiul interstelar.

Sus: Bule de hidrogen gazos produse în reacția dintre zinc metalic și acid clorhidric.

Dreapta: Vizualizarea computerizată a unei molecule de apă. Culoarele reprezintă distribuția electronilor de legătură din moleculă. Densitatea de electroni este mai mică în jurul atomilor de hidrogen, așa că acele părți ale moleculei au o sarcină ușor pozitivă (roșu).





Sus: Desen care arată suprafața gheții; fiecare particulă albastră este o moleculă de apă. Atracția dintre moleculele de apă este întărită de legăturile de hidrogen dintre moleculele de apă adiacente.

Dreapta: Distrugerea aeronavei LZ-129 *Hindenburg*, plină cu hidrogen – la Lakehurst Naval Air Station, New Jersey, SUA, 6 mai 1937.

Jos: Margarină conținând uleiuri vegetale hidrogenate. Ca urmare a grijii pentru sănătate, majoritatea producătorilor de margarină utilizează acum uleiuri vegetale amestecate mai degrabă cu unt din lapte decât cu uleiuri vegetale hidrogenate.



energetic cu majoritatea metalelor: atomii de metal se dizolvă în acid, înlocuind ionii de hidrogen și forțându-i să se împerecheze pentru a produce molecule de hidrogen gazos.

Mai mulți savanți produseseeră hidrogen în acest mod, înainte de a se realiza că acesta este un element. Pe lângă hidrogenul conținut în moleculele de apă, ființele vii au, de asemenea, hidrogen în fiecare moleculă organică, incluzând proteine, carbohidrați și grăsimi. Prezența atomilor de hidrogen este crucială în moleculele organice mari, conferindu-le structura și stabilitatea printr-un tip special de legătură numit legătură de hidrogen. Structura dublu helix a ADN-ului (acid dezoxiribonucleic) se bazează pe legături de hidrogen, care sunt suficient de puternice să mențină cele două lanțuri care formează helixul dublu, dar suficient de slabe pentru a permite ca lanțurile să se separe în timpul replicării ADN-ului pentru diviziunea celulară, în scopul creșterii și reproducerii.

Legătura de hidrogen apare și în apă și are ca rezultat o atracție mai mare între moleculele de apă decât ar fi în alte cazuri. Dacă nu ar exista legăturile de hidrogen, apa ar fierbe și ar îngheța la temperaturi mult mai scăzute.

Combustibilii fosili, cum sunt petrolul, cărbunele și gazul natural, constau în principal din hidrocarburi – molecule care conțin doar carbon și hidrogen. La arderea combustibililor fosili, atomii de oxigen se combină cu hidrocarburile, producând bioxid de carbon (CO_2) și apă (H_2O). Gazul natural este principala sursă de hidrogen pentru industrie. Printr-un proces numit reformare cu abur, aburul supraîncălzit separă hidrogenul din hidrocarburi, cum ar fi metanul (CH_4).

Aproape două treimi din tot hidrogenul produs industrial sunt utilizate pentru fabricarea amoniacului (NH_3), care la rândul lui se utilizează în proporție de circa 90% la fabricarea îngrășămintelor. Majoritatea restului producției de hidrogen este utilizată la procesarea petrolului, pentru a facilita „cracarea” moleculelor mari de hidrocarburi în molecule mai mici și pentru a elimina atomii de sulf nedoriți în moleculele de hidrocarburi.

În primele decenii ale secolului al XX-lea, hidrogenul a fost produs în cantități mari pentru a fi utilizat în aeronave. Gazul este mult mai puțin dens decât aerul și mai ușor și mai ieftin de produs decât heliul. Cu toate acestea, inflamabilitatea ridicată a hidrogenului a fost cauza unor accidente îngrozitoare, dintre care cel mai cunoscut a fost explozia care a distrus aeronava transatlantică germană LZ-129 *Hindenburg*, în 1937. Treizeci și șase de oameni au murit, când un milion de litri de hidrogen din învelișul imens al aeronavei s-au aprins la sosirea în New Jersey, SUA.

Încă de la începutul secolului al XX-lea, hidrogenul a fost utilizat în cantități mari la producerea de grăsimi pentru industria alimentară, prin hidrogenarea uleiurilor lichide vegetale ieftine. „Grăsimile trans” rezultate sunt solide la temperatura camerei și au durată de conservare mai lungă decât uleiurile lichide. Cu toate acestea, începând cu anii 1950, cercetările au arătat că grăsimile trans cresc riscurile de cancer și de boli de inimă; ca urmare, utilizarea grăsimilor hidrogenate este acum strict reglementată și este în declin.



Există trei izotopi ai hidrogenului. Cel mai întâlnit, care are un singur proton ca nucleu, este denumit protiu. Alt izotop stabil este deuteriul (D), care are un proton și un neutron. Deuteriul este numit și hidrogen greu, iar apa formată cu deuteriu (D_2O), numită apă grea, este cu mai mult de 10% mai densă decât apa obișnuită. Al treilea izotop, tritiul, are un proton și doi neutroni. El se descompune prin dezintegrare beta (vezi pagina 10) și are un timp de înjumătățire de 12,3 ani.

Deuteriul și tritiul sunt implicați în experimente cu fuziune nucleară, care ar putea să asigure o alimentare cu energie practic nelimitată în viitor. În majoritatea reactoarelor de fuziune, nucleele de deuteriu ($1p, 1n$) și tritiu ($1p, 2n$) intră în contact la temperaturi extrem de ridicate și se reunesc (fuzionează), producând nuclee heliu-4 ($2p, 2n$); crearea fiecărui nucleu de heliu este însoțită de eliberarea unui neutron (n). Reacția eliberează cantități de energie enorme. În toate experimentele efectuate până acum, cantitatea de energie consumată pentru a începe reacția depășește cantitatea de energie produsă, dar tehnologii nucleare speră că, în 20-30 de ani, reactoarele de fuziune ar putea să devină viabile economic și să reducă dependența noastră de combustibilii fosili și de energia nucleară convențională (fisiune). Reacțiile de fuziune care implică deuteriul și tritiul sunt, de asemenea, sursa de energie a bombelor cu hidrogen. În interiorul unei bombe-H, o bombă atomică convențională creează o presiune și o temperatură suficient de ridicate încât să aibă loc fuziunea.

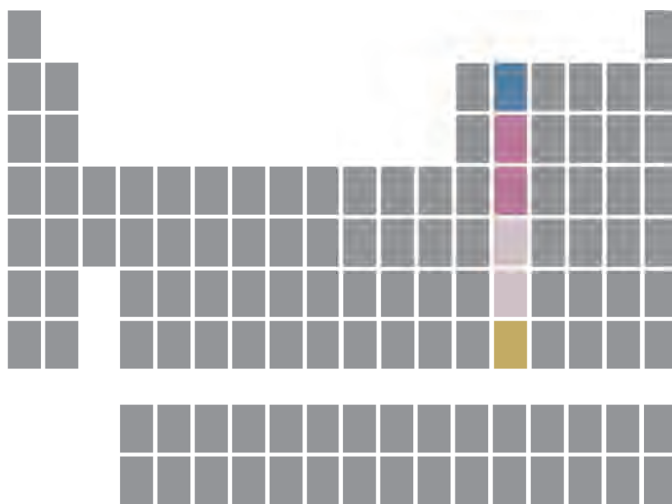
Chiar înainte ca fuziunea nucleară să devină viabilă, hidrogenul ar putea înlocui combustibilii fosili ca o „monedă de schimb” energetic uzuală. Necesitatea reducerii emisiilor de dioxid de carbon și faptul că rezervele de combustibili fosili sunt limitate arată că dependența noastră de combustibilii fosili nu poate dura la nesfârșit. Arderea hidrogenului produce doar apă ca produs rezidual, iar hidrogenul se găsește din plin și se produce ușor. Desigur, este necesară în primul rând energia pentru a produce hidrogenul; electricitatea produsă din resurse regenerabile poate fi utilizată pentru a-l separa din apă printr-un proces numit electroliză. Hidrogenul rezultat are densitate de energie ridicată și poate fi stocat și transportat relativ ușor. Majoritatea vehiculelor alimentate cu hidrogen sunt puse în funcțiune de pile de combustie cu hidrogen, care au la bază o reacție chimică inversă electrolizei: hidrogenul se combină cu oxigenul. Reacția echivalează cu arderea hidrogenului – produsul rezidual fiind apa –, dar este mai lentă și mai controlată și produce energie electrică în loc de căldură.



Sus: Realimentarea unui vehicul cu hidrogen la o stație de alimentare experimentală. În interiorul mașinii, o pilă de combustie produce energia electrică în urma reacției dintre hidrogen și oxigen.

Jos: Explozia dispozitivului George, parte dintr-o serie de teste nucleare efectuate de SUA, în 1951, în Insulele Marshall din Oceanul Pacific. George a fost prima bombă în care s-a realizat fuziunea nucleară.





Grupa carbonului

În starea lor elementară, elementele din grupa 14 variază considerabil: carbonul este un nemetal negru (sau transparent, ca diamant); siliciul și germaniul sunt metaloizi semiconductori; staniul și plumbul sunt metale argintii lucioase. Aceste elemente formează o mare varietate de compuși și au o gamă largă de întrebuințări. Grupa 14 cuprinde și elementul 114, fleroviu (vezi elementele transuraniene la paginile 153–157).

Toate elementele din grupa 14 au atomi cu patru electroni pe ultimul strat (vezi paginile 8–9). Configurația electronică a fiecărui element se termină cu s^2p^2 . Stratul exterior incomplet ocupat cu electroni conduce la câteva proprietăți chimice interesante – în special pentru carbon. Există o tendință de contopire a orbitalilor s - și p -, formând orbitali hibridi sp^3 și sp^2 , care împart electronii mai uniform în jurul nucleului și asigură anumite oportunități interesante pentru legarea cu alți atomi. Abilitatea carbonului de a forma orbitali hibridizați îl face să fie un element foarte versatil – există mai mulți compuși care conțin carbon decât toți ceilalți compuși laolaltă, iar carbonul este esența vieții pe Pământ. Dacă priviți elementele din jurul vostru, carbonul este pretutindeni – găsindu-se în compoziția lemnului, a hârtiei, a materialelor plastice, a petrolului și a gazului.

Toate elementele din grupa 14 au benzi de conducție libere – niveluri energetice în care electronii se mișcă liber și delocalizat într-un fel de „nor” de electroni. Această proprietate este caracteristică metalelor (vezi paginile 10–11). Cu cât se coboară în grupă, cu atât mai ușor se pot mișca electronii în banda de conducție. Astfel, carbonul nu este în general un bun conducător de electricitate – deși sub formă de grafit, el poate conduce rezonabil de bine. Siliciul și germaniul sunt semiconductori clasici: pot fi făcuți să conducă electricitatea, dacă electronii lor primesc energie suplimentară de la lumină sau de la căldură. Staniul și plumbul sunt metale veritabile: unii dintre electronii lor rămân permanent în banda de conducție.

6

C

Carbon

14

Si

Siliciu

32

Ge

Germaniu

50

Sn

Staniu

82

Pb

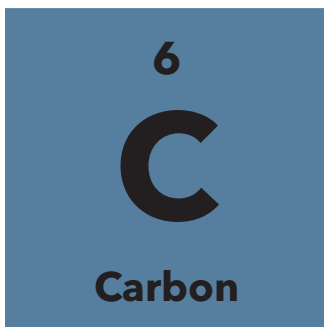
Plumb

114



Fl

Fleroviu



NUMĂR ATOMIC: 6

RAZA ATOMICĂ: 70 pm

STĂRI DE OXIDARE: -4, -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4

GREUTATEA ATOMICĂ: 12,01

PUNCT DE TOPIRE: sublimază la 3 600°C
(6 500°F)

DENSITATE: 3,52 g/cm³ (diamant); 2,27 g/cm³
(grafit)

CONFIGURAȚIE ELECTRONICĂ: [He] 2s² 2p²

Sus dreapta: Diamant – o formă de carbon pur. Acest exemplu este un „briliant”: un diamant care a fost tăiat de multe ori pentru a se obține multe fațete care să reflecte lumina.

Jos stânga: Conceptul unui sistem de administrare a medicamentelor de tip „pilulă inteligentă”. Pilula are o antenă radio nanometrică, făcută din nanotuburi de carbon, și un motor din nanotuburi de carbon pentru dispersarea medicamentului.

Jos dreapta: Creion cu mină de grafit – mina este făcută din grafit amestecat cu argilă, nu din „plumb” cum se credea în mod greșit.

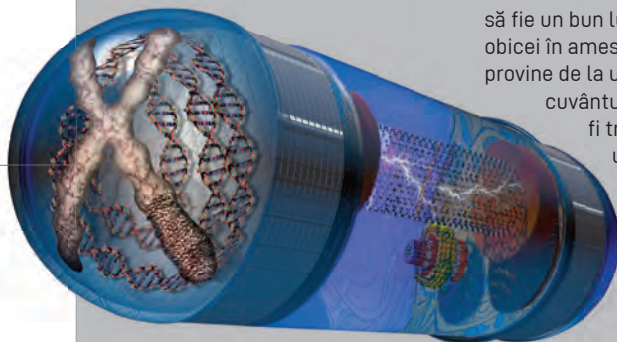
Carbonul este al patrulea element ca răspândire în Univers și al cincisprezecelea în scoarța terestră – unde apare în principal sub formă de minerale de tipul carbonaților, cum este calcarul (CaCO₃), și sub formă de combustibili fosili, cum este cărbunele. Carbonul este minunat de divers, chiar când este pur, iar combinat cu alte elemente este chiar mai versatil. O altă trăsătură importantă este că nu există un punct de topire sau de fierbere standard pentru carbon, pentru că la presiuni normale sublimază – transformându-se direct din solid în gaz.

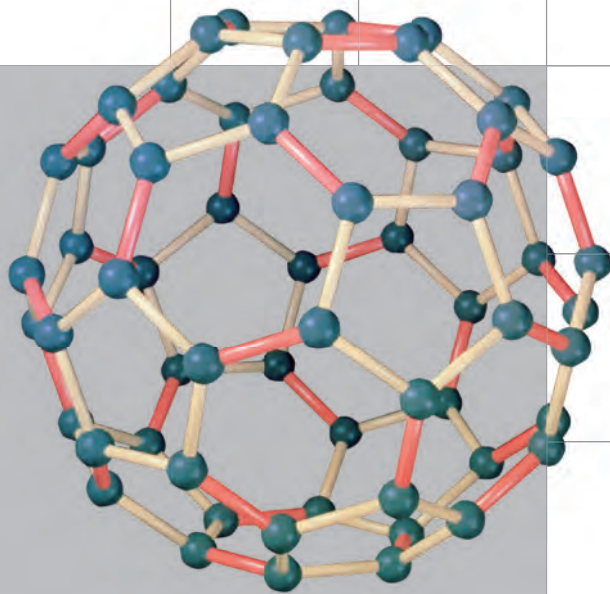
Carbonul pur are câteva forme distincte sau alotrope. (Și alte elemente au forme alotrope – vezi staniul și fosforul, ca exemple.)

Principalele forme alotrope ale carbonului sunt diamantul, grafitul, grafena, cărbunele amorf și o categorie de substanțe numite fulerene.

Diamantele se formează la presiune și temperatură ridicată, la o adâncime de aproape 150 kilometri în învelișul superior – un strat ca o melasă format din roci semitopite sub scoarța Pământului – și sunt aduse la suprafață de erupțiile de magmă. În diamant, fiecare atom de carbon este legat de alți patru prin legături covalente (vezi paginile 11–12), formând tetraedre care se repetă. Toți electronii sunt implicați în aceste legături, ceea ce face ca diamantul să fie incredibil de tare și dur, iar transparența îi este conferită de faptul că nu există electroni liberi să absoarbă lumina care trece prin el.

În grafit, fiecare atom de carbon se alătură altor trei, formând plane plate. Rămâne deoparte câte un electron liber de la fiecare atom care se desprinde de atomul său și se delocalizează; prezența electronilor liberi implică faptul că grafitul este un conductor (și este opac). El se folosește la contactele din unele motoare electrice și în bateriile zinc-carbon. Planele grafitului sunt menținute împreună foarte vag, pot aluneca unele peste altele și se pot separa. Acest fapt face ca grafitul să fie un bun lubrefiant și de aceea este folosit și la minele de creion (de obicei în amestec cu argilă arsă). Denumirea „grafit” datează din 1789 și provine de la utilizarea lui la fabricarea creionanelor; *graphein* este cuvântul de origine greacă, care înseamnă „a scrie”. Grafitul poate fi transformat în fibre minusculi, mult mai subțiri decât părul uman. În amestec cu polimerii (și ei compuși ai carbonului), aceste fibre ajută la obținerea materialelor plastice ranforsate cu fibre de carbon, care au multiple utilizări, de la bunuri de consum, cum sunt rachetele de tenis, la cele industriale și aerospațiale.





Sus: În această modelare computerizată a structurii moleculare a fulerenei buckminster (C_{60}), atomii de carbon apar ca sfere gri, legăturile duble sunt roșii, iar legăturile simple sunt crem.

Stânga: Fabricarea foliilor de polietenă (polietilenă), utilizate la sacoșele de plastic. Fiecare moleculă de polietenă constă de obicei din circa 10 000 molecule de etenă legate între ele – în total aproape 20 000 atomi de carbon și 40 000 atomi de hidrogen.



Mai puțin cunoscută decât diamantul sau grafitul este o clasă de substanțe numite fulerene. Aceste molecule constau doar din atomi de carbon legați în inele hexagonale și pentagonale. Prima fulerenă, descoperită în 1985, a fost fulerena buckminster, care arată ca o moleculă sferică ce conține 60 de atomi de carbon. Numele moleculei vine de la numele arhitectului american Richard Buckminster Fuller, care a proiectat domuri geodezice cu o structură similară cu aranjamentul atomic din moleculă. Cercetările asupra acestor molecule sferice au condus la descoperirea nanotuburilor de carbon – practic, foi de grafit răsucite sub formă de cilindri minusculi –, odată cu metodele de obținere ale acestora. Nanotuburile de carbon au de obicei câțiva nanometri (10^{-9} m) lățime, dar pot fi mai lungi de un milimetru. Acestea sunt remarcabil de tari și au proprietăți electrice interesante. O altă formă alotropă a carbonului este grafena, care ajunge pe primul plan ca urmare a ascensiunii fulerenelor. Aceasta este echivalentul unui singur strat plan de grafit, cu atomii de carbon aranjați în inele hexagonale de-a lungul vastului plan plat. Se pare că nanotuburile de carbon și grafena vor juca un rol important în dezvoltarea viitoare a electronicii și a științei materialelor, iar cercetătorii

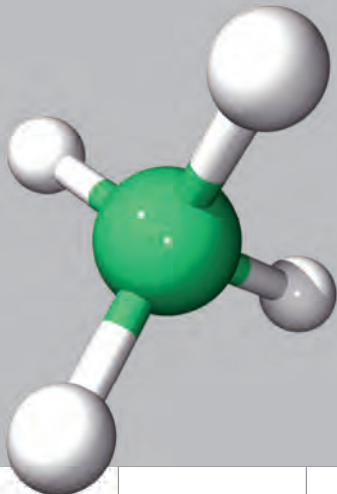
au creat deja prototipuri interesante de dispozitive electronice, folosind nanotuburi de carbon, inclusiv tranzistori miniaturali (la nanoscară), baterii cu capacitate extrem de mare și ecrane sensibile la atingere.

Stânga: Dom geodezic, de tipul celui proiectat de arhitectul Richard Buckminster Fuller. Structura lui e similară cu a moleculei de deasupra – dar acest dom constă doar din hexagoane, nu din hexagoane și pentagoane.

O altă formă alotropă a carbonului este carbonul amorf – amorf (fără formă) pentru că atomii nu sunt aranjați după un tipar. Acesta se găsește în cărbune și în funingine. Cărbunele a jucat un rol important în istoria tehnologiei, fiind utilizat la extragerea prin topire a metalelor din minereuri. Cărbunele activat este utilizat în filtrele de apă și în măștile de gaze.

Există mai mulți compuși ai carbonului decât ai tuturor celorlalte elemente laolaltă; peste 10 milioane au fost deja studiați. Versatilitatea carbonului se datorează abilității lui de a forma legături simple, duble, triple și cicluri, dar și ușurinței cu care se alătură celorlalte elemente – în special hidrogen, oxigen și azot. Moleculele care conțin doar carbon și hidrogen, numite hidrocarburi, includ metanul și propanul; ceara de lumânări este făcută din hidrocarburi cu catenă lungă. Viața, așa cum o știm, depinde de chimia carbonului și orice viețuitoare descoperită vreodată este o formă de viață care se bazează pe carbon. Datorită faptului că pentru toate organismele vii compușii carbonului sunt esențiali, chimia carbonului se numește chimie organică. Însă importanța compușilor carbonului se extinde mult peste tărâmul viețuitoarelor. Compușii organici stau la baza industriei petrochimice, și astfel includ materialele plastice și numeroase vopsele sintetice, adezivi și solvenți.

Compușii carbonului sunt implicați în profunzime în toate procesele vieții, de la fotosinteză și respirație, nutriție și vindecare până la creștere și reproducere. În fotosinteză, plantele (și câteva alte organisme) folosesc energia luminii pentru a sintetiza glucoza ($C_6H_{12}O_6$), o zaharidă simplă din dioxid de carbon și apă. Rezultatul este stocarea unei energii chimice care poate fi utilizată prin respirație atât de către acele plante, cât și de animalele care le consumă. De obicei, organismele care fac fotosinteză combină moleculele de glucoză pentru a forma molecule mai mari, cum ar fi zaharoza și amidonul. Pe lângă faptul că furnizează energia necesară viețuitoarelor, compușii organici asigură totodată materialele structurale din care sunt făcute aceste viețuitoare. Printre moleculele mai mari, formate din unități de glucoză, se numără celuloza folosită de plante pentru a-și construi pereții celulari, unul dintre principalele componente ale lemnului (și prin urmare ale hârtiei). Alte molecule structurale, cum este lignina din lemn, și proteinele structurale din animale sunt tot compuși ai carbonului.



Sus: Lumânare de ceară aprinsă. Ceara de lumânări este un amestec de molecule de hidrocarburi cu circa 30 de atomi de carbon și 60 de atomi de hidrogen per moleculă. Căldura flăcării vaporizează ceara, carbonul și hidrogenul se combină cu oxigenul, formând apă și bioxid de carbon.

Jos stânga: Modelul unei molecule de metan – are o formă tetraedrică datorită orbitalilor hibridizați sp^3 ai carbonului (vezi pagina 104).

Jos: Lanț de ADN. Lanțurile mov și roz sunt scheletul de fosfozaharide, „barele” galbene, albastre, roșii și verzi sunt bazele care poartă informația. Toate părțile componente sunt molecule organice.



Substanțele chimice implicate în menținerea și repararea organismelor vii includ enzime, hormoni, alte molecule transmițătoare de semnale și antioxidanți, cum sunt vitaminele – toate acestea sunt molecule organice. În cele din urmă, compușii carbonului, prin molecula organică mare ADN (acid dezoxiribonucleic), se află în centrul reproducerii organismelor vii.

Carbonul este prezent în toate sistemele care formează planeta Pământ – în biosferă (toate viețuitoarele), atmosferă, litosferă (scoarța terestră) și hidrosferă (râuri, lacuri și oceane). Interschimbul constant și ciclic al carbonului între aceste sisteme este numit ciclul carbonului. Principala componentă a acestui ciclu implică absorbția dioxidului de carbon din atmosferă, în timpul fotosintezei, urmată de eliberarea acestuia înapoi în atmosferă prin respirație. Dioxidul de carbon este, de asemenea, eliberat la arderea organismelor moarte. Atunci când un organism moare, de obicei se descompune, ceea ce are ca rezultat eliberarea în atmosferă a carbonului conținut de el sub formă de dioxid de carbon sau metan.

În anumite circumstanțe, un organism nu se descompune, iar carbonul conținut în el poate forma lent amestecuri de hidrocarburi: combustibili fosili,

cum sunt petrolul și cărbunii. De-a lungul unor epoci din istoria Pământului, au existat schimbări dramatice în ciclul carbonului. În mare parte, în ultimele 10 milioane de ani, proporția de dioxid de carbon în atmosferă s-a păstrat în jurul a circa 300 părți per milion. Cu toate acestea, de când oamenii au început să ardă combustibili fosili și să dezvolte o economie bazată pe carbon, ciclul carbonului s-a dezechilibrat. În 2012, concentrația de dioxid de carbon atmosferic a depășit 390 părți per milion și continuă să crească rapid. Întrucât dioxidul de carbon este un gaz cu efect de seră, concentrațiile sale crescute par să conducă la încălzirea planetei datorită unui efect de seră mai pronunțat. Din acest motiv, oamenii de știință și inginerii caută alternative la economia bazată pe carbon (vezi hidrogenul, pagina 21).

Tehnica numită datare cu carbon radioactiv, folosită pentru estimarea corectă a vârstei fosilelor, implică utilizarea izotopului carbon-14. Acest izotop radioactiv se produce cu viteză constantă în atmosferă, ca urmare a bombardamentului cu radiații cosmice. În timpul vieții unui organism, conținutul său de carbon se reînnoiește constant fie prin fotosinteză, fie prin consumul de organisme fotosintetice. Ca urmare, raportul între carbon-14 și izotopul stabil carbon-12 este constant, când un

organism este viu, dar, odată ce acesta moare, izotopul carbon-14 (cu un timp de înjumătățire de 5 700 de ani) se dezintegrează. Cu cât trece mai mult timp de la moartea unui organism, cu atât rămâne mai puțin carbon-14 în resturile lui.



Sus: Platformă petrolieră pentru extragerea petrolului și a gazelor naturale din rocile de sub ocean. S-a estimat că din secolul al XVIII-lea până în prezent s-au eliberat 340 de miliarde de tone de carbon, prin arderea combustibililor fosili, în mare parte sub formă de dioxid de carbon.

Dreapta: Pădurile tropicale ale lumii stochează peste 200 de miliarde de tone de carbon, pe care arborii și alte plante l-au „sechestrat” din dioxidul de carbon atmosferic, prin fotosinteză.

