

Lector universitar dr. CRISTINA TĂBLEȚ

# Chimie generală și anorganică

*Suport de curs*

EDITURA UNIVERSITĂȚII „TITU MAIORESCU” • EDITURA HAMANGIU  
BUCUREȘTI • 2023

# CUPRINS

<b>CUVÂNT-ÎNAINTE</b>	<b>III</b>
<b>1. STRUCTURA ATOMULUI</b>	<b>1</b>
1.1. Noțiuni introductive	1
1.2. Modelul „budincă cu stafide”	4
1.3. Modelul atomic planetar	4
1.4. Modelele cuantice	6
1.4.1. Lumina ca undă	6
1.4.2. Lumina ca particulă	8
1.4.3. Spectroscopia și rolul ei în elucidarea structurii atomului	8
1.4.4. Modelul Bohr pentru atomul de hidrogen	11
1.4.5. Modelul Bohr-Sommerfeld al atomului	16
1.4.6. Modelul ondulatoriu al atomului	19
1.5. Atomi cu mai mulți electroni	33
1.6. Aplicații	37
<b>2. TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR</b>	<b>41</b>
2.1. Scurt istoric	41
2.2. Proprietățile elementelor	46
2.2.1. Proprietăți neperiodice	46
2.2.2. Proprietăți periodice	47
2.2.2.1. Proprietăți fizice periodice	47
2.2.2.2. Proprietăți chimice periodice	55
2.3. Aplicații	59

<b>3. LEGĂTURA CHIMICĂ</b>	<b>63</b>
3.1. Legătura ionică	63
3.1.1. Mod de formare. Energie de rețea	63
3.1.2. Proprietățile substanțelor ionice	69
3.1.3. Solubilitatea compușilor ionici	69
3.1.4. Clasificare ionilor	71
3.1.5. Culoarea ionilor	74
3.1.6. Polarizabilitatea ionilor	74
3.1.7. Aplicații	77
3.2. Legătura covalentă	78
3.2.1. Considerații generale	78
3.2.2. Teorii cuantice ale legăturii covalente	81
3.2.2.1. Metoda legăturii de valență (MLV)	83
3.2.2.2. Teoria VSEPR (Ronald Gillespie, 1972)	97
3.2.2.3. Metoda orbitalilor moleculari (MOM)	102
3.2.3. Polaritatea legăturii covalente	112
3.2.4. Proprietățile substanțelor covalente	114
3.2.5. Aplicații	115
3.3. Legătura covalent coordinativă	117
3.3.1. Considerații generale	117
3.3.2. Reguli pentru denumirea combinațiilor complexe	123
3.3.3. Ioni complecși în metoda legăturii de valență	124
3.3.4. Ioni complecși în teoria câmpului cristalin	127
3.3.5. Exemple de complecși cu metale tranziționale în sisteme biologice și medicamente	133
3.3.6. Aplicații	138
3.4. Legătura metalică	140
3.4.1. Teorii ale legăturii metalice	140
3.4.2. Proprietăți generale ale metalelor	142

3.4.3. Aplicații	146
<b>4. LEGĂTURI INTERMOLECULARE</b>	<b>147</b>
4.1. Forțe van der Waals	147
4.2. Legăturile de hidrogen	148
4.3. Aplicații	154
<b>5. STĂRI DE AGREGARE</b>	<b>156</b>
5.1. Caracteristici generale	156
5.2. Starea solidă	157
5.2.1. Stare solidă cristalină	158
5.2.2. Cristale atomice. Alotropia carbonului	162
5.2.3. Polimorfismul. Izomorfismul.	165
5.2.4. Importanța polimorfismului pentru medicamente	166
5.3. Starea lichidă	168
5.3.1. Proprietățile lichidelor	168
5.3.2. Cristale lichide	171
5.4. Starea gazoasă	172
5.4.1. Gazul ideal	172
5.4.2. Gazul real	173
<b>6. ECHILIBRUL CHIMIC</b>	<b>175</b>
6.1. Caracteristici generale	175
6.2. Principiul lui Le Châtelier	179
6.3. Echilibre în soluții de electroliți	180
6.4. Aplicații	183
<b>7. REACȚII CHIMICE</b>	<b>186</b>
7.1. Reacții cu transfer de protoni sau reacții acido-bazice	186
7.1.1. Teoria Arrhenius	186

7.1.2. Teoria Brønsted-Lowry	187
7.1.3. Autoionizarea apei	190
7.1.4. pH-ul și pOH-ul	191
7.1.5. Soluții tampon	193
7.1.6. Teoria electronică a acizilor și bazelor	196
7.1.7. Teoria HSAB	197
7.1.8. Aplicații	199
7.2. Reacții de precipitare	201
7.2.1. Produsul de solubilitate	201
7.2.2. Factori care influențează solubilitatea	206
7.2.2.1. Efectul ionului comun	206
7.2.2.2. Efectul pH-ului	207
7.2.2.3. Efectul formării de complecși	208
7.2.3. Precipitarea selectivă	210
7.2.4. Aplicații	210
7.3. Reacții de oxido-reducere sau reacții redox	212
7.3.1. Caracteristici generale	212
7.3.2. Potențialul redox	217
7.3.3. Ecuația Nernst	219
7.3.4. Aplicații	221
<b>BIBLIOGRAFIE</b>	<b>223</b>