

# SERA-Chimie

**Nota-** subiectele trebuiesc citite si intelese pentru a se forma cultura generala a candidatului

Evaluarea se va realiza pornind cu un minim de cunostinte, se va tine cont de cultura generala a candidatului si de nivelul de intelegere a subiectelor propuse

## Subiecte propuse pentru examenul de admitere

1. Definiti legatura covalenta. Dati exemple de 3 compusi covalenti.
2. Definiti legatura ionica. Dati exemple de 3 compusi ionici.
3. Definiti legatura metalica. Explicati formarea legaturii metalice in cazul sodiului.
4. Definiti legatura de hidrogen. Dati exemple de 3 substante care participa la interactii prin legaturi de hidrogen.
5. Definiti fortele Van der Waals. Dati exemple de 3 substante care participa la interactii prin forte Van der Waals.
6. Definiti legatura covalenta coordinativa. Dati 3 exemple de compusi complecsi.
7. Definiti oxizii, dati 3 exemple de oxizi metalici, 3 exemple de oxizi nemetalici si denumiti-i.
8. Definiti oxizii bazici si oxizii acizi. Dati cate un exemplu de reactie cu apa pentru fiecare caz.
9. Definiti bazele si scrieti formulele lor generale. Dati 3 exemple de baze si denumiti-le.
10. Sa se ordoneze in functie de cresterea tarii bazice urmatoarele siruri:
  - a.  $\text{LiOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ;
  - b.  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ;
11. Ce este un oxid amfoter? Dati un exemplu de astfel de oxid si scrieti reactiile prin care se evidentiaza caracterul amfoter.
12. Definiti oxoacizii, dati 3 exemple si denumiti-le.
13. Definiti hidracizii, dati 3 exemple si denumiti-le.
14. Dati exemple de 3 acizi tari si 3 acizi slabi. Precizati care este comportarea lor fata de apa.
15. Definiti sarurile, dati 3 exemple si denumiti-le.
16. Clasificati sarurile in functie de tipul de acid si baza de la care provin, dati cate un exemplu pentru fiecare caz si denumirile acestora.
17. Dati cate un exemplu de sare acida, sare neutra si sare bazica si denumirile acestora.
18. Dati cate 3 exemple de saruri solubile si saruri insolubile in apa si denumiti-le.
19. Ce este reactia de hidroliza? Dati un exemplu de astfel de reactie.

20. Scrieti hidroliza pentru fiecare tip de sare, in functie de tipul de acid si baza de la care provin. Precizati care nu hidrolizeaza.
21. Definiti combinatiile complexe. Dati 3 exemple de astfel de combinatii si denumiti-le.
22. Definiti solutiile omogene. Enumerati si definiti tipurile de concentratii.
23. Definiti sistemele coloidale. Dati 3 exemple de sisteme coloidale.
24. Raspandirea si formele apei in natura.
25. Proprietati fizice ale apei.
26. Apa ca solvent.
27. Enumerati principalele clase de compusi organici cu functiuni simple, dati cate un exemplu pentru fiecare caz si denumiti substanta data ca exemplu.
28. Ce sunt polimerii? Dati un exemplu de polimer sintetic si un exemplu de polimer natural.
29. Zaharide. Formulele glucozei si fructozei.
30. Formula chimica si structura celulozei.

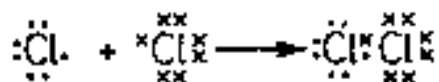
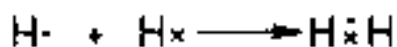
### VI.2.1.b. Rezolvarea subiectelor propuse pentru examenul de admitere – disciplina chimie

#### 1. Definiti legatura covalenta. Dati exemple de 3 compusi covalenti.

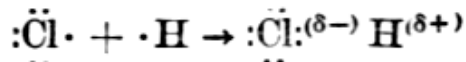
*Legatura covalenta* este legatura formata prin punerea in comun a unuia sau mai multor electroni de catre doi atomi, fiecare dintre acestia formandu-si structura stabila pe ultimul strat. Legatura covalenta este dirijata in spatiu, atomii ocupand pozitii fixe unul fata de altul; aceste pozitii nu se pot schimba nici prin modificarea starii de agregare a substantelor.

Se cunosc trei tipuri de covalente:

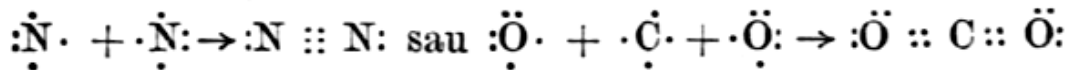
- **covalenta nepolara**, care se stabileste intre atomi de acelasi fel, cand perechea de electroni apartine in mod egal celor doi atomi legati: moleculele de H<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>;



- **covalenta polara**, care se stabileste intre doua specii diferite de atomi, fapt ce permite deplasarea electronilor de legatura catre atomul elementului mai electronegativ – HF, HCl, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>;

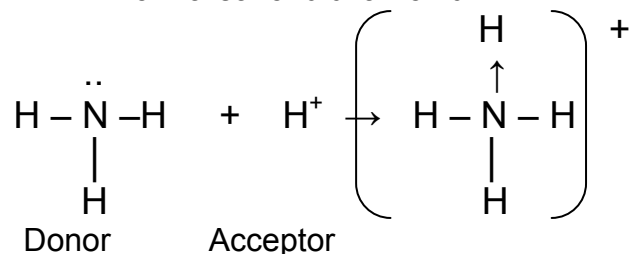


In cazul atomilor cu un numar mare de electroni neimperechiati se pot stabili legaturi multiple(duble,triple):



- **covalenta coordinativa**, in care unul din atomi poseda o pereche de electroni neparticipanti (atomul donor) pe care o „ofera”, o doneaza unui atom deficitar in electroni (atomul acceptor). Legatura covalenta coordinativa (donor-acceptor) explica formarea unor ioni anorganici ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ) si intr-o prima aproximare, formarea combinatiilor complexe.

Formarea ionului amoniu:



## 2. Definiti legatura ionica. Dati 3 exemple de compusi ionici.

Atomul incarcat cu sarcina electrica ce apare datorita numarului diferit de electroni din invelisul electronic in comparatie cu numarul protonilor din nucleu, se numeste ion. Transformarea unui atom in ion se numeste ionizare. Dupa semnul sarcinii electrice, ionii sunt de doua feluri:

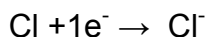
- ioni pozitivi, rezultati prin cedare de electroni;
- ioni negativi, rezultati prin acceptare de electroni.

Legatura chimica stabilita intre ioni de semn contrar se numeste legatura ionica sau electrovalenta. Deci, legaturile ionice sunt atractii electrostatice intre ioni cu semn contrar. Exemple de compusi ionici: NaCl,  $\text{CaCl}_2$ , LiF, MgO,  $\text{K}_2\text{O}$ , etc.

Alte definitii: a) legatura ionica este legatura formata prin cedare si acceptare de electroni intre metale (ex. metale alcaline si alcalino-pamantoase) si nemetale (halogeni si atomul de oxigen). Metalele au 1, 2 sau 3 electroni pe stratul exterior iar nemetalele 5, 6 sau 7 electroni; metalele cedeaza electroni iar nemetalele accepta electroni. b) Legatura ionica se formeaza prin transfer de electroni de la un metal la un nemetal.

Formarea clorurii de sodiu (NaCl) - se desfasoara în doua etape:

### 1. Formarea ionilor



### 2. Atractie electrostatica între ioni



Substanțele formate prin legătura ionică se numesc substanțe ionice. Ele sunt alcătuite din ioni care se neutralizează reciproc; raportul în care se găsesc ionii depinde de electrovalența. Ex. :în cazul NaCl raportul  $\text{Na}^+:\text{Cl}^- = 1:1$ .

### 3. Definiți legătura metalică. Explicați formarea legăturii metalice în cazul sodiului.

Metalele se deosebesc de celelalte elemente printr-o serie de proprietăți specifice. Manifestarea acestor proprietăți față de proprietățile substanțelor în care predomină legătura covalentă sau atracția electrostatică între ioni sugerează existența în metale a unei legături chimice de un tip special, denumită *legătura metalică*.

În rețeaua cristalină a metalelor, fiecare atom de metal este înconjurat de un număr mai mare de atomi decât numărul electronilor de valență. Modelele moderne ale teoriei legăturii metalice consideră că există o diferență între distribuția electronilor într-un atom izolat al unui metal și distribuția electronilor în cristalul de metal.

Asupra naturii chimice s-au emis diferite teorii, două dintre acestea fiind prezentate foarte succint în continuare:

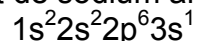
**1.) Teoria gazului electronic (Drude-Lorentz).** Aceasta consideră că electronii de valență ai atomilor de metal formează un “gaz” mobil – un “gaz” de electroni care difuzează prin rețeaua cristalină a metalului, ale cărei noduri sunt formate din “resturile” de atomi, respectiv de ioni pozitivi. Interacțiunea dintre ionii pozitivi și gazul electronic ar constitui legătura metalică.

Existența electronilor mobili în metale poate explica conductibilitatea termică și electrică foarte mare a acestora, dar este în contradicție cu unele observații experimentale, în special nu poate explica căldura specifică a metalelor.

**2.) Legătura metalică explicată prin MOM.** Prin această teorie metalul compact poate fi considerat drept o moleculă uriasă formată din atomi identici. Există astfel posibilitatea formării unor orbitali moleculari din orbitali atomici de același tip echivalenți.

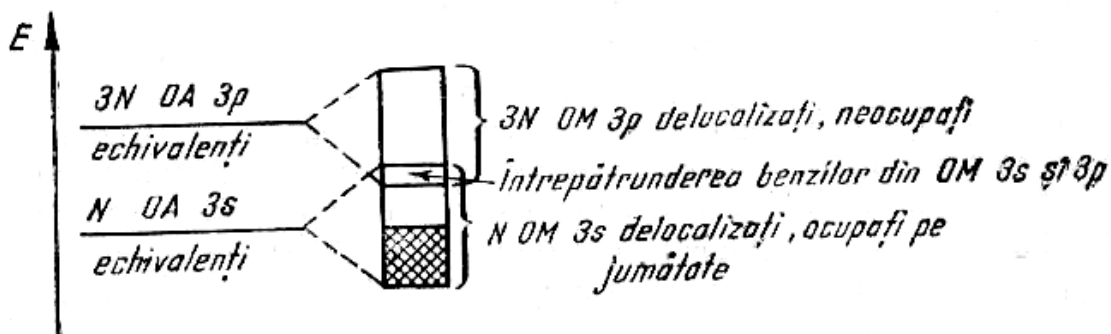
Considerând un mol de atomi ( $N = 6,023 \cdot 10^{23}$  atomi / mol), avem  $N$  orbitali atomici de același tip care în rețeaua metalică formează  $N$  orbitali moleculari, din care jumătate ( $N/2$ ) sunt de mai joasă energie (orbitali moleculari de legătură) și cealaltă jumătate ( $N/2$ ) sunt de energie înaltă (orbitali moleculari de antilegătură). Totalitatea nivelelor de energie care se găsesc într-o succesiune foarte strânsă formează o zonă sau bandă de energie.

Atomul izolat de sodium are configurația electronică:



Orbitalii interiori complet ocupați nu participă la formarea legăturii metalice. Orbitalii stratului de valență se întrepătrund astfel încât electronii de valență devin comuni întregului cristal. Apar zone sau benzi de energie mai largi care cuprind mai multe niveluri energetice, între care diferența de energie este foarte mică. Ocuparea cu electroni a nivelurilor într-o bandă se face conform principiului lui Pauli, câte 2 electroni cu spin opus. Un mol are deci  $N(3s) + 3N(3p)$  orbitali atomici care formează  $4N$  orbitali moleculari delocalizați. Cu electroni se vor ocupa  $N$  orbitali delocalizați formând așa numita bandă ocupată (BO). Rămâne astfel din banda energetică a orbitalilor moleculari un număr mare care formează banda de conducție (BC). Electronii în câmp electric pot

“migra” din BO in BC explicandu-se astfel conductibilitatea electrica si termica a metalelor:



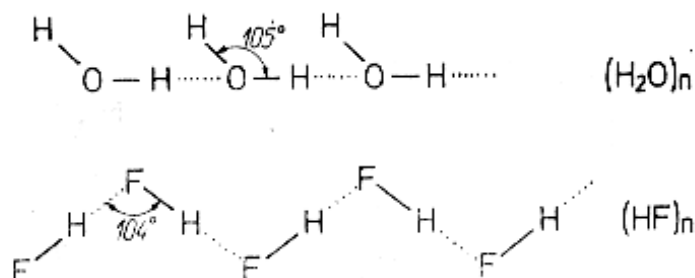
Existenta electronilor liberi in toate structurile metalice determina atat proprietatile exterioare caracteristice metalelor: opacitatea, luciul metalic si în majoritatea cazurilor culoarea lor cenusie, precum si buna conductibilitate electrica si termica.

#### 4. Definiti legatura de hidrogen. Dati exemple de 3 substante care participa la interactiilor prin legaturi de hidrogen.

Intre moleculele substantelor actioneaza interactiilor slabe, de natura fizica – interactiilor fizice; ele influenteaza proprietatile fizice ale substantelor moleculare si sunt modificate prin dizolvare sau schimbarea starii de agregare. Interactiile intermoleculare cuprind:

- legatura de hidrogen
- fortele van der Waals

S-a observat ca hidrurile elementelor din perioada a 2-a ( $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ) au puncte de fierbere cu mult mai mari decat hidrurile elementelor din perioada a 3-a, vecine lor în sistemul periodic. S-au observat „anomalii” si pentru alte proprietati fizice (punct de topire, densitate, caldura de vaporizare, etc.) ale acestor substante anorganice, precum si în cazul unor substante organice care contin în molecule grupe functionale precum  $-\text{OH}$ ,  $-\text{COOH}$  si  $-\text{NH}_2$ . Aceste anomalii au condus la ideea ca aceste molecule sunt unite între ele prin interactiilor slabe în asociatii moleculare de tipul  $(\text{HF})_n$ ,  $(\text{H}_2\text{O})_n$ ,  $(\text{NH}_3)_n$ . Cand atomi de hidrogen sunt legati de atomi puternic electronegativi, legaturile formate sunt puternic polarizate (transfer electronic important). Atomii de H ( $\delta^+$ ) se leaga de alti atomi puternic electronegativi ( $\delta^-$ ) si cu volum mic (F, O, N) ai unei molecule vecine. Aceste “legaturi” sunt puncti de hidrogen care conduc adesea la asociatii moleculare. Exemple de substante care participa la interactiilor prin legaturi de hidrogen:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}$ ,  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ,  $\text{CHCl}_3$ , etc.



## 5. Definiti fortele Van der Waals. Dati exemple de trei substante care participa la interactiile prin forte Van der Waals.

Fortele Van der Waals reprezinta interactiile de atractie sau respingere intre molecule sau intre parti ale aceleiasi molecule, diferite de cele datorate legaturilor covalente sau interactiilor electrostatice dintre ioni. Interactiile prin forte Van der Waals pot fi de mai multe tipuri:

- forte Keesom (de orientare) = forte dipol permanent – dipol permanent;
- forte Debye (de inductie) = forte dipol permanent – dipol indus;
- forte de dispersie London.

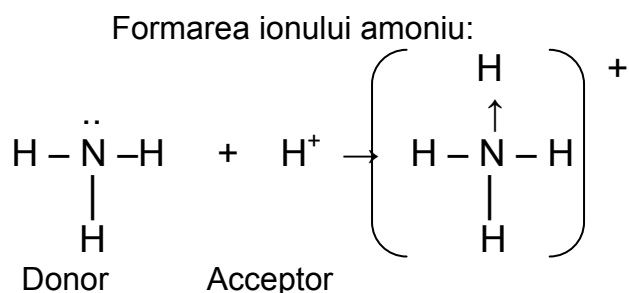
Exemple de substante care participa la interactiile prin forte Van der Waals: gaze nobile,  $N_2$ ,  $CH_4$ , halogeni, etc.

Cele 3 tipuri de forte Van der Waals actioneaza simultan, dar in proportie diferita; se pot manifesta intre molecule in paralel cu legatura de H. De exemplu, in apa se gaseste urmatoarea proportie: inductie - 4,1%, orientare - 76,9%, dispersie 19%, iar la amoniac: inductie - 5,4%, orientare - 44,6%, dispersie - 50%.

Fortele Van der Waals sunt forte intermoleculare slabe care se manifesta in functie de proprietatile moleculelor: polaritatea moleculelor ( $\mu$  – momentul de dipol) si polarizabilitatea lor ( $\alpha$ ). Ele se manifesta uniform in jurul moleculelor, nu sunt dirijate in spatiu, nu sunt saturate si actioneaza la distante foarte mici.

## 6. Definiti legatura covalenta coordinativa. Dati 3 exemple de compusi complexi.

*Legatura covalenta coordinativa*, sau legatura donor-acceptor, este un caz special al legaturii covalente, in care unul din atomi poseda o pereche de electroni neparticipanti (atomul donor) pe care o „ofera”, o doneaza unui atom deficitar in electroni (atomul acceptor). Legatura covalenta coordinativa (donor-acceptor) explica formarea unor ioni anorganici ( $H_3O^+$ ,  $NH_4^+$ ) si intr-o prima aproximare, formarea combinatiilor complexe.



Combinatiile complexe, compusii de coordinatie sau compusii coordinativi sunt compusi cu formula generala  $[ML_n]X_m$  unde:

- $[ML_n]_m^\pm$  = sfera de coordinare; specia complexa este indicata prin includerea ei in paranteza dreapta
- $X^\pm$  = sfera de ionizare, ioni din sfera exterioara

- $M^{n+}$  = generatorul de complex, atom sau ion central, în special ionii metalelor tranzitionale pot sa functioneze ca generatori de complecsi.
- L = ligand; o mare diversitate de specii neutre sau anionice mono- sau poliatomice care pot dona generatorului de complex perechi de electroni pot sa functioneze ca liganzi, ex.  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CN^-$ ,  $SCN^-$ ,  $F^-$ , etc.
- n = numar de coordinatie, N.C.; indica numarul de liganzi monodentati (concret de puncte coordinative ~ atomi donori) din sfera de coordinare si ia valori cuprinse între 2 si 12, mai frecvent 4 si 6 pentru majoritatea complecsilor ionilor metalelor tranzitionale.

In functie de suma sarcinilor ionului central si a liganzilor, combinatia complexa poate fi un cation, un anion sau o specie neutra. Exemple de compusi complecsi:  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ ,  $[Fe(C_2O_4)_3]K_3$ ,  $K[Au(OH)_4]$ ,  $[Al(OH_4)]Na$ ,  $[CoCl_2(NH_3)_4]Cl$ ,  $K[Ag(CN)_2]$ ,  $[Co(NO_2)(NH_3)_5][Co(NO_2)_4(NH_3)_2]_2$ , etc.

## 7. Definiti oxizii. Dati 3 exemple de oxizi metalici, 3 exemple de oxizi nemetalici si denumiti-i.

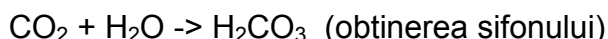
Compusii binari ai oxigenului cu alte elemente, metale sau nemetale, se numesc oxizi. Formula generala a oxizilor este  $E_2^nO_n^{II}$ .

Dupa compozitie, oxizii se clasifica in doua categorii:

- *Oxizi metalici*: Sunt oxizi in a caror compozitie intra atomi de oxigen si atomi de metal. Exemple de oxizi metalici:  $Li_2O$  (oxid de litiu),  $Na_2O$  (oxid de sodiu),  $K_2O$  (oxid de potasiu),  $MgO$  (oxid de magneziu),  $CaO$  (oxid de calciu),  $Al_2O_3$  (oxid de aluminiu),  $Fe_2O_3$  (oxid feric),  $FeO$  (oxid feros),  $CuO$  (oxid cupric),  $Cu_2O$  (oxid cupros), etc. Se mai numesc oxizi bazici deoarece in reactie cu apa formeaza baze.



- *Oxizi nemetalici*. Sunt oxizi in a caror compozitie intra atomi de oxigen si atomi de nemetal. Exemple de oxizi nemetalici:  $N_2O_3$  (trioxid de azot),  $NO_2$  (dioxid de azot),  $P_2O_3$  (trioxid de fosfor),  $P_2O_5$  (pentoxid de fosfor),  $CO$  (monoxid de carbon),  $CO_2$  (dioxid de carbon),  $SO_2$  (dioxid de sulf),  $SO_3$  (trioxid de sulf), etc. Se mai numesc oxizi acizi deoarece in reactie cu apa formeaza acizi.

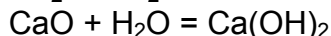


## 8. Definiti oxizii bazici si oxizii acizi. Dati cate un exemple de reactie cu apa pentru fiecare caz.

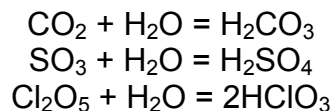
Compusii binari ai oxigenului cu alte elemente, metale sau nemetale, se numesc oxizi. Formula generala a oxizilor este  $E_2^nO_n^{II}$ .

Dupa proprietati, oxizii se clasifica in urmatoarele categorii:

- *Oxizii bazici* sunt combinatii ale metalelor cu oxigenul care, in reactia cu apa, conduc la formarea de baze.



- *Oxizii acizi* sunt combinatii ale nemetalelor cu oxigenul care, in reactia cu apa, formeaza acizi.

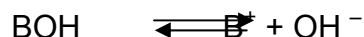


- Oxizii amfoteri sunt ale metalelor amfotere cu oxigenul. Ei pot reactiona atat cu acizii, cat si cu bazele (ex.  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ).

### 9. Definiti bazele si scrieti formula lor generala. Dati 3 exemple de baze si denumiti-le.

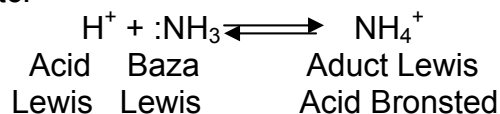
Definitia cea mai simpla este aceea ca bazele sunt compusi continand un ion metalic si una sau mai multe grupe hidroxil. Formula lor generala este  $\text{M}(\text{OH})_n$ , unde n este valenta metalului. Prin proprietatile sale  $\text{NH}_3$  (amoniac) este o baza desi nu are grupe hidroxil. Compusii aminici sunt baze de asemenea.

*Definitia Arrhenius:* baza – substanta care în solutie apoasa sau în topitura elibereaza ioni de hidroxil si cationi:



*Definitia Broensted:* baza – substanta (molecula sau ioni), care în interactiunea cu un acid (adesea o molecula de apa) accepta ioni de hidrogen (protoni) – acceptor de protoni –  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $[\text{Fe}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ , etc.

*Definitia Lewis:* baza – specii chimice care cedeaza perechi de electroni (specii chimice nucleofile, specii chimice cu cel pusin o pereche de electroni liberi) – donori de electroni –  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}^-$ ,  $\text{F}^-$ , etc.



Exemple de baze:  $\text{NaOH}$  (hidroxid de sodiu),  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (hidroxid de magneziu),  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (hidroxid de calciu),  $\text{KOH}$  (hidroxid de potasiu),  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (hidroxid feros) ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (hidroxid feric), etc.

### 10. Sa se ordoneze in functie de cresterea tarii bazice urmatoarele siruri:

- $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ;
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ .

### 11. Ce este un oxid amfoter? Dati un exemplu de astfel de oxid si scrieti reactiile prin care se evidentiaza caracterul amfoter.

Oxizii amfoteri sunt combinatii ale metalelor amfotere cu oxigenul. Ei pot reactiona atat cu acizii, cat si cu bazele. Aceste substante, amfolitii, se comporta ca acizi fata de baze, respectivi ca baze fata de acizi.

Oxidul de aluminiu,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :

- reactia cu acizii:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- reactia cu bazele:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

Reactiile in solutie se scriu ca mai jos (exemplu pentru oxidul de zinc,  $\text{ZnO}$ ):

- reactia cu acizii:  $\text{ZnO} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} = \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$



- reactia cu bazele:  $\text{ZnO} + 2\text{HO}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

## 12. Definiti oxoacizii. Dati 3 exemple si denumirea.

Oxoacizii sunt combinatii acide formate din ioni de hidrogen si un radical acid care contine cel putin un atom de oxigen.

Oxoacizii au formula generala  $\text{H}_n\text{EO}_{m+n}$  si contin atomi de hidrogen ionizabili legati de atomul central prin intermediul atomilor de oxigen. Se clasifica astfel:

- Oxoacizi simpli:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , etc.
- Poliacizi:  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  (acid tetraboric),  $\text{H}_4\text{S}_2\text{O}_7$  (acid disulfuric),  $\text{H}_7[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$  (acid fosfomolibdenic), etc.
- Peroxoacizi:  $\text{H}_2\text{SO}_5$  (acid peroxosulfuric),  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_{12}$  (acid peroxocromic), etc.
- Aquacizi:  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ , etc.

Prin incalzire, oxoacizii se descompun in oxidul elementului central (anhidrida acida) si apa.



Exemple de oxoacizi:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (acid sulfuric),  $\text{H}_3\text{PO}_3$  (acid fosforos),  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (acid fosforic),  $\text{HNO}_3$  (acid azotic),  $\text{HClO}$  (acid hipocloros),  $\text{HClO}_2$  (acid cloros),  $\text{HClO}_3$  (acid cloric),  $\text{HClO}_4$  (acid percloric), etc.

## 13. Definiti hidracizii. Dati 3 exemple si denumirea.

Hidracizii, sau acizii binari, sunt combinatii ale nemetalelor cu hidrogenul. Au formula generala  $\text{H}_x\text{E}_y$  si contin numai atomi de hidrogen ionizabili si atomi ai elementului electronegativ. Hidracizii, neavand oxigen in molecula, nu dau anhidride acide prin descompunere.

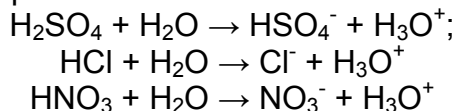
Exemple de hidracizi:  $\text{HFl}$  (acid fluorhidric),  $\text{HCl}$  (acid clorhidric),  $\text{HBr}$  (acid bromhidric),  $\text{H}_2\text{S}$  (acid sulfhidric).

## 14. Dati exemple de 3 acizi tari si 3 acizi slabi. Precizati care este comportarea lor in prezenta apei.

Acizii care in solutie apoasa pot fi considerati practic total ionizati in ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  si in baza conjugata se numesc acizi tari. Exemple de acizi tari:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HClO}_4$ .

Acizii care in solutie apoasa nu sunt ionizati complet se numesc acizi slabi. exemple de acizi slabi:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

In solutiile de acizi slabi se gasesc intotdeauna impreuna ionii proveniti din ionizarea acidului cu molecule de acid neionizate. Spre deosebire de acizii slabi, acizii tari disociaza total in prezenta apei:



## 15. Definiti sarurile. Dati 3 exemple si denumiti-le.

Sarurile sunt substante compuse formate din unul sau mai multi ioni metalici si radicali acizi.

Dupa natura radicalului acid de provenienta, sarurile se pot clasifica astfel:

- *saruri neutre*

NaCl - clorura de sodiu

CaCO<sub>3</sub> - carbonat de calciu

CuSO<sub>4</sub> - sulfat de cupru (II)

Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> - sulfat feric

MgS - sulfura de magneziu

NaNO<sub>3</sub> - azotat de sodiu

- *saruri acide*

NaHCO<sub>3</sub> - carbonat acid de sodiu

Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> - carbonat acid de calciu

NaHSO<sub>4</sub> - sulfat acid de sodiu

- *saruri bazice*

Cu<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = CuCO<sub>3</sub> Cu(OH)<sub>2</sub> (carbonat bazic de cupru),

Pb<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(OH)<sub>2</sub> = PbCO<sub>3</sub> Pb(OH)<sub>2</sub> (plumb alb sau carbonat bazic de plumb),

Mg(OH)Cl (clorura bazica de magneziu).

### **16. Clasificati sarurile in functie de tipul de acid si baza de la care provin, dati cate un exemplu pentru fiecare caz si denumirea:**

Sarurile sunt substante compuse formate din unul sau mai multi ioni metalici si radicali acizi.

Dupa taria acidului si bazei din care se obtin, sarurile se pot clasifica astfel:

- Saruri provenite de la un acid tare si o baza tare: NaCl (clorura de sodiu), K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (sulfat de potasiu), KNO<sub>3</sub> (azotat de potasiu), etc.
- Saruri provenite de la un acid slab si o baza tare: Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (carbonat de sodiu), KNO<sub>2</sub> (azotit de potasiu), CH<sub>3</sub>COONa (acetat de sodiu), etc.
- Saruri provenite de la un acid tare si o baza slaba: NH<sub>4</sub>Cl (clorura de amoniu), (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (sulfat de amoniu).
- Saruri provenite de la un acid slab si o baza slaba: HCOONH<sub>4</sub> (formiat de amoniu), CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub> (acetat de amoniu).

### **17. Dati cate un exemplu de sare acida, sare neutra si sare bazica si denumirea.**

Saruri acide: NaHCO<sub>3</sub> (carbonat acid de sodiu sau bicarbonat de sodiu), KHSO<sub>4</sub> (sulfat acid de potasiu) NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> (fostat acid de sodiu).

Saruri neutre: MgSO<sub>4</sub> (sulfat de magneziu), CaCO<sub>3</sub> (carbonat de calciu), Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (fosfat de sodiu), Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> (sulfat de aluminiu), KClO<sub>4</sub> (perclorat de potasiu).

Saruri bazice: Cu<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = CuCO<sub>3</sub> Cu(OH)<sub>2</sub> (carbonat bazic de cupru), Pb<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(OH)<sub>2</sub> = PbCO<sub>3</sub> Pb(OH)<sub>2</sub> (plumb alb sau carbonat bazic de plumb), Mg(OH)Cl (clorura bazica de magneziu).

### **18. Dati cate 3 exemple de saruri solubile si saruri insolubile in apa si denumirea.**

Saruri solubile in apa: NaCl (clorura de sodiu), Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (sulfat de sodiu), NaHCO<sub>3</sub> (carbonat acid de sodiu), NaNO<sub>3</sub> (azotat de sodiu), NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> (azotat de amoniu), CaCl<sub>2</sub> (clorura de calciu).

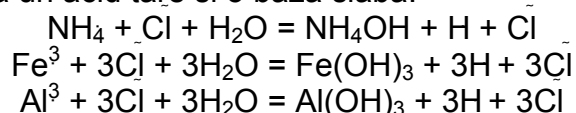
Saruri insolubile in apa: AgCl (clorura de argint), AgBr (bromura de argint), BaSO<sub>4</sub> (sulfat de bariu), CdS (sulfura de cadmiu), ZnS (sulfura de zinc).

### 19. Ce este reactia de hidroliza? Dati un exemplu de astfel de reactie.

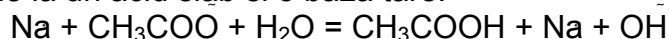
*Hidroliza (disocierea hidrolitica)* este procesul chimic invers neutralizarii prin care moleculele sau ionii unei sari reactioneaza cu moleculele de apa si cu ionii apei (ioni H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> si OH<sup>-</sup>, rezultati in concentratie mica, 10<sup>-7</sup> ioni-g/l, prin ionizarea reversibila a apei).

Exemple de reactii de hidroliza:

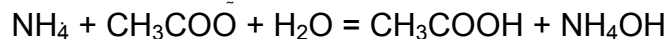
a) Saruri provenite de la un acid tare si o baza slaba:



b) Saruri provenite de la un acid slab si o baza tare:



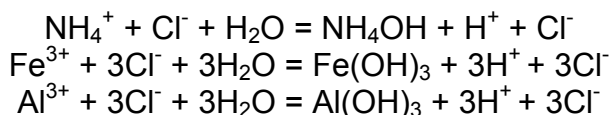
c) Saruri provenite de la un acid slab si o baza slaba:



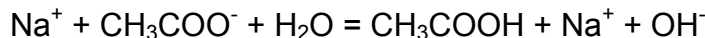
### 20. Scrieti reactia de hidroliza pentru fiecare tip de sare, in functie de tipul de acid si baza de la care provin. Precizati care anume nu hidrolizeaza.

Dupa natura sarii dizolvate in apa, hidroliza poate decurge astfel:

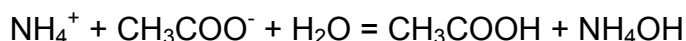
a.) Cand *sarea provine de la un acid tare si o baza slaba*, numai cationul reactioneaza cu apa si hidroliza conduce la formarea unei baze slabe putin disociate si a acidului tare. Datorita formarii acidului tare complet disociat solutia rezultata va avea caracter acid. Exemple:



b.) *Sarea provine de la un acid slab si o baza tare*; in acest caz numai anionul reactioneaza cu apa si hidroliza conduce la formarea unui acid slab putin disociat si a unei baze tari total disociate care imprima solutiei caracter bazic:



c.) Cand *sarea provine de la un acid slab si o baza slaba*, atat cationul cat si anionul sarii reactioneaza cu apa (schimba protoni). Se formeaza acidul slab si baza slaba iar solutia rezultata va avea caracter slab acid, slab bazic sau neutru in functie de constanta de aciditate a acidului, respectiv cea de bazicitate a bazei.



d.) Solutiile *sarurilor provenite de la acizi tari si baze tari* (de ex. NaCl) au caracter neutru, deoarece aceste saruri nu hidrolizeaza.

## 21. Definiti combinatiile complexe. Dati 3 exemple de astfel de combinatii si denumiti-le.

*Combinatiile complexe, compusii de coordinatie sau compusii coordinativi* sunt compusi de ordin superior cu formula generala  $[ML_n]X_m$  unde:

- $[ML_n]m_{\pm}$  = sfera de coordinare; specia complexa este indicata prin includerea ei in paranteza dreapta
- $X_{\pm}$  = sfera de ionizare, sfera exterioara
- M = generatorul de complex, atom sau ion central; aproape toate elementele sistemului periodic, dar in special ionii metalelor tranzitionale pot sa functioneze ca generatori de complecsi.
- L = ligand; o mare diversitate de specii neutre sau ionice mono- sau poliatomice care pot dona generatorului de complex perechi de electroni pot sa functioneze ca liganzi.
- n = numar de coordinatie, N.C.; indica numarul de liganzi monodentati (concret de puncte coordinative ~ atomi donori) din sfera de coordinare si ia valori cuprinse intre 2 si 12, mai frecvent 4 si 6 pentru majoritatea complexilor ionilor metalelor tranzitionale.

Exemple de combinatii complexe:  $Na[Al(OH)_4]$  (tetrahidroxoaluminat de sodiu),  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$  (tricolorura hexaamnei de cobalt (III)),  $K_4[Fe(CN)_6]$  (hexacianoferat de potasiu),  $[Co(NO_2)_3(NH_3)_3]$  (triaminotrinitrocobalt (III)).

## 22. Definiti solutiile. Enumerati si definiti tipurile de concentratii.

Solutiile sunt amestecuri omogene formate din doua sau mai multe substante. Dupa starea de agregare, solutiile se clasifica in

- solutii gazoase
- solutii lichide
- solutii solide

Solutiile propriu-zise sunt solutiile lichide. Ele sunt formate dintr-un solvent (dizolvant) in care se dizolva complet unul sau mai multi solvati (substanta dizolvata).

Cantitatea de substanta dizolvata intr-o anumita cantitate (volum) de solutie sau dizolvant reprezinta *concentratia* solutiei respective. Solutiile sunt caracterizate de diferite tipuri de concentratii:

- *Concentratia procentuala* reprezinta masa de substanta dizolvata in 100 de grame de solutie;  $C\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$  ;
- *Concentratia molară* reprezinta numarul de moli de substanta dizolvata intr-un litru de solutie;  $C_M = \frac{v}{V_s(L)} = \frac{m_d}{M \cdot V_s}$  ;

- *Concentratia normala* reprezinta numarul de echivalenti de substanta dizolvata intr-un litru de solutie;  $C_N = \frac{e}{V_S(L)} = \frac{m_d}{E_g \cdot V_S}$ ;
- *Titrul* reprezinta masa in grame de substanta dizolvata intr-un  $\text{cm}^3$  de solutie:  $T = \frac{m_d}{V_S(\text{cm}^3)}$

### 23. Definiti sistemele coloidale. Dati 3 exemple de sisteme coloidale.

Sistemele coloidale sunt sisteme eterogene de un tip special, formate din solide dispersate, la dimensiuni nanometrice, intr-un lichid. Se mai numesc si soluri. Sistemele coloidale sunt caracterizate prin suprafete de separatie dintre faze extrem de mari. Aceasta caracteristica se obtine prin *dispersarea* (faramitarea, maruntirea) uneia dintre fazele existente; se obtine un *sistem dispers*. În cazul cel mai simplu al sistemului va exista o *faza dispersata*, constituita din mici particule, raspandite în cealalta faza, denumita *mediu de dispersie*.

*Sistemele coloidale tipice* sunt acele sisteme disperse în care faramitarea este atat de avansata, încat dimensiunile particulelor denumite coloidale sunt cuprinse în intervalul  $10^{-5} - 10^{-7}$  cm; ele se numesc si ultramicroeterogene. Sistemele disperse cu particule mai mari  $10^{-3} - 10^{-5}$  cm sunt numite *sisteme microeterogene*. Ele au proprietati analoage celor coloidale tipice. O categorie speciala o formeaza *coloizii de asociatie sau semicoloizii*. În acest caz, la concentratii mici sistemul este o solutie (omogena); la concentratii mai mari, moleculele substantei se asociaza, luand nastere particule similare cu cele coloidale.

Proprietatile esentiale ale substantelor coloidale sunt determinate de marea lor suprafata de separatie.

Exemple de sisteme coloidale: sisteme coloidale liofobe: micela de iodura de argint, apa cu rugina de la robinet, latex dispersat in apa; sisteme coloidale macromoleculare: proteine, acizi nucleici, polimeri; micelle de asociatie (surfactanti); aerosoli: insecticide spray-uri, ceata, nori; aerosoli solizi: fum, praf; emulsii: maioneza, lotiuni cosmetice, lapte; soluri: vopsea, cerneala, detergenti.

### 24. Raspandirea si formele apei in natura.

În conditii standard de temperatura si presiune, apa este un lichid. Ea insa poate exista in trei stari diferite de agregare, trecand cu relativa usurinta (pe Terra) dintr-una in alta: lichida, gazoasa (vapori) si solida (gheata).

Unitatile geografice ale hidrosferei, respectiv sistemele teritoriale in care e organizata apa sunt: oceanele, marile, apele curgatoare, lacurile si apele subterane, ghetarii. Apa intra inasa si in componenta altor invelisuri ale Pamantului, cu care hidrosfera propriu-zisa se gaseste intr-un permanent schimb (circuit). Este vorba de apa din atmosfera (sub forma de vapori), din biosfera (80% din materia vie este compusa din apa), din rocile scoartei (ca apa libera sau legata chimic) si din sol.

Apa determina natura lumii fizice si biologice pe planeta noastra si reprezinta cea mai importanta substanta chimica. Apa este un constituent major al corpului animal si

al mediului inconjurator in care traim. In industria chimica, apa se foloseste ca materie prima, ca mijloc de racire si de incalzire, in procesele de dizolvare, recristalizare, purificare, distilare, hidroliza, ca mediu de reactie, etc.

Apa este cea mai raspandita substanta in natura. Ea se gaseste in toate cele trei stari de agregare: sub forma de vapori in atmosfera, sub forma lichida in rauri, mari si oceane si sub forma solida in zapada si gheata. In scoarta Pamantului se gaseste apa de infiltratie si mari cantitati de apa legata sub forma de apa de constitutie sau de cristalizare in diferite minerale.

Apa naturala sau bruta nu este niciodata pura; ea este impurificata cu oxigen, azot, amoniac, dioxid de carbon, oxizi de azot, hidrogen sulfurat, dioxid de sulf si unele substante organice.

Apa raurilor dizolva sarurile a caror natura depinde de compozitia straturilor pe care le intalneste. Astfel, apa dizolva carbonatii sub forma de carbonati acizi, sulfati de calciu si magneziu, formand ape dure. Apa marilor contine saruri de sodiu, potasiu, magneziu, calciu si sub forma dizolvata.

Dupa compozitia chimica a sarurilor care predomina, apele naturale pot fi ape calcaroase, care contin saruri de calciu, ape feruginoase, care contin suspensii de hidroxid de fier, ape alcaline care contin carbonati acizi alcalini si alcalino-pamantosi, ape selentioase, care contin sulfati de calciu si magneziu.

## 25. Proprietati fizice ale apei.

In conditii standard de temperatura si presiune (25°C si 1 atm), apa este un lichid incolor, inodor si insipid. La 0°C si 1 atm, ea trece in stare solida, iar la 100°C si presiune normala, in stare de vapori. In stare de vapori, moleculele de apa sunt neasociate, iar in stare lichida si solida, ele sunt asociate prin legaturi de hidrogen.

Apa in stare lichida prezinta o serie de proprietati anormale, datorate asocierii moleculelor prin legaturi de hidrogen. Astfel, densitatea apei are valoarea maxima la 4°C, in loc sa scada continuu cu temperatura, asa cum se intampla la celelalte lichide. La 0°C apa se solidifica, marindu-si volumul cu 9%, gheata fiind mai usoara decat apa, pe care pluteste. Caldura specifica mare a apei (4,18 J/g) are un rol termoregulator, temperatura marilor si oceanelor schimbandu-se mai lent decat cea a solului. Caldura latentă de vaporizare este, de asemenea, anormal de mare (40,7 kJ/mol). In stare pura, ca urmare a unei ionizari proprii extrem de reduse, apa are o conductibilitate electrica foarte mica,  $K=1,04 \cdot 10^{-14}$  la 25°C.

De asemenea, apa este transparenta lasand sa treaca lumina vizibila si nu absoarbe efectiv in aceasta zona de lungimi de unda decat atunci cand se gaseste in straturi groase (zeci de metri in lacuri sau mari). Acest fapt permite dezvoltarea vietii in mediul apos. Apa este opaca pentru radiatiile infrarosii si absoarbe moderat radiatiile ultraviolete.

Apa necesara omului se numeste *apa potabila*. Apa potabila are un grad ridicat de puritate (nu trebuie sa contina bacterii sau substante toxice). In conformitate cu STAS 1342-1953 apa potabila trebuie :

- sa fie limpede, incolora, inodora si insipida;
- sa aiba temperatura intre 7 si 15°C si sa nu varieze mult in timpul anului;
- sa nu contina materii straine sau germeni patogeni ;

- sa contina aer sau CO<sub>2</sub> in solutie;
- substantele dizolvate, raportate la un litru, trebuie sa se incadreze intre anumite limite;
- sa nu contina azotiti sau sulfuri, saruri metalice, precipitate cu H<sub>2</sub>S sau cu (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S, cu exceptia micilor cantitati de Fe, Al, Mn;
- sa nu contina NH<sub>3</sub> sau fosfati care pot proveni prin contaminarea apei cu substante organice in putrefactie si nici metan.

## 26. Apa ca solvent.

Apa este cel mai important dintre toti solventii utilizati in tehnica sau in natura. Este un solvent polar, iar solubilitatea substantelor in apa se datoreaza fie existentei in molecula acestora de grupe -OH capabile sa formeze legaturi de hidrogen cu moleculele de apa, fie caracterului polar al unor ioni apti sa se inconjoare cu molecule de apa prin forte ion-dipolice. Apa dizolva electroliti (acizi, baze si saruri), formand solutii in care acesti compusi sunt ionizati. De asemenea, apa dizolva numeroase substante, atat anorganice cat si organice, care contin atomi capabili de a forma legaturi de hidrogen cu moleculele H<sub>2</sub>O. Numeroase reactii au loc in solutie apoasa. Printre acestea au o deosebita, insemnatate reactiile biochimice din organismele vii, care la un loc constituie viata.

Solubilizarea are loc datorita formarii unor legaturi slabe intre moleculele solutului si ale solventului. Fenomenul se numeste *solvatare*, iar cand solventul este apa, *hidratare*. Hidratarea are loc prin formarea unor legaturi de hidrogen, in cazul substantelor neionizate, fie a unor atractii ion-dipoli; cand solutul este compus din ioni.

In solutiile compusilor ionici, ionii de semn contrar raman, intr-o mare masura, despartiti (nu formeaza perechi sau asociatii de ioni), in primul rand din cauza constantei dielectrice mari a apei. Acesta nu este insa singurul factor care determina solubilitatea mare a electrolitilor in apa. Unele lichide a caror constanta, dielectrica este mai mare decat a apei nu sunt solventi buni pentru electroliti. Solubilitatea in apa a compusilor ionici este determinata de puterea mare a apei de a solvata ionii. Fiecare ion se inconjoara de molecule de apa. Moleculele apei, datorita momentului lor electric ( $\mu = 1,84 \text{ D}$ ) sunt orientate, in cazul cationilor, cu oxigenul (polul negativ) spre ion, iar in cazul anionilor cu un atom de hidrogen spre ion, in aceste interactiuni solut-solvent, se degaja *calduri de hidratare* considerabile; de acelasi ordin de marime cu energiile de retea. Un ion se solvateaza cu atat mai puternic (numarul de molecule legate si caldura degajata sunt cu atat mai mari) cu cat volumul ionului este mai mic si sarcina electrica mai mare.

## 27. Enumerati principalele clase de compusi organici cu functiuni simple, dati cate un exemplu din fiecare clasa si denumiti substanta data ca exemplu.

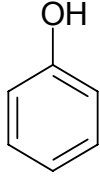
Compusii organici se pot clasifica astfel:

- hidrocarburi – contin doar carbon si hidrogen, R-H;
- compusi cu functiuni simple – sunt compusii in care unul sau mai multi atomi de hidrogen sunt inlocuiti cu un alt atom sau grupare de atom, numita grupa functionala, R-X;

- compusi cu functiuni mixte – in care coexista doua sau mai multe grupe functionale diferite in aceeasi molecula, X-R-Y.

*Derivati halogenati:* CH<sub>3</sub>-Cl (clorura de metil sau clorometan); CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-Br (bromura de etil sau bromoetan)

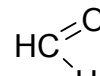
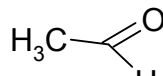
*Alcooli:* CH<sub>3</sub>-OH (metanol sau alcool metilic), C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>-OH (etanol sau alcool etilic)



*Fenoli:* (fenol)

*Amine:* CH<sub>3</sub>-NH<sub>2</sub> (metil amina), C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>-NH<sub>2</sub> (etil amina), CH<sub>3</sub>-NH-CH<sub>3</sub> (dimetil amina).

*Nitroderivati:* CH<sub>3</sub>-NO<sub>2</sub> (nitrometan)

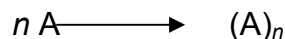
*Aldehyde:*  (aldehida formica sau formaldehida),  (aldehida acetica sau acetaldehida).

*Cetone:*  (acetona sau dimetil-cetona),  (metil-etil-cetona).

*Acizi carboxilici:* CH<sub>3</sub>COOH (acid acetic), HCOOH (acid formic).

## 28. Ce sunt polimerii? Dati un exemplu de polimer sintetic si un exemplu de polimer natural.

Prin polimerizare se intelege unirea mai multor molecule de acelasi fel pentru a forma macromolecule (polimeri) cu aceeasi compozitie elementara ca si compusul initial:



Substantele care se polimerizeaza se numesc *monomeri*, iar produsele de polimerizare se numesc *polimeri* (macromolecule). „*n*” se numeste *grad de polimerizare* si reprezinta numarul de molecule de monomer intrate in reactie. In cazul in care la polimerizare participa monomeri diferiti, polimerizarea este mixta si se numeste *copolimerizare*:



Conditia ce trebuie indeplinita de un monomer care participa la reactia de polimerizare este de a fi nesaturat, adica sa prezinte cel putin o legatura dubla.

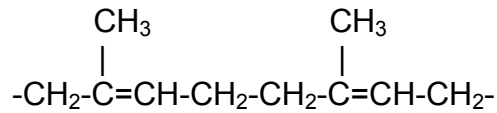
Dupa provenienta, polimerii se clasifica astfel:

- polimeri naturali: cauciuc natural, celuloza;
- polimeri sintetici: polietena, polistiren, policlorura de vinil.

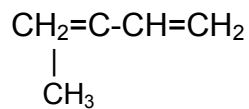
*Cauciuc natural:* Din punct de vedere chimic, cauciucul natural este o hidrocarbura macromoleculara, cu formula bruta (C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>)<sub>n</sub>, unde *n* variaza intre 1000 si 5000.



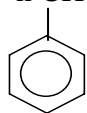
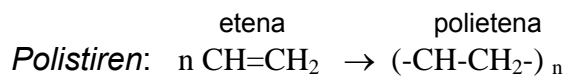
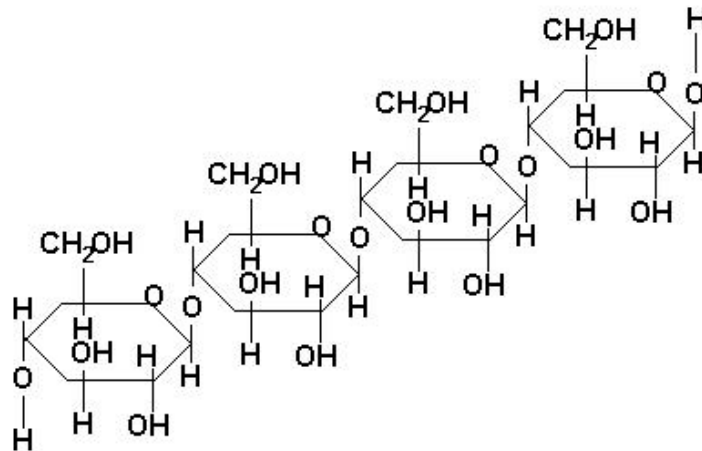
Moleculele cauciucului sunt formate din catene lungi ce au ca si component structural de baza izoprenul:



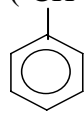
Izoprenul, produs in celulele arborelui de cauciuc in urma unor procese biochimice asemanatoare celor prin care se formeaza rasina in conifere, are formula bruta: C<sub>5</sub>H<sub>8</sub> sau 2-metil-butadiena:



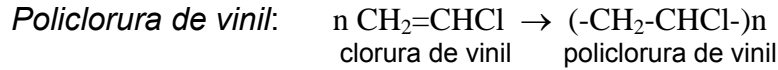
*Celuloza:* Celuloza este o substanta organica, un polimer sau mai specific o polizaharida care este formata din peste 3 000 de molecule de glucoza. Are formula generala (C<sub>6</sub>H<sub>10</sub>O<sub>5</sub>)<sub>n</sub>, unde n variaza între 700 - 800 si 2500 – 3000. Celuloza este formata din molecule de glucoza unite în pozitia 1-4.



stiren



polistiren



## 29. Zaharide. Formulele glucozei si fructozei.

Zaharidele (hidratii de carbon sau glucide) sunt compusi organici, in a caror molecula intra trei elemente - carbon, oxigen si hidrogen, iar raportul dintre numarul de atomi de hidrogen si oxigen este de 2:1 ca si în apa. Formula lor generala este  $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$ .

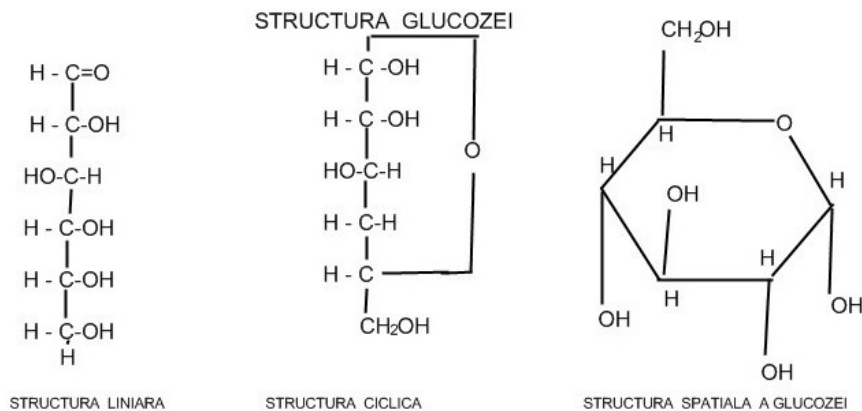
Clasificarea zaharidelor:

- 1) monozaharide (glucoza, fructoza)
- 2) oligozaharide (zaharoza)
- 3) polizaharide (amidon, celuloza)

Cel mai raspândit reprezentant al monozaharidelor, o hexoza, este *glucoza*.

Glucoza este compusul organic, apartinand clasei monozaharidelor, care are formula chimica  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Desi are aceeasi formula chimica, fructoza este diferita fata de glucoza prin modul de legare a atomilor. Astfel, glucoza are o singura grupare de alcool primar, pe cand fructoza are doua grupari de alcool primar.

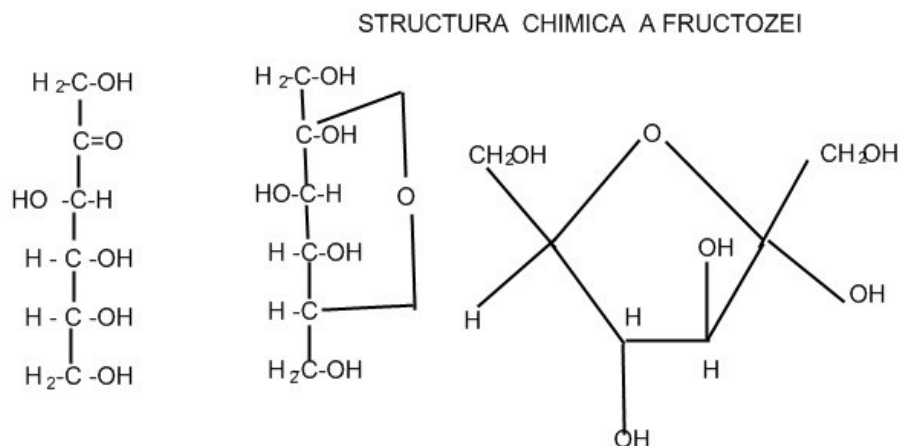
Glucoza este o monoglucida larg raspandita în natura, unde se gaseste libera sau în componenta unor substante complexe. Aceasta glucida simpla, este esentiala pentru viata plantelor, animalelor si a omului. Molecula de glucoza este o hexoza (contine 6 atomi de carbon), avand formula generala:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  si prezinta urmatoarea structura:



În lumea vegetala, glucoza este prezenta în toate organele plantelor, gasindu-se în concentratii mai mari în fructele si legumele dulci. Produsele naturale cele mai bogate în glucoza sunt mierea si strugurii. Glucoza are 75% din puterea de îndulcire a fructozei (care este luata ca unitate). Cele mai dulci fructe (piersicile, pepenii, perele, etc.), nu contin cantitati asa de mari de glucoza, gradul ridicat de "dulce" fiind dat de fructoza. Din glucoza se formeaza numeroase oligoglucide si poliglucide (zaharoza, lactoza, amidon, glicogen, etc.). Ozidele constituite din glucoza, sunt larg raspandite atat în regnul vegetal, cat si în cel animal. Glucoza necesara omului poate provenii direct din sursele exogene bogate în acest monozaharid, din hrana ce contine compusi

organici cu continut de glucoza, dar si din alti compusi (lipide, proteine, glicozizi, etc.), în urma unor reactii ce au loc în organism.

Un alt reprezentant al hexozelor este *fructoza*, care este o cetona-alcool cu urmatoarea structura:



### 30. Formula chimica si structura celulozei.

Celuloza este polizaharida cea mai raspindita in natura. Impreuna cu lignina si alte substante necelulozice, celuloza formeaza peretii celulelor vegetale si da plantei rezistenta mecanica si elasticitate. Procentual celuloza din plante variaza in limite foarte largi: 7-10% pentru unele plante leguminoase, 40-50% in paie de cereale sau stuf, 40-60% in masa lemnoasa a diferitelor specii de arbori, pina la 85-99% in plante textile. Formarea celulozei in plante este rezultatul unui proces de biosinteza fotochimica. Celuloza se obtine in general din bumbac, lemn, stuf si paie. Celuloza este o substanta solida, amorfa, de culoare alba, insolubila in apa sau in solventi organici, solubila in hidroxid tetraaminocupric,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$  (reactiv Schweizer). La incalzire se carbonizeaza fara sa se topeasca. Nu are gustul dulce caracteristic zaharidelor.

Formula chimica a celulozei este  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$  unde  $n$  variaza între 700 - 800 si 2500 - 3000. Celuloza este formata din molecule de glucoza unite in pozitia 1-4. Este o substanta organica, un polimer sau mai specific o polizaharida care este formata din peste 3 000 de molecule de glucoza. Un polimer este o macromolecula formata din molecule mai mici care se repeta (glucoza in acest caz). Acest lucru explica faptul ca structura celulozei este formata din molecule de glucoza sau  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Mai jos este redat un fragment din molecula de celuloza.

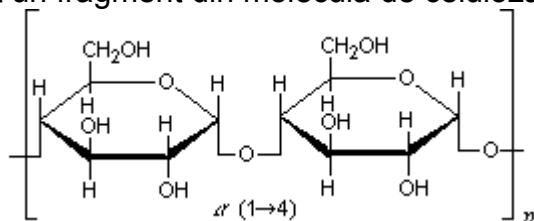


Figure 1