



Școala Creștină "Filadelfia" - Cl. I-XII

Str. Narciselor, nr. 5E - Suceava Tel/fax: 0230-531205
www.filadelfia.ro office@filadelfia.ro O.P. 6 C.P. 50

Cod fiscal: 14687487 Cont: 251105182340021165015 Banca: Banc Post - Suceava

CHIMIE

clasa a IX-a

frecvență redusă

Semestrul al II - lea

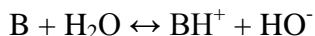
prof. Bucaciuc Camelia

REACTII PROTOLITICE

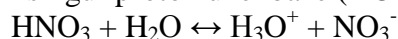
Teoria protolitica a acizilor si bazelor . Cuplul Acid-baza conjugata

Teoria lui Arrhenius a insemnat un mare pas inainte pe calea intelegerii chimiei acizilor si a bazelor, definindu-i numai in solutie apoasa. In anul 1923, chimistul danez Brönsted si chimistul englez Lowry propun o definitie mai generala a acizilor si bazelor (valabila pentru solutii apoase si neapoase).

1) la dizolvarea unei baze in apa se stabileste urmatorul echilibru, iar deoarece apa cedeaza un proton, are rol de acid.



2) acizii care pot ceda un singur proton unei baze (HCl, HNO₃, HClO₄).



Reactiile protolitice sunt reactiile care au loc cu transfer de protoni intre particulele reactante .

In reactiile protolitice , protonul este de fapt ionul H⁺. Acest ion contine doar nucleul atomului de hidrogen si are o sarcina foarte mare comparativ cu masa sa, deci o stabilitate foarte redusa.

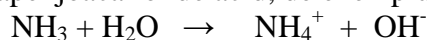
Teoria transferului de protoni

Se cunosc multe substante cu caracter bazic care nu contin ioni OH⁻ precum si substante cu caracter acid care nu contin ionii H⁺; prin urmare, teoria disociatiei electrolitice nu este suficient de cuprinzatoare; ea nu poate explica aciditatea, respectiv bazicitatea tuturor substantelor.

S-a pus in evidenta ca acizii disociaza si in medii neapoase, ca in etanol anhidru sau in amoniac lichid, cand ionul de hidrogen formeaza cu aceste molecule cationii C₂H₅ – OH₂⁺, respectiv NH₄⁺. In aceste medii pot ioniza si bazele.

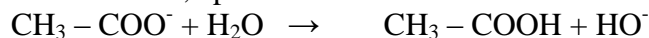
Dupa teoria lui Nikolaus Johannes Bronsted (1879-1947) si a lui T. M. Lowry, elaborata in mod independent unul de altul (1923), **un acid este o substanta care poate ceda protoni, iar baza este o substanta care poate primi protoni**. In reactiile acido-bazice are loc totdeauna transfer de protoni, de unde si numele teoriei. Prin pierderea unui proton, acidul A se transforma in baza conjugata B; prin combinarea bazei B cu protonul, apare acidul conjugat A.

Molecula apei joaca rol de acid, de exemplu:

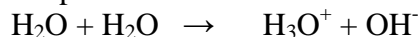


in aceasta reactie, NH₃ este baza, H₂O este acid, NH₄⁺ este acid, iar OH⁻ este baza.

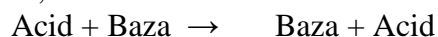
In prezenta ionului acetat, apa de asemenea are rol de acid:



Datorita proprietatilor sale, apa are caracter amfoter sau amfiprotic, ceea ce rezulta si din reactia de autoprotoliza:



Generalizand, rezulta urmatoarea schema:



Un acid nu poate ceda un proton decat unei baze, care se transforma in acidul ei conjugat, iar acidul initial se transforma in baza sa conjugata.

Substanta anfotera (amfiprotica) este substanta care in prezenta unui acid se comporta ca o baza, iar in prezenta unei baze se comporta ca un acid.

Un acid pune in libertate acizii mai slabi decat el din sarurile lor.

O baza pune in libertate bazele mai slabe decat ea din sarurile lor.

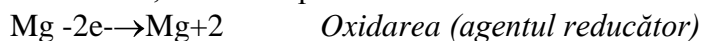
Acid		Baza	
Acid percloric	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Ion perclorat
Acid sulfuric	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	Ion sulfat
Acid iodhidric	HI	I ⁻	Ion iodura
Acid bromhidric	HBr	Br ⁻	Ion bromura
Acid clorhidric	HCl	Cl ⁻	Ion clorura
Acid azotic	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Ion azotat
Ion hidroniu	H ₃ O ⁺	H ₂ O	Apa
Ion sulfat acid	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Ion sulfat
Acid fosforic	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	Ion fosfat acid
Acid fluorhidric	HF	F ⁻	Ion fluorura
Acid azotos	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Ion azotit
Acid acetic	CH ₃ CO ₂ H	CO ₃ CO ₂ ⁻	Ion acetat
Acid carbonic	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	Ion carbonat acid
Hidrogen sulfurat	H ₂ S	HS ⁻	Ion sulfura acida
Ion amoniu	NH ₄ ⁺	NH ₃	Amoniac
Acid cianhidric	HCN	CN ⁻	Ion cianura

Ion carbonat acid	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	Ion carbonat
Ion sulfura acida	HS ⁻	S ²⁻	Ion sulfura
Apa	H ₂ O	OH ⁻	Ion hidroxid
Etanol	C ₂ H ₅ OH	C ₂ H ₅ O ⁻	Ion entoit
Amoniac	NH ₃	NH ₂ ⁻	Ion amidura
Hidrogen	H ₂	H ⁻	Ion hidrura

REACTII REDOX

- **Reacția REDOX** este procesul chimic în care au loc simultan un proces de oxidare și unul de reducere.

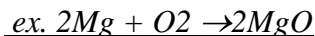
Ex. În timpul reacției de oxidare a Mg, acesta cedează 2 electroni deci suferă OXIDAREA, iar O acceptă cei doi electroni deci se REDUCE.



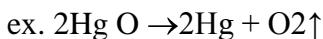
Agentul oxidant = specia chimică care se reduce (acceptă electroni)

Agentul reducător = specia chimică care se oxidează (cedează electroni)

- **Oxidarea** este procesul chimic în care o specie chimică cedează electroni .



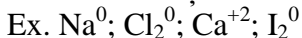
- **Reducerea** este procesul chimic în care o specie chimică acceptă electroni .



NUMĂRUL DE OXIDARE (N.O.)

- Este un număr întreg, pozitiv, negativ sau zero, notat cu cifre arabe la exponent, de ex. +2, -1, 0.

- **Definiție** = numărul de electroni cedați sau acceptați de o specie chimică



Regulile generale de stabilire a N.O. sunt:

1) N.O. pentru o **substanță simplă** = 0

Ex. Ca^0 ; H_2^0 ; S^0 ; Fe^0 ; Zn^0

2) N.O. pentru **H din compuși** = +1 (cu excepția hidrurilor metalice unde este -1)

Ex. H_2^{+1}O ; H^{+1}NO_3 ; NaOH^{+1} ; NaH^{-1} ; BaH_2^{-1}

3) N.O. pentru **O din compuși** = -2 (cu excepția peroxizilor unde este -1)

Ex. H_2O^{-2} ; NaO^{-2}H ; $\text{H}_2\text{SO}_4^{-2}$; $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$; $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$

4) N.O. in **ioni** = sarcina ionului respectiv;

Ex. $(\text{OH})^{-1}$; $(\text{NO}_3)^{-1}$; $(\text{CO}_3)^{-2}$; $(\text{SO}_4)^{-2}$; $(\text{PO}_4)^{-3}$; $(\text{Cl})^{-1}$
ion hidroxil ion azotat ion carbonat ion sulfat ion fosfat ion clorură

5) **Suma N.O.** ale tuturor elementelor ce intră în componența unei substanțe compuse trebuie să fie egal cu 0.

Ex. $\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ Suma N.O. = $+1 \cdot 2 + (-2) \cdot 1 = +2 - 2 = 0$

Ex. $\text{Na}^x\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$ Suma N.O. = $x \cdot 1 + (-2) \cdot 1 + (+1) \cdot 1 = x - 2 + 1$
 $x - 2 + 1 = 0$
 $x = 2 - 1$

Ex. $\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2}$ Suma N.O. = $+1 \cdot 2 + x \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = +2 + x - 8$
 $2 + x - 8 = 0$
 $x = 8 - 2$
 $x = 6 \Rightarrow \text{S} - 6$

STAREA GAZOASĂ

I. NOTIUNI GENERALE DESPRE GAZE

Particulele constituente ale unei substanțe în stare gazoasă au energie cinetică foarte mare, deoarece predomină tendința de mișcare. Forțele de atracție dintre particule sunt foarte mici, deci distanțele sunt mari. Particulele se mișcă în toate direcțiile posibile, ocupând tot spațiul pus la dispoziție. Particulele se strecoară prin orificii foarte fine. Mobilitatea particulelor unui gaz se datorează, pe de o parte energiei cinetice mari pe care o au, iar pe de altă parte forțelor de atracție slabe dintre ele.

Gazele pot fi comprimate și sunt mult mai fluide decât lichidele.

Gazele difuzează, fenomenul de difuziune fiind mult mai intens decât la lichide. Viteza de difuziune a gazelor depinde de masa moleculară, cu cât este mai mică, cu atât viteza de difuziune este mai mare.

Gazele au densitatea mult mai mică decât a lichidelor, deoarece pentru o masă dată de gaz, volumul corespunzător este mult mai mare. De aceea unitatea de măsură a densității gazelor este de obicei g/cm^3 sau kg/m^3 .

Substantele in stare gazoasa nu au volum propriu si nici forma determinata.
Exemple de substante in stare gazoasa: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , CH_4 , SO_2 , NH_3 , CO_2 .

II. LEGILE GAZELOR

Legile gazelor sunt relatii matematice care descriu comportarea gazelor.

- **Marimi caracteristice gazelor :**

Parametrii de stare ai unui gaz sunt marimi ce caracterizeaza starea unui gaz (variabile de stare).

Marimile ce caracterizeaza starea gazului sunt:

a) presiunea – se noteaza cu **p** si se masoara in atmosfere (atm). Se mai poate exprima in milimetri coloana de mercur sau torri .

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ mm Hg} = 1 \text{ torr}$$

b) volumul – se noteaza cu **V** si se masoara in litri.

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 \quad 1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3 \quad 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

c) temperatura – se noteaza cu **t** cand este exprimata in grade Celsius si respectiv cu **T** cand este exprimata in grade Kelvin :

$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Conditii normale (c.n.) desemneaza starea gazului in care :

$$p_0 = 1 \text{ atm}$$

$$t_0 = 0^{\circ}\text{C}, T_0 = 273 \text{ K}$$

- **Legea lui Avogadro . Volum molar**

Legea lui Avogadro se enunta astfel :

Volum egale de gaze diferite aflate in aceleasi conditii de temperatura si presiune , contin un numar egal de particule .

Numarul lui Avogadro (N_A) are valoarea $6,0225 \cdot 10^{23}$ particule / mol .

Numarul lui Avogadro poate fi definit ca :

-numarul de particule dintr-un mol de substanta

- numarul de particule dintr-o cantitate de substanta numeric egala cu masa moleculara.

Volumul molar (V_M) are valoarea de $22,4 \text{ L} / \text{mol}$.

Volumul molar reprezinta volumul unui mol de gaz in conditii normale .

- **Legea transformarii de stare**

Aceasta lege arata cum se comporta un gaz la trecerea acestuia dintr-o stare in alta si ce legatura exista intre parametrii gazului din cele doua stari.

Pentru o cantitate determinata de gaz , presiunea acestuia creste cu temperatura si scade cu volumul gazului .

Matematic se poate scrie relatia urmatoare :

$$p \cdot V / T = \text{const.}$$

Relatia mai poate fi scrisa :

$$p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2$$

unde p_1, V_1, T_1 – parametrii gazului in starea 1

p_2, V_2, T_2 – parametrii gazului in starea 2

- **Ecuatia de stare a gazului ideal**

Aceasta lege este o relatie matematica care leaga intre ei parametrii gazului aflat intr-o anumita stare .

1 mol de gaz ocupa 22,4 L la 1 atm si 273 K .

Daca este adus in alta stare cu parametrii p, V, T , relatia legii transformarii de stare devine :

$$p_0 \cdot V_0 / T_0 = p \cdot V / T$$

$$1 \cdot 22,4 / 273 = p \cdot V / T$$

$$1 \cdot 22,4 / 273 = 0,082$$

Deci $p \cdot V / T = 0,082$

Daca se noteaza cu $R = 0,082$ rezulta relatia $p \cdot V / T = R$ sau $p \cdot V = R T$ pentru 1 mol

Pentru n moli de gaz relatia devine :

$$p \cdot V = n R T$$

- **Densitatea gazelor**

Pentru gaze se pot defini doua tipuri de densitati :

a) densitatea absoluta – se noteaza cu ρ si se exprima in g / L

$$\rho = m / V$$

b) densitatea relativa – se noteaza cu d si arata de cate ori masa unui gaz (1) este mai mare decat masa gazului de referinta (2) .

$$d = M_1 / M_2$$

Densitatea relativa are o valoare adimensionala .

STAREA LICHIDĂ

In starea lichida tendinta de aglomerare are aproximativ aceeasi intensitate ca si tendinta de miscare a particulelor . Fortele de atractie dintre

particule sunt mai mici decat in solide , iar distantele sunt mai mari . Particulele sunt mobile , insa se misca unele pe langa altele .

Lichidele sunt fluide , prezinta fenomenul de difuziune .

De asemenea substantele in stare lichida nu pot fi comprimate si au densitate mai mica decat a solidelor .

Lichidele iau forma vasului in care sunt puse si au volume bine determinate .

Exemple de substante lichide : Br_2 , Hg , H_2O , H_2SO_4 .

- APA

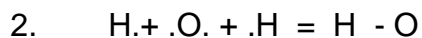
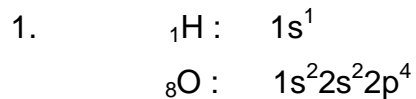
Apa este cea mai raspandita substanta compusa, reprezentand trei sferturi din suprafata globului terestru. Ca si aerul, constituie factorul principal al mentinerii vietii pe Pamant.

In natura, apa se gaseste in toate cele trei stari de agregare: gazoasa - sub forma de vapori in atmosfera, lichida - ape de suprafata (rauri, lacuri, mari si oceane) si ape subterane, solida - sub forma de ghetari.

Apa formeaza astfel, in natura, un circuit migrand de la partile calde spre cele reci ale globului. Apa de pe suprafata pamantului se evaporata; vaporii se ridica in straturile superioare ale atmosferei unde, intalnind mase reci de aer se condenseaza formand picaturi fine (norii). Atunci cand picaturile sunt suficient de "grele" cad pe suprafata pamantului sub forma de precipitatii.

Apa pura se obtine din apa naturala prin distilare repetata.

Pentru a determina structura moleculei de apa se noteaza :



3. Se formeaza doua legaturi covalente polare O-H.

Molecula de apa este covalenta polara (dipol).

Proprietatile fizice ale apei :

Stare de agregare: lichida

Culoare: incolora

Miros: inodora

Temp.de fierbere: 100°C

Temp.de topire: 0°C

Confrunta cu proprietatile fizice ale apei prezentate in tabel :

Stare de agregare	Culoare	Miros	Gust	P.f. P. t.	Densitate la 4°C	Conductibilitate electrica
lichid	incolor (in straturi groase este albastruie)	inodor	insipid	100° C 0 C	1 g/cm ³	izolator

Apa prezinta o serie de proprietati fizice care o deosebesc de celelalte hidruri ale nemetalelor vecine in sistemul periodic. Aceste proprietati se numesc "anomaliile apei". Urmareste datele din urmatorul tabel:

Substanta	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
Punct de topire	-184°C	-78°C	0°C	-83°C
Punct de fierbere	-164°C	-33°C	100°C	19,5°C

Se constata ca apa este lichida intr-un interval mare de temperatura (0°C-100°C).

Anomalia este atribuita asocierii moleculelor de apa prin legaturi de

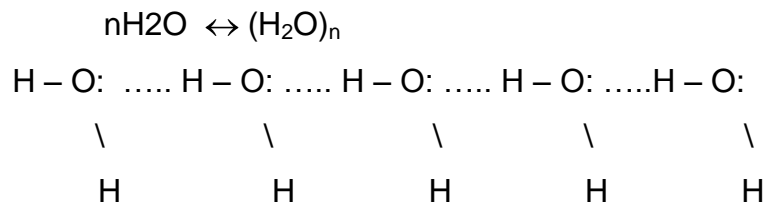
hidrogen. Legaturile de hidrogen se realizeaza intre moleculele care contin hidrogen legat covalent de un element puternic electronegativ care are volum mic si electroni neparticipanti. Legatura de hidrogen este de natura electrostatica, mult mai slaba decat legatura covalenta si nu implica punerea in comun de electroni.

Priveste datele din tabelul urmator si spune cum variaza densitatea apei functie de temperatura?

Temperatura (°C)	0	4	10	15	20
Densitatea (g/cm ³)	0,9998	1,0000	0,9997	0,9991	0,9982

In general, densitatea apei scade cu cresterea temperaturii, fiind maxima la 4°C ($\rho_{\max} = 1 \text{ g/cm}^3$).

Cauza anomaliilor densitatii este gradul diferit de asociere moleculara. Moleculele care s-au asociat la un anumit moment se pot disocia din nou:



La inghetare, se formeaza o a doua legatura de hidrogen la atomul de oxigen, motiv pentru care gheata are o structura afanata, ceea ce determina cresterea volumului si scaderea densitatii.

Prin inghetare, apa isi maresc volumul in timp ce majoritatea lichidelor isi micsoreaza volumul la solidificare. Asa se explica de ce se sparg sticlele sau conductele cand ingheata apa in ele.

Este importanta pentru viata aceasta "anomalie" a apei?

Marirea volumului la solidificare duce la scaderea densitatii ghetii in raport cu apa, deci gheata pluteste la suprafata apei facand posibila viata animalelor acvatice.

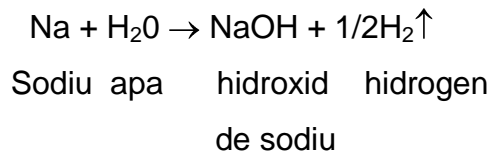
Apa este foarte reactiva din punct de vedere chimic. Ea reactioneaza in

anumite conditii cu: metalele, nemetalele, oxizii bazici, oxizii acizi, unele saruri.

1. Reactioneaza cu metalele :

Potasiul, sodiul, calciul reactioneaza violent cu apa.

Ecuatia reactiei sodiului cu apa.

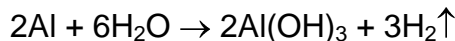


Generalizare: metal + H₂O → baza + H₂↑

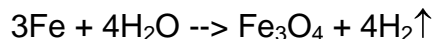
Magneziul nu reactioneaza cu apa rece. Magneziul reactioneaza cu apa calda.

Aluminiul este atacat de apa numai daca este curatat de stratul protector de oxid.

Ecuatia reactiei chimice a aluminiului cu apa:



Fierul inrosit reactioneaza cu apa in stare de vapori si formeaza oxid feroferic (oxid al Fe(II) si Fe(III)). Ecuatia reactiei chimice este:

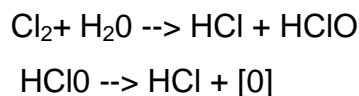


Plumbul, cuprul, mercurul, aurul, argintul nu sunt atacate de apa sau de vaporii acesteia.

Concluzie: Reactivitatea apei asupra metalelor creste in general odata cu cresterea caracterului lor electropozitiv.

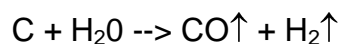
2. Reactioneaza cu nemetalele :

Dintre nemetale, importanta practica prezinta reactia clorului cu apa:



Se formeaza apa de clor folosita la inalbirea tesaturilor.

Trecand un curent de vapori de apa peste cocs (carbon) la 1000 °C se formeaza un amestec de carbon si hidrogen numit gaz de apa:

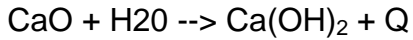


Gazul de apa se foloseste la scara industriala pentru obtinerea unor substante organice.

3. Reactioneaza cu oxizii bazici :

Actiunea apei asupra oxizilor bazici va fi pusa in evidenta cu ajutorul oxidului de calciu .Reactia are loc cu degajare de caldura, deci este o reactie exoterma. Hartia de turnesol s-a colorat in rosu indicand mediu bazic.

Reactia oxidului de calciu (var nestins) cu apa este cunoscuta sub denumirea de stingerea varului :



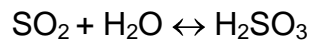
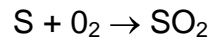
Generalizare: oxid bazic + H_2O --> baza

4. Reactioneaza cu oxizii acizi :

La dizolvarea dioxidului de sulf in apa are loc o reactie chimica din care rezulta o solutie acida, acid sulfuros.

Sulful arde cu o flacara de culoare albastra degajand un „fum alb”. Dupa agitarea cilindrului turnesolul se coloreaza in albastru indicand mediu acid.

Ecuatiile reactiilor chimice care au loc:



Generalizare: oxizi nemetalici + H_2O --> acizi

Dupa cum am mentionat apa are un rol esential in intretinerea vietii.

Apa pentru consum (apa buna de baut) se numeste apa potabila.

Cateva caracteristici ale apei potabile:

Apa potabila trebuie sa fie limpede, incolora, cu gust placut, fara miros, sa nu contina germeni patogeni si cantitati mari de saruri dizolvate.

Apa este buna pentru consum daca fierbe legumele si daca face spuma cu sapunul.

- SOLUTII APOASE

In natura sunt putine substantele care se gasesc in stare pura . Cel mai adesea substantele se gasesc sub forma de amestecuri omogene sau neomogene .

Solutiile sunt sisteme omogene obtinute prin amestecarea a doua sau mai multe substante intre care nu au loc reactii chimice .

Solutia este formata din solvent sau dizolvant – substanta in care are loc dizolvarea si solvat sau dizolvat – substanta care se dizolva .

Solutiile pot fi : solide – aliajele

lichide - siropul , saramura

gazoase – aerul

Solutiile se mai clasifica dupa concentratie in solutii diluate si respectiv solutii concentrate .

- DIZOLVAREA

Dizolvarea este procesul de imprastiere omogena a particulelor unei substante printre particulele altei substante.

Dizolvarea este o consecinta a fenomenului de difuziune, proces in urma caruia se obtin solutiile.

Dizolvarea este influentata de temperatura, gradul de faramitare si agitarea componentelor.

- SOLUBILITATEA

Solubilitatea este proprietatea unei substante de a se dizolva intr-o alta substanta.

Solubilitatea se masoara cu ajutorul coeficientului de solubilitate – cantitatea maxima de substanta dizolvata in 100 g solvent, in anumite conditii de temperatura si presiune.

In functie de coeficientul de solubilitate in apa substantele se clasifica in:

- usor solubile – se dizolva mai mult de 10 g – NaCl , NaOH
- greu solubile – se dizolva mai putin da 10 g – Na₂SO₄ , Na₂CO₃
- foarte putin solubile – se dizolva mai putin de 0,01 g – AgCl , CaCO₃

Solubilitatea este influentata de natura solventului si a solvatului, de temperatura si de presiune.

- CONCENTATIA MOLARA A SOLUTIILOR

Concentratia molară arată numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție.

$$C_M = n / V$$

Unitatea de măsură a concentrației molare este mol/litru.

O soluție dublu molară conține 2 moli de substanță , o soluție semimolară conține 0,5 moli de substanță .