

NOȚIUNI ELEMENTARE DE GEOCHIMIE

Formele sub care se manifestă materia sunt elementele și substanțele.

Elementele - conțin un singur element chimic, apariția lor în stare pură fiind relativ rară, ele apărând în natură sub forma unor combinații chimice numite substanțe.

Substanțele - reprezintă asociații de elemente chimice în amestecuri mai mult sau mai puțin stabile.

Atât substanțele, cât și elementele au o serie de proprietăți după care pot fi recunoscute. Aceste proprietăți pot fi detectate fie cu ajutorul simțurilor umane (gust, miros, văz etc.), aceste proprietăți fiind numite proprietăți **organoleptice**, fie o serie de proprietăți detectabile cu aparatură sau reactivi mai mult sau mai puțin complexe.

Procesele care nu modifică natura substanțelor se numesc **proces fizice**, iar cele care duc la transformarea unor substanțe în altele, cu proprietăți diferite de cele inițiale se numesc **proces chimice**.

Majoritatea materialelor pe care le folosim sunt fie compuși, adică o serie de combinații chimice, fie amestecuri de elemente sau de combinații.

Atunci când proporția unei substanțe într-un amestec este predominantă se obișnuiește să se dea amestecului numele acelei substanțe. Așa spre exemplu, în natură nu se găsește apă pură (H_2O) ci în amestec cu săruri, gaze dizolvate etc., toate acestea fiind numite în mod curent apă.

Amestecurile păstrează în general proprietățile componentilor lor. Astfel azotul și oxigenul sunt gaze, așa cum tot gaz este și amestecul lor - aerul, ale cărui însușiri fizice rezultă din combinarea însușirilor elementelor componente.

Combinațiile au de obicei proprietăți mult diferite de cele ale elementelor din care au rezultat. Astfel prin combinarea elementelor gazoase precum oxigenul și hidrogenul rezultă apa - un lichid.

În cercetarea substanțelor chimice sunt utilizate două metode: analiza și sinteza.

- **analiza** este operația prin care substanțele compuse se descompun în substanțe mai simple, mult mai ușor de analizat;
- **sinteza** este operația prin care substanțe simple sunt folosite pentru a obține substanțe complexe.

1. MOLECULE ȘI ATOMI

Prin diviziunea unei cantități oarecare din orice substanță se obțin „particule” mai mici, fiecare păstrând în general proprietățile substanței din care s-a pornit.

Molecula - este cea mai mică parte dintr-o substanță care poate exista independent și care nu se poate diviza fără ca substanța respectivă să nu-și piardă proprietățile fizice inițiale.

Din faptul că moleculele unor substanțe pot fi descompuse, dând naștere altor molecule sau altor substanțe, rezultă că moleculele nu sunt cele mai mici particule ale materiei, ci sunt alcătuite din particule mai mici numite atomi.

Atomii - sunt particulele din care sunt formate moleculele și care nu mai pot fi descompuse prin mijloace chimice.

2. MODELUL SIMPLIFICAT AL ATOMULUI

Ideea că toate lucrurile din natură pot fi divizate până la starea de atom a apărut cu mult timp înainte. Astfel, acum 2500 de ani, filozoful hindus Kanadu susținea că materia este formată din „particule eterne” invizibile și foarte mici. În Grecia antică, Democrit credea că toate substanțele pot fi divizate până la dimensiunea unui atom, cea mai mică particulă existentă în natură.

Astăzi știm că și atomii, la rândul lor, conțin particule și mai reduse ca dimensiuni: protoni, neutroni, electroni.

Atomul reprezintă cea mai mică parte a unui element care mai păstrează proprietățile aceluia element.

Fiind prea mici pentru a putea fi văzuți, chiar și la cele mai puternice microscopie, ne putem da seama despre modul lor de alcătuire doar pe baza unor modele teoretice.

Structura atomului relevă existența a două componente:

- nucleul;
- învelișul electronic.

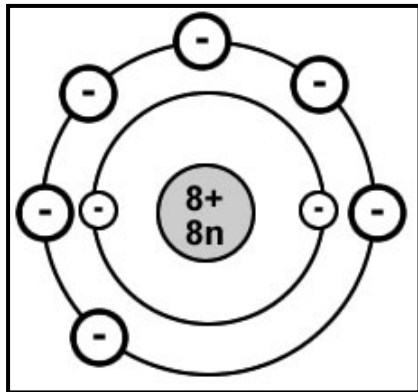
Nucleul reprezintă partea centrală a unui atom și conține cea mai mare parte din masa acestuia. Este format din:

- protoni, care au masă și sunt încărcăți pozitiv;
- neutroni, care au masă dar din punct de vedere electric sunt neutrii.

Aceste particule împreună se numesc **nucleoni**.

Învelișul electronic se dispune în jurul nucleului și este format din **electroni**, încărcăți negativ și care au o masă foarte mică, neglijabilă. În schimb, din întregul volum al atomului, cea mai mare parte este ocupată de acest înveliș electronic, nucleului nerevenindu-i decât o parte foarte mică.

Suma protonilor și a neutronilor din nucleu reprezintă **masa atomică** a elementului respectiv.

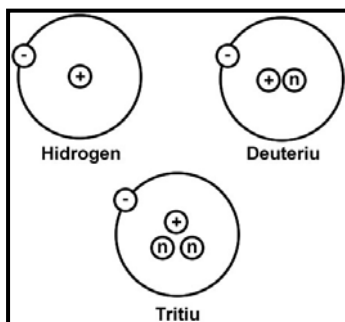


Structura atomului de oxigen

De exemplu, oxigenul dispune de 8 protoni și 8 neutroni în nucleu. Astfel, masa atomică a oxigenului este 16. Masa atomică a heliului este 4, aceasta înseamnă că el dispune de 2 protoni și 2 neutroni. Masa atomică a hidrogenului este 1, nucleul având doar 1 proton și nici un neutron.

Numărul protonilor din nucleu formează **numărul atomic** al acelui element. Acesta este constant pentru fiecare element în parte. Deci fiecare atom al unui element va avea totdeauna același număr de protoni. Astfel, hidrogenul are 1 proton, heliul 2, oxigenul 8, siliciul 14, clorul 17 etc. Acest număr atomic plasează elementul în tabelul periodic al elementelor. Numărul atomic poate lua valori de la 1, până la 92. În schimb, numărul neutronilor din nucleu poate varia în cadrul unor limite, în cazul aceluiași element. Astfel, oxigenul dispune de 8 protoni și 8 neutroni în forma cea mai răspândită în natură, însă pot apărea și atomi cu 9 sau 10 neutroni. Aceste forme care diferă atât în privința numărului neutronilor, cât și al masei atomice, se numesc **izotopi**.

Spre exemplu, hidrogenul are doi izotopi naturali: hidrogenul (1 neutron) și deuteriul (2 neutroni) și un izotop artificial: tritiul (3 neutroni).



Izotopii hidrogenului

Izotopii sunt foarte folositori în studiile geologice. Izotopii oxigenului sunt folosiți pentru determinarea paleotemperaturii oceanelor iar cei ai uraniului, thoriului și potasiului pentru determinarea vârstei absolute a rocilor.

Sarcina electrică a protonului este egală cu sarcina electrică a electronului, însă cu semn schimbat. De asemenea, numărul protonilor este egal cu cel al electronilor. Astfel, atomul ar trebui să fie neutru din punct de vedere electric. Treaba nu stă tocmai așa pentru că electronii sunt situați în jurul nucleului pe mai multe **straturi** (pături, orbite sau nivele de energie). Aceste orbite se notează începând cu cel mai apropiat de nucleu, cu literele K, L, M, N, O, P, Q. numărul electronilor este limitat pentru fiecare strat, astfel pe stratul K se pot afla cel mult 2 electroni, pe L - 8, pe M - 18 etc. Primele straturi care se completează sunt cele mai apropiate de nucleu, unde forța de legătură și atracție este cea mai puternică. Dacă ultimul strat este incomplet, atomul va căuta să le completeze atrăgând electroni din vecinătate sau din contră, va încerca să elimine acest ultim strat incomplet prin cedare de electroni. Tocmai acest fapt duce la dezechilibre și este sursa activității electrochimice între elemente.

Heliul are 2 electroni. Primul strat al învelișului electronic poate avea maximum 2 electroni. Aceasta înseamnă că el este complet iar atomul neutru din punct de vedere electric. Deci el nu mai caută să reacționeze cu nici un element, este stabil. De aceea el face parte din grupa gazelor inerte.

În schimb sodiul (Na), dispune de 11 electroni situați în felul următor: 2 pe primul strat (complet), 8 pe al doilea (complet) și 1 electron pe ultimul strat (care ar trebui să conțină 8 electroni pentru a fi complet). Deci pentru realizarea echilibrului sodiul are posibilitatea de a ceda 1 electron. Similar stau lucrurile și în cazul clorului, care dispune de 17 electroni. Acesta are 2 electroni pe primul strat (complet), 8 electroni pe al doilea strat (complet), ultimului strat nerămânându-i decât 7 electroni, față de necesarul de 8 pentru ca stratul să fie complet. În acest caz, pentru completarea ultimului strat și atingerea stării de echilibru, clorul caută să atragă un electron.

3. IONIZAREA

Prin cedarea sau acceptarea de electroni rezultă atomi încărcăți cu una sau mai multe sarcini elementare, numiți **ioni**.

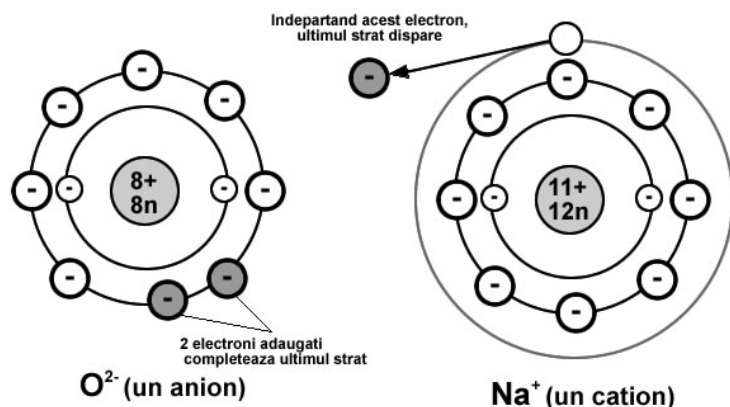
Pot fi astfel distinși:

- ioni pozitivi (**cationi**) - formați prin cedarea de electroni de pe ultimul strat ocupat;
- ioni negativi (**anioni**) - formați prin câștigarea de electroni pe ultimul strat ocupat.

În cursul reacțiilor chimice atomii au tendința de a ceda sau câștiga un anumit număr de electroni, astfel încât să dobândească o structură atomică cât mai stabilă, așa cum este spre exemplu cel al gazelor inerte, cu ultimul strat complet.

Elementele ai căror atomi au tendința de a ceda electroni de pe ultimul strat transformându-se în ioni pozitivi, se numesc **metale**, iar elementele ce tind să capteze electroni, devenind astfel ioni negativi se numesc **metaloizi**.

Un atom care a împrumutat electroni de la sau a cedat electroni la un alt atom se notează în felul următor: H^+ , Na^+ , Cl^- , O^{2-} .



4. VALENȚA

Capacitatea atomului unui element de a lega sau înlocui prin reacții chimice un anumit număr de atomi ai altor elemente se numește **valența** elementului respectiv.

Valența poate fi definită pe larg ca fiind numărul electronilor cedați sau acceptați de atomii elementului respectiv.

Pentru exprimare numerică, valența a fost definită ca fiind reprezentată de numărul de atomi de hidrogen care pot să se lege de un atom al elementului respectiv, sau care pot înlocui un atom al elementului dintr-o combinație.

Denumirea combinației	Formula chimică	Elemente componente	e ⁻ cedați	e ⁻ primiți	e ⁻ în comun	Valența elementului
Clorură de calciu	CaCl ₂	Calciu	2	-	-	2
		Clor	-	1	-	1
Sulfură de sodiu	Na ₂ S	Sodiu	1	-	-	1
		Sulf	-	2	-	2
Metan	CH ₄	Carbon	-	-	4	4
		hidrogen	-	-	1	1

Fiind precizate noțiunile de masă atomică (greutate atomică) și de valență, se poate defini o nouă noțiune, cea de **greutate echivalentă** sau **echivalent chimic**.

$$E = \frac{A}{V}$$

unde E - greutatea echivalentă
 A - masa atomică
 V - valența

Ex. Calciu:

$$E_{Ca} = \frac{40,08}{2} = 20,04$$

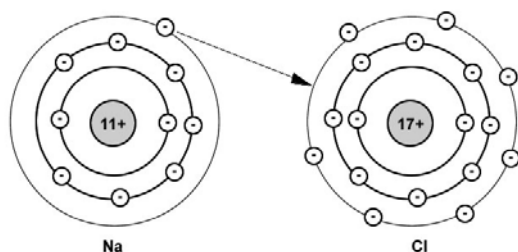
Cantitatea exprimată în grame dintr-un element sau o substanță care este numeric egală cu greutatea echivalentă a acelui element se numește **echivalent-gram**, în exemplul prezentat 20,04 reprezintă un echivalent-gram de calciu.

5. TIPURI DE LEGĂTURI ATOMICE

În natură elementele apar rar sub formă pură, de obicei ele se combină, între atomi luând naștere diferite legături.

1) Legătura ionică

Se stabilește între un atom care este dispus să cedeze electroni de pe ultimul strat și un atom care dorește să-și completeze ultimul strat. Cel mai bine poate fi exemplificat acest tip de legătură prin intermediul asocierii dintre Cl și Na. După cum s-a precizat, Na dispune de un singur electron pe ultimul strat. Ca să fie stabil, trebuie să cedeze acest electron. Clorul are pe ultimul strat 7 electroni, dar pentru a fi stabil are nevoie de încă un electron. În acest fel se creează o legătură între cei doi atomi, în urma căreia, fiecare atom va deveni stabil.

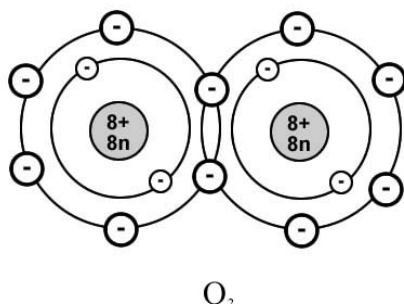


2) Legătura covalentă

Se realizează de obicei între atomi de același fel, care pentru completarea ultimului strat, pun în comun, folosesc în comun aceeași electroni.

Acest lucru se realizează între atomii de oxigen (O_2), clor (Cl_2), hidrogen (H_2) dar și între atomii constituenți ai moleculei de apă (H_2O), unde cei doi atomi de hidrogen au câte 1 electron pe ultimul (și singurul strat), iar pentru completarea lui mai au nevoie de încă unul. Oxigenul, la rândul lui are 6 electroni pe al doilea strat, mai având nevoie de încă 2 pentru completarea lui. Astfel, cei doi atomi de hidrogen își pun la

dispoziție propriul electron pentru completarea ultimului strat al oxigenului, în timp ce acesta completează ultimul strat al hidrogenului cu electronii lui. De fapt, umărul electronilor rămâne același, doar că unii electroni se rotesc în jurul a două nuclee.



3) Legătura metalică

În cadrul acestui tip de legătură, atomii ce formează agregatul metalic devin ioni pozitivi iar electronii din ultimul strat sunt împărțiți între toți atomii și nu aparțin nici unui atom anume. Astfel, electronii pot să se deplaseze liberi, rezultând de aici proprietățile electrice și termice ale metalelor.

4) Legătura Van der Waals

Acest tip de legătură ia naștere din cauza aspectului nesimetric al învelișului electronic. În cazul în care o parte din electroni se concentrează într-o singură zonă, acea zonă va fi încărcată negativ, zona opusă ei fiind încărcată pozitiv, atomul devenind astfel un dipol. Astfel, partea încărcată negativ va atrage sarcinile pozitive și invers. Cu toate că nu este o forță cu activitate puternică, ea se face simțită la nivel atomic. La nivel molecular, putem asemui acest tip de legătură cu forța electrostatică ce ține lipite paginile unei cărți. Acest tip de legătură poate fi întâlnit în cazul atomilor de carbon ce formează mineralul numit grafit.

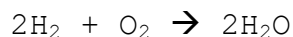
În funcție de modul în care se combină elementele constitutive ale mineralelor, rezultă o anumită formă a cristalului.

Cunoașterea acestor legături ne permite explicarea formei cristalelor și a multor proprietăți ale mineralelor ca și clivajul, urma, rezistența la sfredelire, duritatea, spărtura etc.

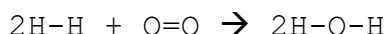
6. REACȚII CHIMICE

Procesele în care, din combinarea unor substanțe, se formează altele, ca urmare a stabilirii de noi legături între atomi se numesc **reacții chimice**.

Spre exemplu, procesul prin care din hidrogen și oxigen se formează apă este o reacție chimică, care se reprezintă prin ecuația chimică:



sau

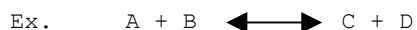


ecuație care arată că în timpul reacției s-au desfăcut legăturile ce au existat între moleculele de O și H și s-au format legăturile ce definesc moleculele de apă.

Transformarea se petrece teoretic, la un moment dat într-un singur sens, practic însă, există în permanență o reacție în sens invers, evident de mult mai mică amploare decât cea ce se desfășoară în sens direct (unde sensul direct este definit ca sensul în care majoritatea componentelor se supun reacției).

Gradul de transformare și implicit parametrii reacțiilor chimice depind de o serie de parametri fizici, între care temperatura și presiunea sunt de cea mai mare importanță.

În anumite condiții de temperatură și presiune se stabilește un echilibru între concentrațiile substanțelor care participă la reacție.



Între concentrațiile acestor substanțe se stabilește un echilibru exprimat prin relația:

$$\frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = k$$

unde [] indică concentrația exprimată în moli/litru.

Raportul k se numește constantă de echilibru a reacției și are o valoare bine determinată pentru anumite perechi de valori de temperatură și presiune.

7. COMPUȘI ANORGANICI

Numărul mare al acestor compuși naturali sau sintetizați impune recunoașterea unor grupe, în separarea cărora au fost luate în considerare cele mai importante proprietăți.

Au rezultat astfel patru mari grupe: oxizi, acizi, baze și săruri.

7.1 OXIZI

Oxizii sunt combinații ale diferitelor elemente cu oxigenul.

După proprietățile lor se deosebesc:

- oxizii metalelor - oxid de sodiu (Na_2O), oxid de magneziu (MgO), oxid de aluminiu (Al_2O_3);
- oxizii metaloizilor - bioxidul de carbon (CO_2), bioxidul de sulf (SO_2), pentoxidul de fosfor (P_2O_5).

Oxizii metalelor se mai numesc și oxizi bazici, deoarece prin reacție cu apa dau naștere la baze. Oxizii metaloizilor, reacționând cu apa dau naștere la acizi. Oxizii acizi sunt anhidride.

Denumirea oxizilor se face după următoarele reguli:

- în cazul elementelor care formează un singur oxid, cum ar fi sodiul sau magneziul, oxizii sunt numiți oxid de sodiu (Na_2O), respectiv oxid de magneziu (MgO);
- în cazul elementelor care formează mai mulți oxizi, înaintea cuvântului oxid se adaugă prefixele **mono**, **bi**, **tri**, **tetra**, **penta** - care arată numărul de atomi de oxigen din moleculă, de exemplu monoxid de carbon (CO), bioxid de carbon (CO_2), trioxid de fosfor (P_2O_3), pentoxid de fosfor (P_2O_5);
- în cazul metalelor care formează doi oxizi, se adaugă terminația **-os** pentru oxidul în care metalul are valența mai mică și **-ic** pentru cel în care metalul are valența mai mare.

Exemplu:

Oxid de mercur I: sau oxid mercuros (Hg_2O) - în care mercurul este monovalent;

Oxid de mercur II: sau oxid mercuric - în care mercurul este bivalent.

7.2 ACIZI

Acizii sunt combinații care conțin în moleculă hidrogen și care în apă pun în libertate ioni de hidrogen.

Atomii de hidrogen din molecula acizilor pot fi înlocuiți parțial sau total cu atomi ai elementelor metalice cu formare de săruri.

Acizii care rezultă prin combinarea oxizilor metaloizi cu apa se numesc **acizi oxigenați** sau **oxiacizi** (ex. acidul sulfuric H_2SO_4 , acidul azotic HNO_3 , acidul carbonic H_2CO_3 etc.).

Dacă elementul de la care provine acidul are valența mai mare, numele acidului are terminația **-ic** (sulfuric, fosforic, cromic etc.) iar numele sărurilor corespunzătoare au terminația **-at** (sulfat, fosfat, cromat etc.).

Când elementul de la care derivă acidul are o valență imediat inferioară celei maxime, numele acidului capătă terminația **-os** (sulfuros, fosforos, cromos etc.), iar sărurile au terminația **-it** (sulfit, fosfit, cromit etc.).

Când elementul de la care derivă acidul are cea mai mică valență, numele acidului începe cu prefixul **-hipo** și se sfârșește cu sufixul **-os** (hipocloros, hipofosforos etc.), iar sărurile se numesc în mod corespunzător hipocloriți, hipofosfați etc.

Când un element formează mai mult decât 3 acizi oxigenați numele acidului corespunzător celei mai mari valențe începe cu prefixul **per** (percloric, periodic etc.), iar sărurile se numesc corespunzător (perclorați, periodați etc.).

Acizii care rezultă din combinarea directă a unor metaloizi cu hidrogenul se numesc **hidracizi**.

Denumirea hidracizilor provine de la denumirea elementului, la care se adaugă terminația **-hidric**.

Astfel, cei mai importanți hidracizi se numesc fluorhidric (HF), clorhidric (HCl), sulfhidric (H₂S) etc.

După numărul atomilor de hidrogen din molecula acizilor, care pot fi înlocuiți prin atomi de metale, acizii pot fi **monobazici** (HNO₃), **bibazici** (H₂SO₄) sau **tribazici** (H₃PO₄).

7.3 BAZE

Bazele, sau hidroxizii, sunt combinații care se formează în urma reacției oxizilor metalici cu apa.

Molecula bazelor este formată în general dintr-un atom al unui metal și un număr de grupări OH (numite grupări oxidril sau hidroxil) egal cu valența metalului.

O proprietate importantă a hidroxizilor este tendința lor de a pune în libertate în soluție apoasă ioni OH⁻.

Hidroxizii ușor solubili în apă se numesc baze alcaline sau alcaloizi (hidroxid de sodiu - NaOH, hidroxid de calciu - Ca(OH)₂).

Hidroxizii cu solubilitate foarte mică, practic insolubili, se numesc baze insolubile (hidroxilul de argint - AgOH, hidroxilul de cupru - Cu(OH)₂).

După numărul grupelor OH pe care le conțin în molecula lor și care se pot combina cu ionii de hidrogen furnizați de acizi pentru a forma apă, bazele se împart în monoacide (KOH), biacide (Mg(OH)₂) sau triacide Al(OH)₃.

7.4 SĂRURILE

Sărurile sunt combinații care rezultă prin înlocuirea parțială sau totală a atomilor de hidrogen din molecula unui acid cu atomi metalici.

Denumirea sărurilor este compusă din două părți: prima indică acidul, iar a doua metalul din care a luat naștere sarea (sulfat de zinc, clorură de sodiu).

După gradul în care atomii de hidrogen mobili din moleculele acizilor sunt înlocuiți cu acizi metalici, se stabilesc două grupe de săruri:

- sărurile neutre, care rezultă din înlocuirea completă cu metale a hidrogenului mobil din molecula acidului (clorură de sodiu - NaCl, sulfat de magneziu MgSO₄);
- sărurile acide, care apar numai la acizii cu doi sau mai mulți atomi de hidrogen mobili în moleculă și care rezultă din înlocuirea parțială a hidrogenului cu metale (sulfat acid de sodiu - NaHSO₄, fosfatul monoacid de sodiu Na₂HPO₄).

Acizii bibazici pot forma o sare acidă și una neutră, în timp ce acizii tribazici pot forma o sare neutră, una biacidă și una monoacidă.

8. CONCENTRAȚIA IONILOR DE HIDROGEN (pH)

Substanțele ale căror topituri sau soluții conduc curentul electric se numesc **electroliti**, spre deosebire de cele ce nu au această proprietate și care poartă numele de neelectroliti.

Apa este în stare pură un electrolit foarte slab, constatându-se că, la temperatură normală, concentrația (exprimată în echivalent gram/litru) a ionilor de hidrogen este egală cu 10⁻⁷, numărul de ioni OH⁻ format prin disociere fiind egal cu cel de ioni de H⁺, concentrația ionilor de OH⁻ este de asemenea egală cu 10⁻⁷.

Pentru a simplifica, în locul exprimării concentrației ionilor de hidrogen în echivalent gram/litru, se folosește foarte des logaritmul în baza 10 cu semn schimbat al acestei concentrații, numit și notat pH.

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$$

De exemplu, în cazul apei pure neutre:

$$\text{pH} = -\log_{10}10^{-7} = 7$$

Soluțiile de acizi a căror concentrație în ioni de hidrogen este mărită au un pH mai mic de 7 (reacție acidă).

Soluțiile alcaliilor în care concentrația ionilor de hidrogen este scăzută, au un pH mai mare decât al apei pure, cuprins între 7 și 14 (reacție alcalină).

9. COMPUȘI ORGANICI

Denumirea de compuși organici s-a dat în opoziție cu compușii anorganici sau minerali.

Ocurența compușilor organici este destul de redusă în geologie, limitându-se la hidrocarburi, primate ca roci organogene caustobiolite.

Compușii organici sunt combinații ale carbonului cu unul sau mai multe elemente, cele mai numeroase combinații fiind cu hidrogenul.

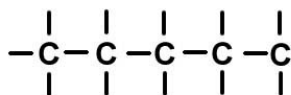
Un număr mare de compuși sunt formați din carbon, hidrogen și oxigen.

Într-o măsură mai mică, în componentelor substanțelor organice intervin azotul, fosforul și sulfurul.

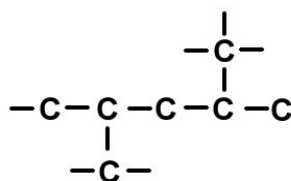
Față de compușii anorganici, cei organici au o serie de caracteristici deosebite și anume:

- sunt de obicei combustibili;
- au puncte de topire și fierbere mai scăzute;
- substanțe cu aceeași formulă chimică pot avea însușiri diferite;
- participă rar la reacții ionice;
- cei mai mulți pot servi ca hrană pentru bacterii.

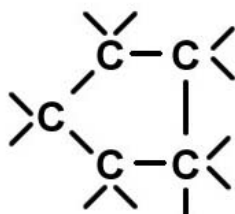
Numărul mare al substanțelor organice se explică prin capacitatea atomilor de carbon de a se lega între ei într-un mod foarte variat, sub formă de lanțuri sau catene liniare:



Lanțuri ramificate:



Lanțuri închise (cicluri):



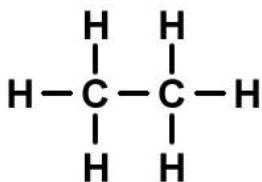
Capacitatea mare a atomilor de carbon de a se lega între ei se explică prin neutralitatea electrică a atomului de carbon.

Când un atom este legat de un singur alt atom de carbon, respectiv se găsește la capătul unui lanț, el se numește primar, dacă este legat de alți doi atomi se numește secundar, iar dacă se leagă de trei atomi de carbon se numește terțiar.

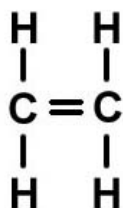
Substanțele care au aceeași formulă chimică brută, dar proprietăți diferite se numesc **izomeri**. Existența izomerilor se explică prin faptul că există poziții diferite pe care atomii le ocupă în molecula respectivă. Astfel, rezultă că o formulă completă trebuie să indice pozițiile în care se găsesc atomii unul în raport cu ceilalți și felul legăturilor care îi unesc (formule de structură).

Pentru clasificarea compușilor organici se poate considera că aceștia derivă de la hidrocarburile saturate, combinații ale carbonului cu hidrogenul în care atomii de carbon sunt legați între ei prin legături covalente simple și în care toate valențele simple ale atomilor de carbon sunt saturate cu atomi de hidrogen.

Ex. etanul:



Hidrocarburile saturate au o capacitate redusă de a participa la reacții chimice (reactivitate mică). Dacă unele din valențe atomilor de carbon nu sunt saturate cu atomi de hidrogen, între atomii de carbon iau naștere legături, în acest caz hidrocarbura se numește nesaturată, de exemplu de la etan derivă etilena



Hidrocarburile nesaturate au reactivitate mărită. O astfel de reactivitate se poate obține și prin înlocuirea unor atomi de hidrogen cu alți atomi sau grupe de atomi (oxigen, sulf, azot etc.).

Substanțele care se formează în acest fel au o comportare chimică specifică, o așa zisă funcționare chimică.

Grupa de atomi care provine de la hidrocarbură și de care este legată grupa funcțională se numește rest sau radical al hidrocarbunii.

9.1 COMPUȘI ORGANICI NATURALI

1) Hidrații de carbon

Denumirea este folosită pentru toți compușii formați din carbon, oxigen și hidrogen, în care raportul dintre H și O este 2:1, același ca în molecula de apă.

Denumirile hidraților de carbon au terminația **-oza**: xiloza, glucoza, zaharoza, amidon (denumire tehnică) celuloza etc.

2) Grăsimile, uleiurile și cerurile

Sunt esteri ai acizilor grași normali cu glicerine. Acizii din grăsimi și uleiuri sunt de cele mai multe ori compuși din 16 sau 18 atomi de carbon, frecvent numiți uleiuri când sunt lichide și grăsimi când sunt în stare solidă.

Cerurile sunt esteri ai acizilor grași superiori și ai alcoolilor superiori.

3) Proteinele

Sunt combinații ale carbonului, hidrogenului, oxigenului și azotului, conținând cantități mici de fosfor și sulf. Conținutul în azot al proteinelor este între 15 și 18 ⁰%. Proteinele pot fi degradate de bacterii.

În prima fază are loc o hidroliză, accelerată de enzimele hidrolitice, cu formare de aminoacizi.

Aceștia sunt apoi dezaminați tot prin acțiune enzimatică, iar acizii liberi formați servesc ca hrană pentru microorganisme, care îi transformă în bioxid de carbon și apă.