

PROGRAMELE DE EXAMEN PENTRU DISCIPLINA CHIMIE

STATUTUL DISCIPLINEI

În cadrul examenului de bacalaureat, chimia are statutul de disciplină opțională, fiind susținută la proba E. d) în funcție de filieră, profil și specializare/ calificare profesională.

Elevii care susțin bacalaureatul la chimie pot opta pentru programa de chimie anorganică și generală sau pentru programa de chimie organică.

PROGRAMA DE CHIMIE ANORGANICĂ ȘI GENERALĂ

I. COMPETENȚE DE EVALUAT

1. Explicarea unor fenomene, procese, procedee întâlnite în viața de zi cu zi.

- 1.1. Clasificarea sistemelor chimice studiate după diferite criterii.
- 1.2. Descrierea comportării speciilor chimice studiate într-un context dat.
- 1.3. Diferențierea substanțelor chimice după natura interacțiunilor dintre atomi, ioni, molecule.
- 1.4. Structurarea cunoștințelor anterioare, în scopul explicării proprietăților unui sistem chimic.
- 1.5. Interpretarea caracteristicilor fenomenelor sistemelor studiate, în scopul identificării aplicațiilor acestora.

2. Investigarea comportării unor substanțe chimice sau sisteme chimice.

- 2.1. Efectuarea de investigații pentru evidențierea unor caracteristici, proprietăți, relații.
- 2.2. Formularea de concluzii folosind informațiile din surse de documentare, grafice, scheme, date experimentale care să răspundă ipotezelor formulate.
- 2.3. Utilizarea investigațiilor în vederea obținerii unor explicații de natură științifică.

3. Rezolvarea de probleme în scopul stabilirii unor corelații relevante, demonstrând raționamente deductive și inductive.

- 3.1. Analizarea problemelor pentru a stabili contextul, relațiile relevante, etapele rezolvării.
- 3.2. Aplicarea algoritmilor de rezolvare de probleme, în scopul aplicării lor în situații din cotidian.
- 3.3. Evaluarea strategiilor de rezolvare a problemelor pentru a lua decizii asupra materialelor/ condițiilor analizate.

4. Comunicarea înțelegerii conceptelor în rezolvarea de probleme, în formularea explicațiilor, în conducerea investigațiilor și în raportarea de rezultate.

- 4.1. Aplicarea corespunzătoare a terminologiei științifice în descrierea sau explicarea fenomenelor și proceselor.
- 4.2. Folosirea corectă a terminologiei specifice chimiei.

5. Evaluarea consecințelor proceselor și acțiunii produselor chimice asupra propriei persoane și asupra mediului.

- 5.1. Compararea acțiunii unor produse, procese chimice asupra propriei persoane sau asupra mediului.
- 5.2. Anticiparea efectelor unor acțiuni specifice asupra mediului înconjurător.



II. CONȚINUTURI

Structura atomului Tabelul periodic al elementelor chimice	Atom. Element chimic. Izotopi. Straturi. Substraturi. Orbitali. Structura învelișului electronic pentru elementele din perioadele 1, 2, 3. Clasificarea elementelor în blocuri: s, p, d. Corelații între structura învelișului electronic pentru elementele din perioadele 1, 2, 3, poziția în tabelul periodic și proprietăți ale elementelor. Variația proprietăților periodice ale elementelor, în grupele principale și în perioadele 1, 2, 3. Variația caracterului metalic și nemetalic în grupele principale și perioadele 1, 2, 3. Proprietăți chimice ale sodiului: reacții cu oxigen, clor, apă. Importanța practică a sodiului. Variația caracterului metalic: reactivitatea Na, Mg, Al, față de O ₂ , H ₂ O. Variația caracterului nemetalic: reactivitatea nemetalelor din grupa 17 (VII A). Proprietăți chimice ale clorului: reacții cu hidrogen, fier, apă, cupru, hidroxid de sodiu, bromură de sodiu, iodură de potasiu. Importanța practică a clorului.
Legături chimice Interacții între atomi, ioni, molecule	Legătura ionică. Cristalul NaCl. Importanța practică a clorurii de sodiu. Legătura covalentă nepolară: H ₂ , N ₂ , Cl ₂ . Legătura covalentă polară: HCl, H ₂ O. Legătura covalent-coordinativă: NH ₄ ⁺ și H ₃ O ⁺ . Legătura de hidrogen. Proprietăți fizice ale apei.
Starea gazoasă	Ecuția de stare a gazului ideal. Volum molar (mol, numărul lui Avogadro).
Soluții apoase	Dizolvarea. Factorii care influențează dizolvarea. Dizolvarea unui compus ionic și a unui compus covalent polar în apă. Solubilitatea substanțelor în solvenți polari și nepolari. Concentrația soluțiilor: concentrația procentuală masică, concentrația molară. Soluții apoase de acizi (tari și slabi) și de baze (tari și slabe): HCl, H ₂ CO ₃ , HCN, NaOH, NH ₃ . Cupluri acid-bază conjugate. Reacții acido-bazice. Reacția de neutralizare. Determinarea caracterului acido-bazic al soluțiilor cu indicatori. pH-ul soluțiilor apoase. Determinarea pH-ului unor soluții de acizi și baze cu hârtie indicator de pH. Indicatori de pH: turnesol, fenolftaleină (virajul culorii în funcție de pH).
Reacții redox. Aplicații ale reacțiilor redox	Reacții de oxido-reducere. Număr de oxidare. Stabilirea coeficienților reacțiilor redox. Caracter oxidant și reducător. Aplicații ale reacțiilor redox: pila Daniell (construcție și funcționare), acumulatorul cu plumb (construcție și funcționare). Coroziunea și protecția anticorrosivă.
Noțiuni de termochimie	Reacții exoterme, reacții endoterme. Entalpie de reacție. Căldura de combustie - arderea hidrocarburilor. Legea Hess. Căldură de neutralizare (acid tare – bază tare). Căldură de dizolvare.
Noțiuni de cinetică chimică	Reacții lente, reacții rapide. Catalizatori. Viteza de reacție. Constanta de viteză. Legea vitezei.
Calcul chimice	Rezolvare de probleme, calcule stoechiometrice (pe baza formulei chimice și a ecuației reacției chimice), puritate, randament. Interpretarea rezultatelor din activitatea experimentală.