

RESURSA EDUCATIONALA DESCHISA

CENTRALIZATOR EXPERIMENTE CHIMICE LICEU

CHIMIE ANORGANICA



prof. Claudia Pop

Colegiul Național Mihai Eminescu, Satu Mare

2024

Dedic această colecție de experimente chimice colegilor profesori de chimie, laboranților din laboratoarele școlare, precum și elevilor interesați de chimie. Consider că acest material le poate fi de un real folos în proiectarea și realizarea experimentelor chimice în activitatea de la clasă.

Autoarea

Cuprins

Clasa a IX-a

Proprietăți periodice ale elementelor. Caracterul acido-bazic al oxizilor elementelor

	pg. 9
Variația caracterului metalic	pg. 9
Reacția metalelor cu oxigenul din aer	pg. 9
Reacția metalelor cu clorul	pg. 9
Reacția metalelor alcaline cu apa	pg. 10
Reacția altor metale cu apa	pg. 11
Culoarea flăcării	pg.11
Variația caracterului nemetalic	pg. 11
Reacția clorului cu bromuri, sau ioduri	pg. 11
Caracterul bazic al oxizilor metalici	pg. 11
Caracterul acid al oxizilor nemetalici	pg. 12
Obținerea bazelor insolubile din baze solubile și săruri	pg. 12
Eliberarea unui acid mai slab de către un acid mai tare	pg. 12
Caracterul amfoter al unor baze	pg. 12
<i>Legături chimice</i>	pg.13
Substanțe ionice. Legătura ionică	pg. 13
Obținerea NaCl din elemente	pg. 13
Arderea Na cu O ₂ din aer și cu O ₂ pur	pg. 13
Reacția Na cu apa	pg. 14
Arderea magneziului cu O ₂ din aer	pg. 14
Precipitarea ionilor Cl ⁻ din cloruri cu AgNO ₃	pg. 14
Dizolvarea substanțelor ionice în apă și solvenți organici	pg. 14
Conductibilitatea electrică a NaCl	pg. 14
Aprecierea punctului de topire al substanțelor ionice	pg. 14
Legătura covalentă	pg. 15
Formarea SO ₂	pg. 15
Legătura covalent-coordinativă	pg. 15
Formarea NH ₄ Cl	pg. 15
Combinății complexe	pg. 15

Formarea reactivului Tollens	pg. 15
Formarea reactivului Schweitzer	pg. 15
Formarea tetrahidroxo-aluminatului de sodiu	pg. 16
Identificarea ionilor în laborator	pg. 16
Identificarea ionilor halogenură	pg. 16
Identificarea ionilor SO_4^{-2}	pg. 16
Identificarea ionilor metalici: Cu^{+2} , Fe^{+2} , Fe^{+3} , Al^{+3}	pg. 16
Identificarea ionilor CO_3^{-2}	pg. 16
Identificarea ionilor NH_4^+	pg. 16
Identificarea ionilor Na^+ , K^+ , Ca^{+2} în flacără	pg. 16
Starea solidă	pg. 17
Sodiul Culoarea flăcării. Arderea în aer	pg. 17
Hidroxidul de sodiu Dizolvarea în apă	pg. 17
Clorura de sodiu Comportarea la lovire	pg. 17
Conductibilitatea electrică	pg. 17
Zincul Reacția cu HCl	pg. 17
Reacția cu NaOH	pg. 17
Reacția cu compuși ai altor metale mai puțin reactive	pg. 17
Fosforul Arderea în aer	pg. 18
Starea gazoasă	pg. 18
Reacția amoniacului cu acidul clorhidric	pg. 18
Soluții	pg. 18
Amestecuri omogene și eterogene	pg. 18
Efecte termice la dizolvare	pg. 19
Dizolvarea endotermă	pg. 19
Dizolvarea exotermă	pg. 19
Efecte termice la dizolvarea halogenurilor de potasiu	pg. 19
Factorii care influențează dizolvarea	pg. 19
Suprafața de contact solvat – solvent	pg. 19
Temperatura	pg. 19
Solubilitatea	pg. 19
Solubilitatea NH_3 în apă	pg. 19

Determinarea solubilității unor substanțe	pg. 20
Factorii care influențează solubilitatea	pg. 20
Natura solvatului și a solventului	pg. 20
Temperatura	pg. 20
Presiunea	pg. 21
Cristalizarea	pg. 21
Cristalohidrați	pg. 21
Deshidratarea pietrei vinete	pg. 21
Higroscopicitatea unor substanțe	pg. 21
Concentrația soluțiilor. Prepararea unor soluții cu anumite concentrații	pg. 21
Concentrația procentuală	pg. 21
Concentrația molară	pg. 22
Concentrația normală	pg. 22
Hidroliza sărurilor	pg. 23
<i>Echilibrul chimic</i>	pg. 24
Echilibrul fizic. Caracteristicile sistemelor la echilibru	pg. 24
Reacții ireversibile	pg. 24
Reacții cu formare de gaz	pg. 24
Reacții cu formare de precipitate	pg. 24
Reacții cu formare de compuși solubili în apă, puțin ionizați	pg. 24
Reacții reversibile	pg. 24
Descompunerea iodurii de mercur	pg. 25
Factorii care influențează echilibrul chimic	pg. 25
Influența concentrației substanțelor	pg. 25
Influența temperaturii	pg. 25
<i>Reacții acido-bazice</i>	pg. 26
Acizii și indicatorii	pg. 26
Bazele și indicatorii	pg. 26
Proprietățile chimice ale acizilor	pg. 26
Reacția cu metale	pg. 26
Reacția cu oxizii metalici	pg. 27
Reacția cu bazele	pg. 27
Reacția cu sărurile acizilor mai slabi	pg. 27

Proprietățile chimice ale bazelor	pg. 27
Reacția cu oxizii nemetalici	pg. 27
Reacția cu acizii	pg. 27
Reacția cu sărurile	pg. 28
Tăria acizilor și bazelor	pg. 28
Compararea tăriei acide pe baza volumului de hidrogen format	pg. 28
Compararea tăriei chimice pe baza intensității luminoase produse de soluțiile substanțelor	pg. 28
Determinarea pH-ului soluțiilor	pg. 28
<i>Reacții redox</i>	pg. 28
Exemple de reacții redox	pg. 28
Reacția Na cu Cl ₂ (metal + nemetal)	pg. 28
Reacția Zn cu I ₂	pg. 29
Reacția metalelor cu acizii	pg. 29
Reacția Cu cu HNO ₃	pg. 29
Reacția metalelor cu sărurile altor metale (Zn + CuSO ₄ , Fe + CuSO ₄ , Cu+AgNO ₃ , Ag+CuSO ₄)	pg. 30
Reacția nemetalelor cu oxizii metalici	pg. 30
Reacția de disproportionare a ionilor de mercur cu NH ₃	pg. 30
Reacția a două săruri	pg. 31
Agenti oxidanți	pg. 31
KMnO₄ cu H ₂ SO ₄ și KI	pg. 31
KMnO ₄ cu H ₂ SO ₄ și FeSO ₄	pg. 31
K₂Cr₂O₇ cu H ₂ SO ₄ și NaBr	pg. 31
K ₂ Cr ₂ O ₇ cu H ₂ SO ₄ și FeSO ₄	pg. 31
Element galvanic	pg. 32
Pila Daniell	pg. 32
Coroziunea	pg. 32
Ruginirea fierului	pg. 32

Clasa a XII-a





Reacții redox	pg. 33
Electroliza	pg. 33
Electroliza apei	pg. 33
Electroliza soluției de NaCl	pg. 34
Electroliza soluției de KI	pg. 34
Electroliza soluției de CuSO ₄	pg. 35
Legile electrolizei	pg. 35
Titrare redox	pg. 36
Termochimie	pg. 36
Efecte termice în reacțiile chimice	pg. 36
Reacții exoterme	pg. 36
Reacții endoterme	pg. 37
Căldura de dizolvare a NaOH solid	pg. 38
Căldura de neutralizare a HCl cu NaOH	pg. 38
Cinetică chimică	pg. 39
Reacții rapide	pg. 39
Reacții lente	pg. 39
Viteza de reacție	pg. 40
Reacția Mg cu HCl	pg. 40
Reacția FeSO ₄ cu soluție acidulată de KMnO ₄	pg. 40
Descompunerea H ₂ O ₂	pg. 40
Legea de viteză	pg. 41
Factorii care influențează viteza de reacție	pg. 41
Suprafața de contact a reactanților	pg. 41
Concentrația reactanților	pg. 41
Temperatura	pg. 42
Catalizatorii	pg. 42
Inhibitorii	pg. 42
Reacții de complexare	pg. 43
Obținerea unor combinații complexe	pg. 43
Reactivul Tollens	pg. 43



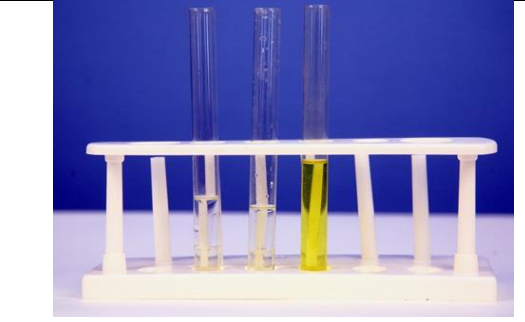


Reactivul Schweitzer	pg. 43
Ionul $[\text{CoSCN}_4]^{2-}$	pg. 43
Ionul $[\text{CoCl}_4]^{2-}$	pg. 43
Ionul $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	pg. 44
Reacția ionilor Cu^{2+} cu soluție $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	pg. 44
Reacția ionilor Fe^{3+} cu soluție $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	pg. 44
Reactivul Nessler	pg. 44
Ionul $[\text{HgI}_4]^{2-}$	pg. 44
Cerneala invizibilă	pg. 44
Stabilirea concentrației unei probe de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$	pg. 45
<i>Reacții de precipitare</i>	pg. 45
Identificarea cationilor: Pb^{+2} , Cu^{+2} , Fe^{+2} , Fe^{+3} , Ca^{+2} , Ba^{+2} , Zn^{+2}	pg. 45-46
Identificarea anionilor: SO_4^{-2} , CO_3^{-2} , S^{-2} , NO_2^- , NO_3^- , X^- (F^- , Br^- , Cl^- , I^-)	pg. 46-48
Experiment pentru elevi: Identificarea unor cationi cu HCl, NaOH și KI	pg. 48
<i>Reacții acido-bazice</i>	pg. 49
Titrare acido-bazică	pg. 49
Verificarea pH-ului unor soluții tampon	pg. 49
Activitate pentru elevi:	pg. 50
Determinarea pH-ului unor soluții de acizi, baze și a unor produse naturale	pg. 50
<i>Bibliografie</i>	pg. 51


EXPERIMENTE RECOMANDATE PENTRU CHIMIE ANORGANICĂ

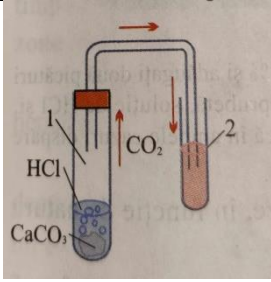
Clasa a IX-a

Proprietăți periodice ale elementelor. Caracterul acido-bazic al oxizilor elementelor



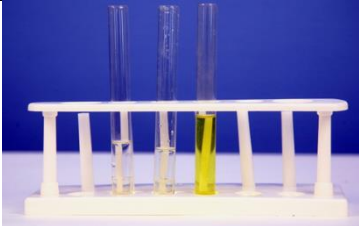
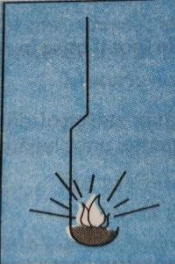
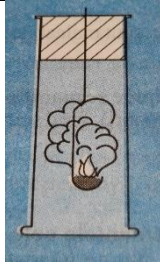
Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru	
1	Variația caracterului metalic Reacția metalelor cu oxigenul din aer	Cilindru de sticlă, pahar Berzelius, lingură de ars, spatulă metalică, sursă de încălzire, clește metalic	Magneziu pilitură, zinc pulbere, fier pilitură, aluminiu pulbere, turnesol	 <p>Arderea magneziului</p>	 <p>Arderea magneziului</p>
				 <p>Arderea fierului pulbere</p>	 <p>Arderea aluminiului</p>
				Se ia cu spatula puțină pulbere de magneziu, aluminiu, zinc și fier-pilitură sau pulbere, care se presară în flacăra spirtierei. Apar scântei datorită arderii particulelor de metal în aer formând oxizii metalelor respective. În apă oxizii metalelor obținuți sunt practic insolubili.	
		2 sticle de ceas, hârtie de filtru, cuțit, clește metalic, 2 site ceramice	Na metalic, K metalic	Se scoate cu cleștele și se taie câte o bucătică din fiecare metal, apoi se lasă pe site ceramice în aer liber. În tăietură proaspătă Na și K au luciu, care se pierde rapid în contact cu oxigenul din aer. Potasiul se aprinde spontan în aer și arde cu flacără roșie-violet.	
	Reacția metalelor cu clorul	Eprubete, suport pentru eprubete, dop de cauciuc cu un orificiu, tub de sticlă (L), pahar Erlenmeyer	Obținerea apei de clor: Sol HCl, KClO ₃ solid	Atenție! Clorul este un gaz toxic, de aceea experimentul se efectuează sub nișă. Clorul se poate obține la rece direct în cilindrul de sticlă, din KClO ₃ și HCl concentrat în cantități mici. Într-o eprubetă uscată așezată într-un stativ se pune o cantitate mică de clorat de potasiu. În dopul de cauciuc se introduce	




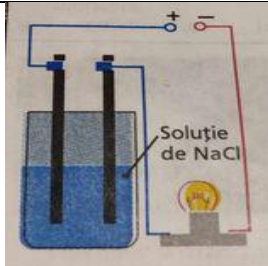

			tubul pentru culegerea gazelor. Peste cloratul de potasiu se toarnă acid clorhidric și se astupă eprubeta cu dopul de cauciuc. Clorul rezultat se culege într-o altă eprubetă, în apă, formând apa de clor.
			
	5 cilindri de sticlă, 5 linguri de ars, spirtieră, 5 sticle de ceas, hârtie de filtru, cuțit	Apă de clor, Na metalic, K metalic, Mg șpan, Fe pulbere, Cu pulbere	Atenție! Clorul este un gaz toxic, de aceea experimentul se efectuează sub nișă. Într-un cilindru de sticlă se toarnă apă de clor, apoi se introduce o lingură de ars cu o bucată de Na ștearsă de petrol. Sodiul reacționează energic cu clorul și se obține un fum alb de NaCl.
	Se repetă exeperimentul pentru celelalte metale. Numai Na și K reacționează la temperatura obișnuită, Mg numai la cald, iar Fe și Cu numai incandescente.		
Reacția metalelor alcaline cu apa	Hârtie de filtru, cristalizor, eprubete, pensetă metalică, cuțit, postament cu tijă, clemă, mufă	Sodiu Na. apă distilată, turnesol sau fenolftaleină	 
	Pe stativ se montează clemă și mufa în care se va prinde eprubeta cu gura în jos. Se pune apă în cristalizor, se umple o eprubetă cu apă și se răstoarnă cu gura în jos fixând-o în stativ. Se taie o bucată de sodiu cât un bob de mazăre, se usucă cu hârtie de filtru, se curăță de crusta de la suprafață și cu o pensetă se introduce repede sub eprubetă. Nivelul apei din eprubetă începe să coboare. Se repetă experimentul până când eprubeta se umple cu gaz. Se scoate eprubeta din apă și se apropie o așchie de brad aprinsă. Gazul se aprinde și arde cu o flacără galben-portocalie datorită vaporilor de sodiu. În apa din cristalizor se introduce fenolftaleină sau turnesol. Culoarea roșu carmin pe care o capătă soluția în prezența fenolftaleinei sau albastră în prezența turnesolului indică prezența hidroxidului de sodiu. Reacția se poate efectua identic cu potasiu metallic, caz în care va fi mai violentă. Potasiul are caracter metalic mai pronunțat de cât sodiul.		

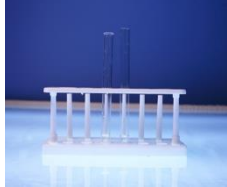

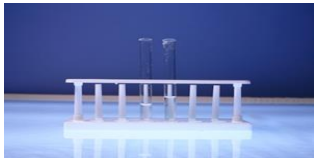

	Reacția altor metale cu apa	2 pahare Berzelius (50 ml), pensetă metalică, cuțit, spatula, trepied, sită ceramic, spirtieră	Magneziu șpan, sârmă sau folie de aluminiu, apă distilată, fenolftaleină	În paharele Berzelius se pune puțină apă distilată, apoi în fiecare pahar câte unul dintre metalele indicate. Paharele se încălzesc. Magneziul reacționează cu apa numai la cald, iar aluminiul nu dă reacție cu apa deoarece este acoperit la suprafață cu oxid de aluminiu.
Caracterul metallic al magneziului este mai pronunțat decât al aluminiului.				
	Culoarea flăcării	Fir de nichelină, sursă de încălzire, clește metalic	Sol KCl, sol NaCl, sol BaCl ₂	Se curăță un fir de nichelină, apoi se arde în flacăra incoloră a unui bec de gaz până ce acesta nu se mai colorează în galben. Firul este înmuiat apoi într-o soluție de clorură de potasiu și reintrodus în flăcăre. Flacăra se colorează în violet datorită prezenței ionilor de potasiu K^+ . Culoarea flăcării potasiului se observă bine dacă este privită printr-un ciob de sticlă albastră de cobalt. Se spală cu apă firul de nichelină și se repetă experimentul folosind soluție de clorură de sodiu. Se observă colorarea flăcării în galben portocaliu datorită prezenței ionilor de sodiu Na^+ . Firul de nichelină spălat se introduce în soluție de clorură de bariu și apoi în flăcăre, se observă colorarea flăcării în culoarea verde.
2	Variația caracterului nemetalic Reacția clorului cu bromuri, sau ioduri	Eprubete, pipete	Apă de clor, sol KBr, sol KI, CCl ₄ , CHCl ₃ (cloroform), sau toluen	 <p>Bromul și iodul extrase cu cloroform</p> <p>Peste o soluție apoasă de KBr, conținută într-o eprubetă, se toarnă puțină apă de clor. Soluția își schimbă culoarea imediat, datorită bromului pus în libertate. Se pun câteva picături de cloroform sau alt solvent. Bromul se dizolvă în CHCl₃, depunându-se sub forma unui strat colorat brun-roșcat pe fundul eprubetei. Cloroformul nu este miscibil cu apa și este mai greu decât aceasta. În cazul în care se folosește toluen ca dizolvant, bromul extras va fi deasupra soluției apoase deoarece toluenul este mai ușor decât apa. Se repetă experimentul de mai sus cu o soluție de KI. Stratul inferior de soluție de cloroform este de data aceasta colorat în violet. Atenție! Se lucrează sub nișă, iar eprubeta în care s-a preparat bromul se spală cu multă apă. Bromul extras cu solvent organic se poate păstra în sticlute de culoare închisă și folosite ca reactant în experiențe cu brom. Explicatie: Clorul este mai electronegativ decât bromul sau iodul și le poate înlocui din sărurile lor.</p>
3	Caracterul bazic al oxizilor metalici	Spirtieră, clește metalic, foaie de hârtie, pahar	Magneziu panglică, apă distilată, fenolftaleină	Se repetă experimentul de ardere a magneziului, dar arderea se realizează deasupra unei coli de hârtie. Praful alb format se introduce într-un pahar Berzelius, apoi se adaugă apă și fenolftaleină.

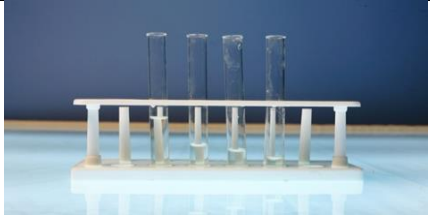
		Berzelius, spatulă		Fenolftaleina se colorează în roșu, ceea ce indică caracterul bazic al hidroxidului de magneziu.	
4	Caracterul acid al oxizilor nemetalici	Eprubetă cu dop de cauciuc perforat, eprubetă obișnuită, tub de sticlă (U), spatulă	CaCO ₃ solid, sol HCl 3%, metiloranj		
		Se prepară dioxid de carbon prin reacția CaCO ₃ cu HCl. Gazul se barbotează într-o eprubetă ce conține apă și metiloranj. Indicatorul se colorează în roșu, ceea ce denotă formarea unui acid.			
		Eprubetă cu dop de cauciuc perforat, eprubetă obișnuită, tub de sticlă (U), spatulă	CaO solid, apă, CaCO ₃ solid, sol HCl	Se prepară CO ₂ ca în experimentul anterior, apoi acesta se barbotează în apă de var limpede. Apa de var se obține din CaO solid și apă, urmată de decantare. Se constată tulburarea soluției limpezi de apă de var și obținerea unui precipitat alb.	
5	Obținerea bazelor insolubile din baze solubile și săruri	7 eprubete	Sol FeCl ₃ , sol CuSO ₄ , sol NiCl ₂ , sol SnCl ₂ , sol Pb(NO ₃) ₂ , sol NaOH, sol HCl, sol HNO ₃	În 5 eprubete se pun câte 2 ml soluții de săruri, apoi se picură soluție de NaOH. Se obțin precipitate colorate. În ultimele două situații se adaugă soluție de bază în exces și se constată dizolvarea precipitatelor.	
		Se repetă experimentul pentru soluțiile de SnCl ₂ și Pb(NO ₃) ₂ , dar precipitatele se tratează cu soluție de HCl. Și în acest caz precipitatele se dizolvă formând soluții limpezi. Hidroxizii de staniu și plumb au caracter amfoter. Caracter amfoter au acele substanțe care față de un acid se comportă ca o bază, iar față de o bază se comportă ca un acid.			
6	Eliberarea unui acid mai slab de către un acid mai tare	Eprubetă, spatulă	Na ₂ S solid, 1 ml sol HCl concentrat	În eprubetă se introduce o cantitate mică de sulfură de sodiu, apoi 1 ml HCl concentrat. Se simte mirosul de ouă clocite specific H ₂ S. Acidul clorhidric este mai tare decât H ₂ S și îl scoate din sărurile sale.	
7	Caracterul amfoter al unor baze	6 eprubete, stativ pentru eprubete	Sol AlCl ₃ , sol ZnCl ₂ , sol NaOH, sol HCl	Într-o eprubetă se obține Al(OH) ₃ prin reacția dintre AlCl ₃ și NaOH. În altă eprubetă se prepară Zn(OH) ₂ din sol ZnCl ₂ și NaOH.	
		Precipitatele obținute se împart în câte două eprubete: - în prima eprubetă se adaugă NaOH - în cea de a doua se adaugă HCl, la fiecare precipitat. Se observă dizolvarea precipitatelor în toate cazurile. Caracter amfoter au acele substanțe care față de un acid se comportă ca o bază, iar față de o bază se comportă ca un acid.			

Legături chimice


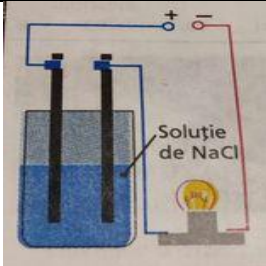
Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Substanțe ionice. Legătura ionică Obținerea NaCl din elemente	Eprubete , suport pentru eprubete, dop de cauciuc cu un orificiu, tub de sticlă (L), pahar Erlenmeyer	Obținerea apei de clor: Sol HCl, $KClO_3$ solid	Atenție! Clorul este un gaz toxic, de aceea experimentul se efectuează sub nișă. Clorul se poate obține la rece direct în cilindru de sticlă, din $KClO_3$ și HCl concentrat în cantități mici. Într-o eprubetă uscată așezată într-un stativ se pune o cantitate mică de clorat de potasiu. În dopul de cauciuc se introduce tubul pentru culegerea gazelor. Peste cloratul de potasiu se toarnă acid clorhidric și se astupă eprubeta cu dopul de cauciuc. Clorul rezultat se culege într-o altă eprubetă, în apă, formând apa de clor.
				
		Cilindru de sticlă, lingură de ars, spirtieră, sticlă de ceas, hârtie de filtru, cuțit	Apă de clor, Na metalic	Atenție! Clorul este un gaz toxic, de aceea experimentul se efectuează sub nișă. Într-un cilindru de sticlă se toarnă apă de clor, apoi se introduce o lingură de ars cu o bucată de Na ștersă de petrol. Sodiul reacționează energic cu clorul și se obține un fum alb de NaCl.
Arderea Na cu O_2 din aer și O_2 pur	Cilindru de sticlă cu capac, 2 linguri de ars, chibrituri, sticlă de ceas, hârtie de filtru, cuțit, clește metalic	Na metalic	 	
În cele două linguri de ars se taie două bucățele de sodiu metalic sugativate de petrol. În prima lingură de ars sodiul se aprinde cu chibritul și se lasă să ardă în aer. Culoarea flăcării este galbenă. A doua lingură de ars se introduce într-un cilindru de sticlă în care s-a preparat oxigen. În acest caz arderea sodiului este vie și generează un fum alb.				

	Reacția Na cu apa	Cristalizor, hârtie de filtru, sticlă de ceas, cuțit, clește metalic	Na metalic, apă, fenolftaleină	
	O bucățică de sodiu se pune pe o hârtie de filtru care plutește pe apă. Hidrogenul degajat se aprinde și arde cu flacără galbenă, datorită vaporilor de sodiu. Bucățica de sodiu, împinsă de hidrogenul degajat, fuge pe suprafața apei. O picătură de fenolftaleină colorează soluția în roșu-violet.			
	Arderea Mg în O ₂ din aer	Pahar Berzelius, sursă de încălzire, spatula sau clește metalic	Magneziu pilitură sau panglică, turnesol	 Arderea magneziului
	Se ia cu spatula puțină pulbere de magneziu, sau cu cleștele panglica de magneziu, care se introduce în flacăra spirtierei. Apar scânteii datorită arderii particulelor de metal în aer formând oxidul de magneziu. În apă oxidul obținut colorează turnesolul în albastru.			
	Precipitarea ionilor Cl ⁻ din cloruri cu AgNO ₃	Eprubetă, spatulă, pipetă	NaCl solidă, sol AgNO ₃	
	În eprubetă se pune apă, apoi clorură de sodiu. Se agită eprubeta până la dizolvarea sării, apoi se adaugă în picături soluția de azotat de argint. Se obține precipitat alb de clorură de argint.			
2	Dizolvarea substanțelor ionice în apă și solvenți organici	3 eprubete, spatulă	NaCl solidă, ulei, CCl ₄ sau toluen	În prima eprubetă se pune apă, în a doua CCl ₄ sau toluen, iar în a treia ulei. Se adaugă apoi NaCl și se agită. Substanțele ionice se dizolvă în apă și sunt insolubile în solvenți organici.
3	Conductibilitatea electrică a NaCl	Sursă de curent, fire conductoare, electrozi de grafit, bec cu fasung, cristalizor, spatulă	NaCl solidă	
				Se construiește montajul din figură. În cristalizor se pune sare de bucătărie solidă și se introduc cei doi electrozi în aceasta. Becul nu se aprinde. Dacă în cristalizor se introduce soluție de NaCl se constată conductibilitate electrică.
4	Aprecierea punctului de topire al substanțelor ionice	Creuzet, spatulă, triunghi ceramic pentru creuzet, trepied, spirtieră, clește metalic	NaCl solidă sau altă substanță ionică	

		În creuzet se introduce o cantitate mică de NaCl, creuzetul se fixează în triunghiul ceramic și se încălzește puternic timp de câteva minute. Nu se atinge creuzetul fierbinte cu mâna, ci se manevrează cu cleștele! Sarea nu se topește, deoarece substanțele ionice au puncte de topire mari.		
5	Legătura covalentă Formarea SO ₂	Lingură de ars, spirtieră, spatulă, cilindru de sticlă,	Sulf solid	În lingura de ars se pune puțin sulf și se ține în flacăra spirtierei. Sulful arde cu flacăra violet și formează un gaz iritant. Se introduce lingura de ars în cilindrul cu apă distilată (20 ml) și turnesol, apoi cilindrul se agită. Experimentul se efectuează sub nișă! Se constată colorarea indicatorului în roșu, deci s-a format un acid.
6	Legătura covalent-coordinativă Formarea NH ₄ Cl	2 eprubete sau 2 baghete, stativ pentru eprubete	NH ₃ soluție concentrată, sol HCl concentrată	 Soluții de acid clorhidric și amoniac  Formarea clorurii de amoniu sub forma unui fum alb
		Experiența se face cu două baghete de sticlă sau cu două eprubete. Una se înmoaie în soluție de amoniac, iar cealaltă în soluție de acid clorhidric sau se pune într-o eprubetă HCl iar în cealaltă NH ₃ soluție. Apoi se apropie una de alta și se observă formarea unui fum alb format din clorură de amoniu. Ecuția reacției este: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ Observație: Dacă se introduce un curent de amoniac în soluții de acizi se formează un fum dens alb care în timp se depune pe pereții eprubetei sub formă de cristale albe. Dacă soluția apoasă din eprubetă se evaporă în capsulă sau cristalizor pe baia de apă (deoarece clorura de amoniu încălzită direct se descompune, încălzirea se face pe baie de apă) se obțin sărurile corespunzătoare sub formă de cristale albe.		
	Combinatii complexe Formarea reactivului Tollens	2 pahare Berzelius, 2 eprubete, spirtieră, clește de lemn	1g AgNO ₃ , 1 g NaOH, 3 ml sol. NH ₃ , apă distilată	
		Se prepară întâi reactivul Tollens, din 1g AgNO ₃ , 1 g NaOH, dizolvate în apă distilată, apoi 3 ml sol. NH ₃ . Inițial se obține un precipitat, care „se dizolvă” la adăugarea amoniacului.		
	Formarea reactivului Schweitzer	Eprubetă, pahar Erlenmeyer, hârtie de filtru, pâlnie de filtrare	5 ml sol CuSO ₄ 5%, sol NaOH 10% în exces, sol NH ₃ 25%	

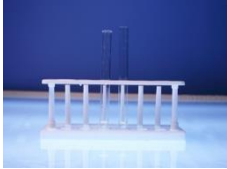
		Se introduc într-o eprubetă soluția de sulfat de cupru și cea de hidroxid de sodiu. Se obține precipitatul albastru de $\text{Cu}(\text{OH})_2$, care se filtrează și se spală cu apă, apoi se dizolvă în soluția de amoniac.		
	Formarea tetrahidroxo-aluminatului de sodiu	Eprubetă, pipetă	Sol AlCl_3 , sol NaOH	În eprubetă se introduc 2 ml soluție de clorură de aluminiu, apoi în porții mici soluție de NaOH până la apariția unui precipitat. Adăugând în continuare soluție de NaOH precipitatul dispare, deoarece se formează combinația complexă tetrahidroxoaluminat de sodiu
7	Identificarea ionilor în laborator Identificarea ionilor halogenură	3 eprubete, stativ pentru eprubete	Sol NaCl , sol KBr , sol KI , sol AgNO_3	 <p>În 3 eprubete care conțin 3-4 ml soluții de NaCl, KBr, KI, se adaugă câțiva ml de soluție de AgNO_3. În eprubeta cu NaCl se formează un precipitat alb brânzos de AgCl solubil în amoniac. În eprubeta cu KBr se formează un precipitat slab gălbui de AgBr. În eprubeta cu KI se formează un precipitat gălbui de AgI. Se obțin precipitatele halogenurilor de argint.</p>
	Identificarea ionilor SO_4^{2-}	Eprubetă, stativ pentru eprubete	Sol BaCl_2 , sol Na_2SO_4	Într-o eprubetă, în care se găsește o soluție de sulfat de sodiu, se toarnă o soluție de clorură de bariu. Se formează un precipitat alb de sulfat de bariu insolubil în apă sau în acizi.
	Identificarea ionilor metalici: Cu^{+2} , Fe^{+2} , Fe^{+3} , Al^{+3}	Eprubete, stativ pentru eprubete, pipetă	Sol CuSO_4 , sol FeCl_2 , sol FeCl_3 , sol AlCl_3 , sol NaOH	În patru eprubete se introduc câte 2 ml de săruri ce conțin ionii de identificat, apoi se picură soluție NaOH . Se obțin precipitate colorate diferite: albastru $\text{Cu}(\text{OH})_2$, verde murdar $\text{Fe}(\text{OH})_2$, brun-roșcat $\text{Fe}(\text{OH})_3$, alb $\text{Al}(\text{OH})_3$.
	Identificarea ionilor CO_3^{2-}	Eprubetă	CaCO_3 solid din cretă sau marmură, sol HCl diluată	Peste carbonatul de calciu din eprubetă se picură soluție de HCl . De degajă un gaz CO_2 . Reacția are loc și cu alți carbonați.
	Identificarea ionilor NH_4^+	Eprubetă, spatulă, clește de lemn, spirtieră	NH_4Cl sau NH_4NO_3 solide, sol NaOH	Peste sarea de amoniu solidă aflată în eprubetă se toarnă soluția de NaOH , apoi eprubeta se încălzește. Se degajă amoniac, gaz cu miros înțepător.
	Identificarea ionilor Na^+ , K^+ , Ca^{+2} în flacăra	Mină de creion, spirtieră, sticle de ceas	Săruri de Na , K , Ca solide, sol HCl concentrat	Din fiecare sare și soluție HCl se prepară o pastă pe cele trei sticle de ceas. Cu mina de creion se ia o cantitate mică de pastă și se introduce în flacăra spirtierei, care se va colora în funcție de ion: galben pentru Na^+ , violet pentru K^+ , roșu aprins pentru Ca^{+2}

Starea solidă

Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Sodiul Culoarea flăcării. Arderea în aer	Clește metalic, spirtieră, sticlă de ceas, hârtie de filtru, cuțit	Na metalic	
		Cu cleștele metalic se prinde o bucățică mică de Na și se introduce în flacăra spirtierei. Se constată o flacăra galbenă intensă.		
2	Hidroxidul de sodiu Dizolvarea în apă	Eprubetă, termometru, spatulă	2-3 g de NaOH solid, apă distilată	Se determină întâi temperatura apei distilate. Se introduc în eprubeta cu apă cristalele de NaOH, se agită lent, apoi se măsoară temperatura soluției formate. Deoarece temperatura finală este mai mare decât cea inițială, rezultă că dizolvarea NaOH este exotermă.
3	Clorura de sodiu Comportarea la lovire	Ciocan	Cristal de sare gemă	Se lovește cu ciocanul cristalul de sare. Deoarece acesta se sparge rezultă că substanțele ionice solide sunt casante.
	Conductibilitatea electrică	Sursă de curent, fire conductoare, electrozi de grafit, bec cu fasung, cristalizor, spatulă	NaCl solidă	
		Se construiește montajul din figură. În cristalizor se pune sare de bucătărie solidă și se introduc cei doi electrozi în aceasta. Becul nu se aprinde. Dacă în cristalizor se introduce soluție de NaCl se constată conductibilitate electrică.		
4	Zincul Reacția cu HCl	Eprubetă, spatulă	Zinc pulbere sau șpan, sol HCl 1%	Peste zincul din eprubetă se toarnă soluție de HCl. Imediat se constată formarea unui gaz, hidrogenul. Zincul este un metal mai reactiv decât hidrogenul, de aceea îl scoate din compuși.
	Reacția cu NaOH	Eprubetă, spatulă	Zinc pulbere sau șpan, sol NaOH	Peste zincul din eprubetă se toarnă soluție de NaOH. Imediat se constată formarea unui gaz, hidrogenul. Se mai obține combinația complexă tetrahidroxo-zincatul de sodiu. Zincul are caracter amfoter, deoarece reacționează și cu acizii și cu bazele.
	Reacția cu compuși ai altor metale mai puțin reactive	Eprubetă, spatulă	Zn bucățele, sol CuSO ₄ 5%	În eprubetă se introduce zincul și peste el soluția de sulfat de cupru. Pe zinc se depune un strat de cupru de

				culoare galben-roșcat și soluția se decolorează.
5	Fosforul – arderea în aer	Lingură de ars, baghetă de sticlă, spirtieră, clește metalic, cuțit	Fosfor alb	Se taie o bucată de fosfor alb, se pune în lingura de ars și apoi se atinge cu bagheta de sticlă încălzită. Fosforul arde cu degajare de fum alb, abundent și formează o pulbere albă, similară zăpezii.

Starea gazoasă

Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Reacția amoniacului cu acidul clorhidric	2 eprubete sau 2 baghete, stativ pentru eprubete	NH ₃ soluție concentrată, sol HCl concentrată	 <p>Soluții de acid clorhidric și amoniac</p>
<p>Experiența se face cu două baghete de sticlă sau cu două eprubete. Una se înmoaie în soluție de amoniac, iar cealaltă în soluție de acid clorhidric sau se pune într-o eprubetă HCl iar în cealaltă NH₃ soluție. Apoi se apropie una de alta și se observă formarea unui fum alb format din clorură de amoniu. Ecuația reacției este:</p> $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ <p>Observație: Dacă se introduce un curent de amoniac în soluții de acizi se formează un fum dens alb care în timp se depune pe pereții eprubetei sub formă de cristale albe. Dacă soluția apoasă din eprubetă se evaporă în capsulă sau cristalizor pe baia de apă (deoarece clorura de amoniu încălzită direct se descompune, încălzirea se face pe baie de apă) se obțin sărurile corespunzătoare sub formă de cristale albe.</p> <p>Varianta 2: Într-un tub, la distanță, pe două sticle de ceas se pun HCl și NH₃ concentrate. După un timp se observă fumul alb de clorură de amoniu. Moleculele celor două substanțe gazoase au difuzat în aer.</p>				

Soluții

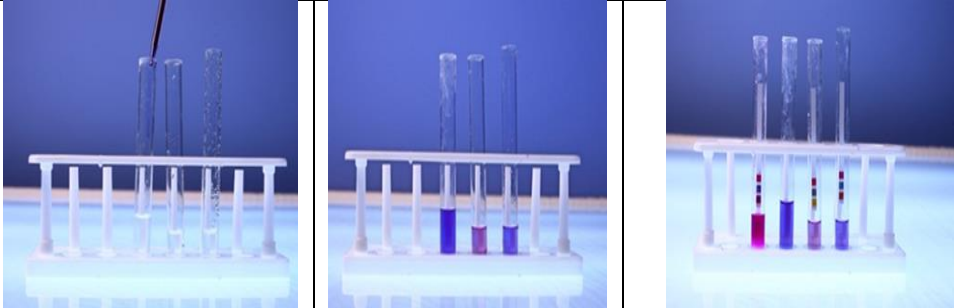
Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Amestecuri omogene și eterogene	4 eprubete, stativ pentru eprubete, spatule	Zahăr, NaCl solidă, cretă (CaCO ₃), cuie de fier, apă	În cele patru eprubete se introduc cantități mici de: zahăr, sare, cretă și cuie. Se adaugă apă în eprubete și se agită.
Zahărul și sarea se dizolvă în apă, creta și cuiele nu.				
		Mojar de porțelan cu pistil, sticlă de ceas, hârtie de filtru, cuțit, clește metalic	Na metalic, Hg metalic	În mojar se mojarază împreună sodiul și mercurul. Se obține amalgamul de sodiu,

				substanță cu aspect omogen.
		Mojar cu pistil, spatule	Pilitură de fier, praf de cărbune	Se mojarează împreună cele două substanțe. Amestecul este eterogen.
2	Efecte termice la dizolvare Dizolvarea endotermă	Pahar Erlenmeyer (100 ml), spatulă, termometru, baghetă de sticlă	50 ml apă, 5 g NH_4NO_3	În pahar se introduce apa, se măsoară temperatura inițială a acesteia.
		Se adaugă apoi sarea de amoniu, se agită, apoi se măsoară temperatura soluției. Se constată diminuarea temperaturii, deci această dizolvare are loc cu răcirea paharului.		
	Dizolvarea exotermă	Pahar Erlenmeyer (100 ml), spatulă, termometru, baghetă de sticlă	50 ml apă, sol HCl concentrat, NaOH solid	În pahar se introduce apa, se măsoară temperatura inițială a acesteia.
		Se adaugă apoi acidul tare sau baza tare, se agită, apoi se măsoară temperatura soluției. Se constată creșterea temperaturii, deci această dizolvare are loc cu încălzirea paharului.		
	Efecte termice la dizolvarea halogenurilor de potasiu	3 pahare Berzelius, 3 spatule, 3 baghete de sticlă, 3 termometre	5,8 g KF, 7,5 g KCl, 11,9 g KBr, 3*50 ml apă	În cele trei pahare se introduc câte 0,1 moli de halogenuri diferite de potasiu și același volum de apă, a cărei temperatură inițială se măsoară.
Se agită conținutul paharelor, apoi se măsoară temperaturile soluțiilor formate. Se constată că dizolvarea este exotermă în cazul KF, aproximativ atermă la KCl și endotermă la KBr.				
3	Factorii care influențează dizolvarea Suprafața de contact solvat - solvent	2 pahare Berzelius, spatulă, mojar cu pistil	NaCl bulgăre și pulbere	În ambele pahare se introduce același volum de apă, apoi în primul NaCl bulgăre, iar în al doilea NaCl mojarată.
		Fără a agita, se observă viteza dizolvării. Dizolvarea este mai rapidă în cazul pulberii, suprafața de contact apă-sare fiind mai mare în acest caz.		
	Temperatura	2 pahare Berzelius, spatulă, spirtieră, trepied, sită ceramică	KMnO_4 cristale	Se compară viteza dizolvării KMnO_4 în două pahare în care apa este rece, respectiv caldă.
		Dizolvarea este mai rapidă dacă temperatura este mai mare.		
4	Solubilitatea Solubilitatea NH_3 în apă	Pahar Erlenmeyer, balon cu fund rotund, balon, pahar Berzelius, tub efilat, tub în formă de U, tub flexibil, dop	NaOH solid, NH_4Cl solidă, turnesol sau fenolftaleină, apă distilată	Se prepară amoniac prin reacția dintre clorura de amoniu și hidroxidul de sodiu în paharul Erlenmeyer. Paharul

		de cauciuc (cu 2 perforații), dop de cauciuc (cu o perforație), postament cu tijă, mufă, clemă		Erlenmeyer se închide cu un dop cu o perforație prin care trece un tub în formă de U, legat cu ajutorul unui dop de balonul cu fund rotund.
		În balonul cu fund rotund se adună amoniacul . Se schimbă repede dopul cu un alt dop cu 2 perforații ținând balonul cu gura în jos. Balonul cu amoniac gazos se astupă cu un dop cu 2 perforații prin care trece un tub de sticlă efilat și un tub în formă de L de care se leagă tubul flexibil. Capătul inferior al tubului efilat se introduce într-un pahar Berzelius cu apă colorată cu soluție de turnesol sau fenolftaleină. Se suflă puțin aer prin tubul flexibil până apa intră în tubul efilat. Apa se colorează și țâșnește în balon ca o fântână arteziană.		
	Determinarea solubilității unor substanțe	<p>Într-un pahar Berzelius ce conține 25ml apă la 20°C se adaugă pe rând 10 g NaCl, agitând din când în când. Se filtrează pe hârtie de filtru cântărită în prealabil, soluția de cristale rămase nedizolvate și se cântăresc după uscare. Cantitatea de clorură de sodiu rămasă nedizolvată se află făcând diferența dintre masa hârtiei de filtru împreună cu clorura de sodiu și masa hârtiei de filtru.</p> <p>Cantitatea de substanță dizolvată este diferența dintre cantitatea totală de substanță adăugată și cantitatea de substanță rămasă pe filtru.</p> <p>Se repeat experimentul folosind și alte substanțe: 12g NH₄Cl, 9g KNO₃, dizolvate în 25ml apă distilată, la temperatura de 20°C.</p> <p>Rezultatele obținute se raportează la 100g apă cu $\rho_{\text{apa}} = 1g/ml$ și se compară solubilitățile substanțelor.</p> <p>Solubilitatea unei substanțe este cantitatea în grame din acea substanță ce se dizolvă în 100 g solvent sau apă la 20 °C. Raportând rezultatele la 100g apă se determină solubilitatea substanței dizolvate.</p> <p>Dacă în 25g H₂O se dizolvă..... a g substanță 100g H₂O se dizolvă..... S</p> $S = \frac{100 \cdot a}{25} = 4 \cdot a$		
5	Factorii care influențează solubilitatea Natura solvatului și solventului	Eprubete, stativ pentru eprubete, spatule	Solvați: NaOH solid, KI solidă, HCl, I ₂ solid, S solid, ulei, solvenți:toluen, acetonă, etanol, apă	Se verifică experimental solubilitatea celor șase solvați în fiecare din cei patru solvenți.
		Substanțele ionice (NaOH, KI) și cele cu molecule polare (HCl) se dizolvă în apă (solvent polar). Substanțele covalente cu molecule nepolare (I ₂ , S, ulei) se dizolvă în toluen (solvent nepolar) și parțial în solvenți cu polaritate scăzută (etanol, acetonă).		
	Temperatura	Pahar Berzelius, sită ceramică, trepied, spirtieră, termometru, baghetă de sticlă, balanță	NH ₄ Cl solidă, apă distilată	Într-un pahar Berzelius se pun 25ml de apă distilată la temperatura de 20°C.

		<p>Paharul Berzelius se așează pe o sită ceramică și se încălzește cu spirtiera până la 50 °C agitând continuu cu bagheta de sticlă. După ce apa a ajuns la 50 °C introducem 11g NH₄Cl cântărit în prealabil pe o sticlă de ceas. Agităm cu bagheta de sticlă până la dizolvarea completă. Se repetă experiența cu 19,3 g NH₄Cl, la 100 °C.</p> <p>Se observă creșterea solubilității cu temperatura și se reprezintă grafic.</p>		
	Presiunea	Pahar Berzelius	Apă carbogazoasă	Se observă viteza de degajare a CO ₂ la turnarea apei minerale în pahar.
		Solubilitatea gazelor scade cu scade cu scăderea presiunii.		
6	Cristalizarea	Pahar Berzelius, spatulă, baghetă de sticlă, sită ceramică, trepied, spirtieră	CuSO ₄ solid, apă	În paharul Berzelius se pune o cantitate mică de CuSO ₄ , apoi se adaugă apă în porțiuni mici și se amestecă cu bagheta, până când se dizolvă toată sarea. Paharul se încălzește și se evaporă o parte din apă, apoi se lasă la răcit. Prin încălzire se evaporă o parte din solvent, de aceea pe fundul paharului reapar cristale albastre de sulfat de cupru.
7	Cristalohidrați Deshidratarea pietrei vinete	Capsulă de porțelan, baghetă de sticlă, trepied, sită ceramică, spirtieră, clește de lemn	CuSO ₄ *5H ₂ O, apă	În capsula de porțelan se pune piatră vânăță, apoi se încălzește încet, amestecând cu bagheta.
		Prin încălzire piatra vânăță se deschide la culoare apoi devine albă, deoarece pierde apa de hidratare parțial, apoi total.		
	Higroscopicitatea unor substanțe	5 sticle de ceas, spatule	CaCl ₂ , AlCl ₃ , CrCl ₃ , FeCl ₃ , NaOH solide	Substanțele se pun separat pe sticle de ceas și se lasă în aer liber.
		Ele se umezesc, deoarece absorb apa din mediul înconjurător.		
8	Concentrația soluțiilor. Prepararea unor soluții cu anumite concentrații Concentrația procentuală	<p>Pe o sticlă de ceas se cântăresc 2g NaCl. Substanța se introduce într-un pahar Berzelius cântărit în prealabil. Se spală cu piseta urmele de clorură de sodiu rămase pe sticla de ceas. Paharul Berzelius se pune pe balanță și se completează cu apă distilată până la 50g (plus greutatea paharului Berzelius) la temperatura de 20 °C. Care este concentrația procentuală a soluției obținute?</p> <p>Concentrația procentuală este cantitatea de substanță exprimată în grame, conținută în 100g soluție. Se notează cu m_s masa soluției cu m_d masa de substanță dizolvată; cu m_a masa apei și cu c concentrația procentuală.</p> <p>$m_d = 2\text{gNaCl}$, $m_a = 50\text{g}$, $m_s = m_d + m_a = 2 + 50 = 52\text{g}$</p> <p>Dacă 52g soluție conține..... 2g substanță dizolvată 100g soluție conține..... c</p> $c = \frac{2 \cdot 100}{52} = 3,846\%$ <p>Generalizat: dacă $m_a + m_d$ g soluție..... m_d substanță 100g soluție c g substanță</p> $c = \frac{100 \cdot m_d}{m_a + m_d} = \frac{100m_d}{m_s} \%$		



<p>Concentrația molară</p>	<p>Pe o sticlă de ceas se cântăresc 11,7 g clorură de sodiu. Substanța se introduce într-un balon cotat de 100ml folosind pâlnia simplă. Cu ajutorul pisetei se spală urmele de substanță ramasă pe sticla de ceas cu apă distilată. Balonul se completează cu apă distilată până la semn. Concentrația molară reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru (1000 ml) soluție.</p> $m_d = 11,7 \text{ g NaCl}, M_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$ $\nu = \frac{m_d}{M} = \frac{11,7}{58,5} = 0,2 \text{ moli}$ <p>V=100 ml Dacă 100 ml soluție conține0,2 moli 1000 ml soluție conține..... C_M</p> $C_M = \frac{0,2 \cdot 1000}{100} = 2M ; C_M = 2 \text{ moli/l}$ <p>Generalizat:</p> <p>m_d = masa de substanță dizolvată; ν = numărul de moli aflați în cantitatea de substanță dizolvată M= masa molară a substanței V= volumul soluției</p> <p>Dacă V(ml) conține..... $\frac{m_d}{M} \text{ moli}$ 1000 ml conține C_M</p> $C_M = \frac{\nu \cdot 1000}{V(\text{ml})} = \frac{1000 \cdot m_d}{M \cdot V(\text{ml})}$ <p>Dacă volumul se exprimă în litri atunci $C_M = \frac{m_d}{M \cdot V(l)}$</p>
<p>Concentrația normală</p>	<p>Pe o sticlă de ceas se cântăresc 5,3 g Na_2CO_3. Substanța se dizolvă într-un balon cotat de 100ml, spălând ultimele urme de substanță de pe sticla de ceas cu ajutorul pisetei. Se completează balonul cu apă distilată până la semn. Ce normalitate are soluția de carbonat de sodiu obținută? Normalitatea unei soluții reprezintă numărul de echivalenți gram de substanță dizolvată conținută într-un litru soluție.</p> <p>Determinarea echivalenților unor clase de substanțe:</p> <ol style="list-style-type: none"> Fiindcă metalele ori nu se dizolvă ori reacționează cu apa formând baze, echivalentul nu se calculează. În general, echivalentul gram al unui metal este raportul dintre masa atomică a metalului și valența sa. Oxizii metalici ori nu se dizolvă ori prin dizolvarea lor formează baza, echivalentul oxizilor nu se calculează. În general echivalentul gram al unui oxid metalic este raportul dintre masa molară a oxidului și produsul dintre valența metalului și numărul atomilor de metal din compus. Echivalentul gram al bazelor se calculează conform formulei $E_{g \text{ baza}} = \frac{M_{\text{baza}}}{\text{numarul gruparilor hidroxil}}$ <ol style="list-style-type: none"> Oxizii nemetalici formează cu apa acizi deci ne interesează doar echivalentul acizilor. $E_{g \text{ acid}} = \frac{M_{\text{acid}}}{\text{numarul ionilor de hidrogen inlocuibili din acid}}$

		<p>e) Echivalentul sare este</p> $E_{g \text{ sare}} = \frac{M_{\text{sare}}}{\text{valenta metalului} \cdot \text{numarul atomilor de metal}}$ <p>f) Echivalentul redox $E_{\text{redox}} = \frac{M_{\text{oxidant}}}{\text{numarul electronilor primiti}}$</p> <p>Calcularea normalității soluției preparate în experiment: $m_d = 5,3 \text{ g } Na_2CO_3, M_{Na_2CO_3} = 106 \text{ g/mol}$</p> $E_{Na_2CO_3} = \frac{M_{Na_2CO_3}}{\text{Valenta} \cdot \text{numarul atomilor de Na}} = \frac{106}{1 \cdot 2} = 53 \text{ g/Echivalent}$ $n_{Eg} = \frac{m_d}{E_{Na_2CO_3}} = \frac{5,3}{53} = 0,1 E_g$ <p>Dacă 100 ml soluție conține $0,1 E_g$ 1000 ml soluție conține C_N</p> $C_N = \frac{0,1 \cdot 1000}{100} = 1N$ <p>Generalizat: Dacă 1000 ml soluție conține $C_N E_g$ V ml soluție conține n_{Eg}</p> $C_N = \frac{1000 n_E}{V E_g}$ <p>Dacă V se exprimă în litri atunci $C_N = \frac{n_{Eg}}{V \text{ soluție (l)}}$</p>	
9	Hidroliza sărurilor	3 eprubete, hârtie de pH	Sol Na_2CO_3 , NH_4Cl , CH_3COONa , turnesol, fenolftaleină  <p>Soluții de Na_2CO_3, NH_4Cl, CH_3COONa</p> <p>Culoarea turnesolului în soluțiile hidrolizate</p> <p>Culoarea indicatorilor de pH în soluțiile hidrolizate</p> <p>În trei eprubete se prepară soluții de: carbonat de sodiu, clorură de amoniu, acetat de amoniu în apă distilată. Se adaugă la fiecare soluție câteva picături de turnesol.</p> <p>Sărurile rezultate din reacția unui acid tare cu o bază slabă, a unui acid slab cu o bază tare sau din reacția acizilor slabi cu baze slabe la dizolvarea lor în apă reacționează cu apa. Reacția cu apa a tipurilor de sare de mai sus se numește reacție de hidroliză.</p> <p>Ecuatiile reacțiilor chimice care au loc în timpul hidrolizei:</p> $Na_2CO_3 + 2HOH \rightarrow 2NaOH + H_2CO_3$ <p style="text-align: center;"> <small>sare</small> <small>baza tare</small> <small>acid slab instabil</small> </p> <p>Deoarece NaOH (bază tare) ionizează complet, în soluție crește concentrația ionilor OH^-, soluția devine bazică, înroșește fenolftaleina, iar turnesolul se albăstrește.</p>

	$\underset{\text{sare}}{NH_4Cl} + HOH \rightarrow \underset{\text{baza slaba}}{NH_4OH} + \underset{\text{acid tare}}{HCl}$ <p>Deoarece HCl este un acid tare, ionizează complet, în soluție crește concentrația ionilor H_3O^+ iar soluția devine acidă și înroșește turnesolul.</p> $\underset{\text{sare}}{CH_3 - COONH_4} + HOH \rightarrow \underset{\text{acid slab}}{CH_3COOH} + \underset{\text{baza slaba}}{NH_4OH}$ <p>Deoarece se formează un acid slab și o bază slabă care ionizează puțin soluția va deveni ori foarte slab acidă, ori foarte slab bazică, în funcție de tăria componentelor slabi.</p> <p>Acidul acetic și hidroxidul de amoniu au același grad de ionizare, soluția rezultată la hidroliza sării va fi neutră. Indicatorii folosiți nu își modifică culoarea.</p> <p>Sărurile provenite din acizi tari și baze tari nu hidrolizează.</p>
--	--

Echilibrul chimic

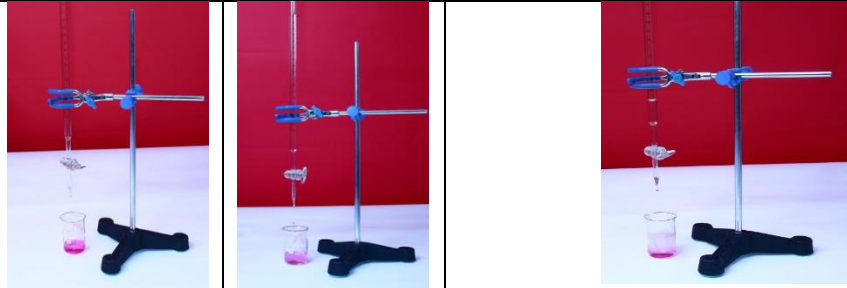
Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Echilibrul fizic. Caracteristicile sistemelor la echilibru	Pahar Erlenmeyer (250 ml), spatulă, balanță, sită ceramică, trepied, spirtieră, termometru	40 g NaCl solidă, 100 ml apă	Se prepară în pahar o soluție suprasaturată de NaCl în apă, la temperatura ambiantă. Pe fundul paharului este un depozit salin. Paharul se încălzește la 60 °C și soluția devine nesaturată, iar depozitul salin de pe fundul paharului se dizolvă. Se răcește soluția din nou la temperatura ambiantă. Depozitul de sare reapare pe fundul paharului.
2	Reacții ireversibile Reacțiile cu formare de gaz	Eprubetă mare, dop de sticlă perforat prevăzut cu tub (L) efilat, spatulă, chibrituri	Pilitură de fier, 5 ml sol HCl 1M	În eprubetă se pun: pilitura de fier, 5 ml sol HCl 1M, apoi eprubeta se acoperă cu dopul de cauciuc perforat prin care trece un tub de sticlă (L) efilat. După aproximativ un minut se apropie un băț de chibrit aprins de capătul tubului efilat. Din reacție s-a format H_2 , care a părăsit sistemul.
	Reacțiile cu formare de precipitate	Eprubetă, spatulă	Cupru bucățele, sol HNO_3 1M	În eprubetă se introduc bucățelele de cupru și soluția de acid azotic. Se formează un gaz brun-roșcat care iese din sistem, NO_2 .
	Reacții cu formare de compuși solubili în apă, puțin ionizați	3 pipete, eprubetă	2 ml sol $CuSO_4$ 1M, 6 ml sol NaOH 1M, sol NH_3 5%	În eprubetă se introduc: sulfatul de cupru și hidroxidul de sodiu. Se formează un precipitat albastru intens de hidroxid de cupru, care se solubilizează cu amoniac. Se obține în final reactivul Schweitzer, care conține ionul complex tetraaminocupric $[Cu(NH_3)_4]^{+2}$, solubil în apă dar puțin ionizat.
3	Reacții reversibile	Pahar Berzelius (50 ml), pahar Erlenmeyer,	5 ml sol $HgCl_2$, sol KI	În paharul Berzelius se obține precipitatul roșu-coral de HgI din sol $HgCl_2$ și KI. Precipitatul se filtrează, se usucă și se

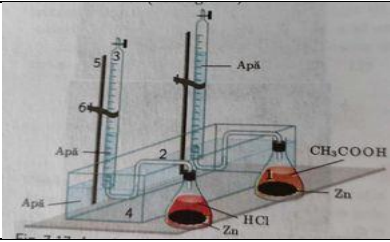
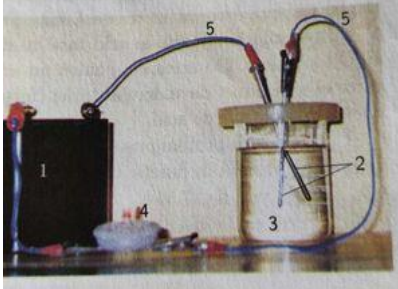

	Descompunerea iodurii de mercur	pâlnie de filtrare, hârtie de filtru, eprubetă cu dop, clește de lemn, spirtieră, spatulă		introduce în eprubeta cu dop. Aceasta se prinde cu cleștele de lemn, apoi se încălzește și se răcește repetat, observând modificările de culoare. În amestecul de reacție se află: HgI_2 roșu, Hg_2I_2 verde și I_2 violet. Echilibrul se deplasează la modificarea temperaturii.
				$HgCl_2(aq) + 2KI(aq) \rightarrow HgI_2(s) + 2KCl(aq)$ $2HgI_2 \xrightleftharpoons[\text{răcire}]{\text{încălzire}} Hg_2I_2 + I_2$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> roșu-corai verde </div>
4	Factorii care influențează echilibrul chimic Influența concentrației asupra echilibrului chimic	Pâlnie de separare, cilindru gradat	25 ml sol $CuCl_2$, câteva picături sol KI, sol concentrată NH_3 , CCl_4 sau cloroform	
		<p>Se introduce soluția de $CuCl_2$ în pâlnia de separare, peste care se adaugă soluția de KI. Se agită conținutul pâlniei. Se observă formarea unui precipitat galben murdar de CuI. La adăugarea cloroformului, iodul I_2 din soluție se dizolvă în cloroform și se scoate din sistemul de echilibru, iar soluția se decolorează. În acest caz echilibrul se deplasează spre formarea iodului scos din sistem deci în sens direct și se intensifică colorația violetă a soluției de cloroform.</p> $2CuCl_2 + 4KI = I_2 + 4KCl + 2CuI$ <p>Apoi se toarnă puțin amoniac în pâlnia de separare și se observă formarea unei substanțe de culoare albastru intens din cauză că amoniacul complexează ionii de Cu^{2+} care se scot din sistem, iar echilibrul se deplasează în sens invers, în sensul formării componentului scos din sistem. Stratul de cloroform din nou se decolorează fiindcă iodul se consumă în reacția inversă spre a forma KI.</p>		
		Pahar Berzelius (50 ml), pipetă, 4 eprubete, spatulă	20 ml sol $FeCl_3$, sau $Fe_2(SO_4)_3$, sol KSCN, sol $AgNO_3$	$FeCl_3 + 6KSCN = K_3[Fe(SCN)_6] + 3KCl$ $AgNO_3 + KSCN = Ag(SCN) + KNO_3$
		<p>În pahar se obține hexasulfocianoferrat (III) de potasiu, de culoare roșie din sarea de fier și KSCN. Conținutul paharului se împarte apoi în patru eprubete. Prima eprubetă rămâne martor, în a doua se adaugă soluție de KSCN, în a treia sare de fier, iar în ultima soluție de $AgNO_3$. Se observă modificarea culorii comparativ cu eprubeta martor. Culoarea din a doua eprubetă se intensifică, la fel se întâmplă în eprubeta a treia, iar în ultima scade în intensitate. Explicația este deplasarea echilibrului spre compensarea ionilor deficitari și spre consumarea ionilor în exces.</p>		
	Influența temperaturii asupra echilibrului chimic	2 baloane cu fund plat prevăzute cu dopuri, 2 cristalizoare, trepied, sită ceramică,	Cupru șpan, sol HNO_3 , apă, gheață	

		spirtieră, stativ, clemă, mufă, pahar Erlenmeyer cu tub lateral cu dop lateral, tub de cauciuc flexibil		
		<p>Atenție! Reacția trebuie efectuată sub nișă, deoarece unele substanțe sunt toxice.</p> <p>Se prepară NO₂ prin reacția cuprului cu acidul azotic. Se umplu două baloane prevăzute cu dopuri etanșe cu gazul degajat. Culoarea gazului în cele două baloane este identică. Primul balon se scufundă într-un vas cu apă caldă, iar al doilea într-un cristalizor cu gheață.</p> <p>În balonul încălzit culoarea se intensifică, în celălalt culoarea scade semnificativ în intensitate.</p> $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4 + Q$ <p>Brun-roșcat Incolor</p>		

Reacții acido-bazice



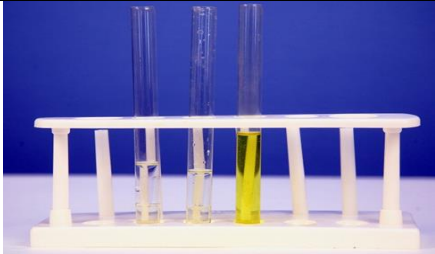
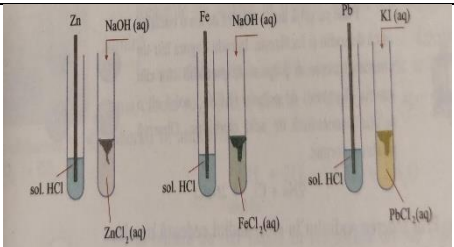

Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Acțiunea asupra indicatorilor Acizii și indicatorii	6 eprubete, stativ pentru eprubete	6 ml sol HCl, 6 ml sol H ₂ CO ₃ (apă carbogazoasă), fenolftaleină, turnesol, metiloranj	În primele trei eprubete se pun câte 2 ml sol HCl, în restul câte 2 ml apă carbogazoasă. Se testează reacția de culoare a fiecărui acid cu cei trei indicatori. Intensitatea culorii indicatorului depinde și de tăria acizilor.
	Bazele și indicatorii	6 eprubete, stativ pentru eprubete	6 ml sol NaOH, 6 ml sol NH ₃ fenolftaleină, turnesol, metiloranj	În primele trei eprubete se pun câte 2 ml sol NaOH, în restul câte 2 ml sol NH ₃ . Se testează reacția de culoare a fiecărei baze cu cei trei indicatori. Intensitatea culorii indicatorului depinde și de tăria bazei.
2	Proprietățile chimice ale acizilor Reacția cu metale	Pahar Erlenmeyer, dop din cauciuc perforat, pâlnie de separare, tub din sticlă (S), postament cu tijă, clemă, mufă, cristalizor, eprubetă, pâlnie de filtrare, chibrituri	3 g granule de zinc, sol HCl	În paharul Erlenmeyer se pun câteva granule de zinc (aproximativ 3g). În dopul de cauciuc se introduce tubul pentru culegerea gazelor și pâlnia de separare. Paharul Erlenmeyer se fixează cu ajutorul unei cleme în stativ. Dopul se introduce în paharul Erlenmeyer. Capătul tubului de sticlă, prelungit cu tub flexibil se introduce într-un cristalizor umplut cu apă. Se așează peste el o eprubetă cu apă cu gura în jos. Se umple pâlnia de separare cu 10ml acid clorhidric, folosind o pâlnie adecvată.


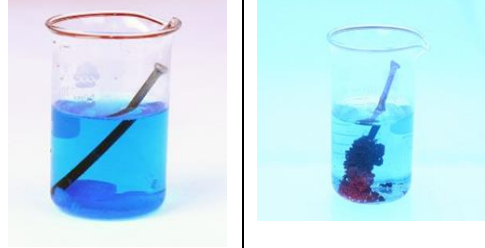
		<p>Se deschide robinetul pâlniei de separare și se lasă acidul să picure peste granulele de zinc.</p> <p>Hidrogenul rezultat în urma reacției înlocuiește apa din eprubetă. Hidrogenul rezultat se pune în evidență cu ajutorul unui chibrit aprins răsturnând foarte repede eprubeta cu gura în sus. Se aude o ușoară pocnitură la arderea hidrogenului în oxigen.</p>		
	Reacția cu oxizii metalici	Eprubetă, spatulă	CuO solid, sol H ₂ SO ₄	<p>Peste CuO din eprubetă se adaugă soluția de acid. Culoarea neagră a oxidului trece în albastră, specifică CuSO₄.</p> $\underset{\text{negru}}{\text{CuO}} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underset{\text{albastru}}{\text{CuSO}_4} + \text{H}_2\text{O}$
	Reacția cu bazele (neutralizarea)	Pahar Erlenmeyer, sticlă de ceas, sită ceramică, mufe, biuretă cu robinet, cleme postament cu tijă	Sol HCl 1M, sol NaOH 1M, fenolftaleină, metiloranj	<p>Primul experiment recomandat este acidimetrie, folosind fenolftaleina ca indicator, al doilea acidimetrie cu metiloranj, al treilea alcalimetrie cu fenolftaleină, iar ultimul alcalimetrie cu metiloranj.</p> <p>La acidimetrie în biuretă se introduce acidul, la alcalimetrie baza.</p>
				
		<p>Într-un pahar Erlenmeyer se introduce o soluție NaOH 1M (10ml) în care s-au pus câteva picături de fenolftaleină sau de metiloranj. Într-o biuretă cu robinet se pune o soluție de HCl 1M (15ml). Eliminăm bulele de aer din biuretă deschizând ușor robinetul (într-un pahar Berzelius). Se notează numărul de mililitri existenți în biuretă.</p> <p>Se dă drumul la soluția de HCl din biuretă să curgă picătură cu picătură peste soluția de NaOH până are loc virajul roz-incolor pentru fenolftaleină sau galben-portocaliu pentru metiloranj. Reacția care are loc: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Se observă câți ml de HCl 1M s-au consumat în timpul reacției de neutralizare. Prin evaporarea soluției, pe sticla de ceas rămâne clorură de sodiu. Se repetă experimentul luând în paharul Erlenmeyer o probă de HCl, folosind pentru NaOH biureta.</p>		
	Reacția cu săruri ale acizilor mai slabi	Eprubetă, spatulă	NaHCO ₃ solid, sol HCl	Peste bicarbonatul de sodiu din eprubetă se toarnă soluție de HCl. Reacția are loc cu efervescentă, HCl este acid mai tare decât H ₂ CO ₃ , pe care-l eliberează din sarea sa.
3	Proprietățile chimice ale bazelor Reacția cu oxizii nemetalici	2 pahare Erlenmeyer, tub de sticlă	CaO solid, apă, CO ₂ din aer expirat	<p>În primul pahar Erlenmeyer se pune apă și var nestins. Soluția obținută de var stins se decantează, apa de var limpede se transvazează în celălalt pahar.</p>
		Cu ajutorul unui tub de sticlă se barbotează aer expirat, încărcat cu CO ₂ . Apa de var se tulbură și se obține un precipitat alb.		
	Reacția cu acizii	Este descrisă la proprietățile chimice ale acizilor.		


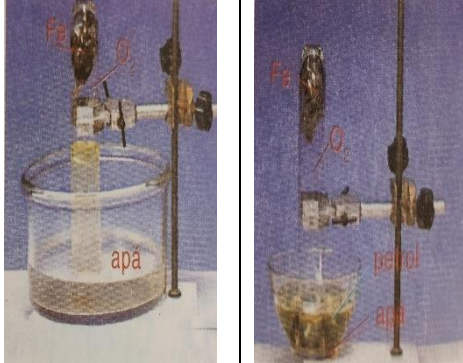
	Reacția cu săruri	Eprubetă, spatulă	NH ₄ Cl solidă, sol NaOH	Peste clorura de amoniu din eprubetă se toarnă soluție de NaOH. NaOH este bază mai tare decât NH ₃ , pe care-l eliberează din sarea sa. Amoniacul degajat se recunoaște după miros.
4	Tăria acizilor și bazelor Compararea tăriei acide pe baza volumului de H ₂ format între Zn și HCl	2 pahare Erlenmeyer, spatulă,	2 g Zn, 50 ml sol HCl 1M, 50 ml CH ₃ COOH 1M, apă	 <p>În fiecare dintre paharele Erlenmeyer se introduce câte 1 g de zinc. Se toarnă în primul balon soluția de HCl, în al doilea soluția de acid acetic. Se observă nivelul apei din fiecare biuretă în timp. Se constată că în prima biuretă nivelul apei scade mai mult decât în a doua, deci în prima biuretă se formează mai mult H₂ decât în a doua. Deci acidul clorhidric este un acid mai tare decât acidul acetic.</p>
	Compararea tăriei chimice pe baza intensității luminoase produse de soluțiile substanțelor	Pahar Berzelius, electrozi, conductori metalici, sursă de tensiune, bec cu postament, întrerupător	100 ml sol HCl, 100 ml sol CH ₃ COOH, 100 ml sol NaOH, 100 ml sol NH ₃	 <p>Se toarnă în pahar, pe rând, câte 100 ml din una dintre soluțiile apoase de acizi și baze: HCl, CH₃COOH, NaOH și NH₃. Se închide circuitul electric și se compară luminozitatea becului. Intensitatea luminoasă a becului este diferită de la o soluție la alta; mai mare pentru HCl și NaOH decât pentru soluțiile de CH₃COOH și NH₃. Substanțele cu conductibilitate mare au tărie mai mare, cele cu conductibilitate mică au tărie mică.</p>
5	Determinarea pH-ului soluțiilor	Hârtie indicatoare de pH	Soluții apoase de HCl, H ₂ CO ₃ (apă carbogazoasă), NaOH, NH ₃	 <p>Cu bagheta de sticlă se ia o picătură de soluție și se umezește cu ea o bucată de hârtie indicatoare de pH. Hârtia se colorează. Se compară culoarea cu scala de culori de pe cutia hârtiei de pH. Se procedează identic pentru fiecare soluție. Soluțiile de acizi au pH mai mic decât 7, cele de baze au pH mai mare decât 7.</p>

Reacții redox

Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Exemple de reacții redox Reacția Na cu Cl ₂ (metal + nemetal)	Eprubete, suport pentru eprubete, dop	Obținerea apei de clor: Sol HCl, KClO ₃ solid	Atenție! Clorul este un gaz toxic, de aceea experimentul se efectuează sub nișă.


	de cauciuc cu un orificiu, tub de sticlă (L), pahar Erlenmeyer		Clorul se poate obține la rece direct în cilindru de sticlă, din $KClO_3$ și HCl concentrat în cantități mici. Într-o eprubetă uscată așezată într-un stativ se pune o cantitate mică de clorat de potasiu. În dopul de cauciuc se introduce tubul pentru culegerea gazelor. Peste cloratul de potasiu se toarnă acid clorhidric și se astupă eprubeta cu dopul de cauciuc. Clorul rezultat se culege într-o altă eprubetă, în apă, formând apa de clor.
			
	Cilindru de sticlă, lingură de ars, spirtieră, sticlă de ceas, hârtie de filtru, cuțit	Apă de clor, Na metalic	Atenție! Clorul este un gaz toxic, de aceea experimentul se efectuează sub nișă. Într-un cilindru de sticlă se toarnă apă de clor, apoi se introduce o lingură de ars cu o bucătică de Na ștearsă de petrol. Sodiul reacționează energic cu clorul și se obține un fum alb de $NaCl$.
Reacția Zn cu I_2	Eprubetă, spatule, pipetă	1,5 g cristale de iod, 0,5 g pulbere de zinc, apă	Se pun într-o eprubetă 1,5g cristale de iod, iar peste acestea un strat de 0,5g pulbere sau granule mici de Zn . Deasupra zincului se așează un cristal de iod. Se picură în eprubetă cu ajutorul unei pipete 1-2 picături de apă. Reacția se produce cu viteză mare, formând iodură de zinc. $Zn + I_2 = ZnI_2$
Reacția metalelor cu acizii $Zn + HCl$ $Fe + HCl$ $Pb + HCl$	3 eprubete	Sol HCl , lamelă de zinc, cui de fier, lamelă de plumb, sol $NaOH$, sol KI	
	În cele trei eprubete se toarnă soluție de HCl . În prima eprubetă se introduce o lamelă de zinc, în a doua un cui de fier, iar în a treia o lamelă de plumb. După încetarea degajării de gaz, în primele două eprubete se adaugă soluție $NaOH$, iar în ultima soluție de KI , pentru reacțiile de identificare a ionilor trecuți în soluție. Se obțin: $Zn(OH)_2$ precipitat alb, $Fe(OH)_2$ precipitat verde și PbI_2 precipitat galben, ceea ce arată că ionii de zinc, fier și plumb există în soluție.		
$Cu + HNO_3$	2 pahare Berzelius (50 ml)	2 plăcuțe de Cu , 20 ml apă distilată, 20 ml sol HNO_3 2M	

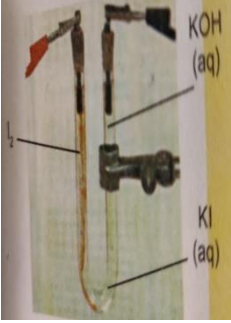
			
	<p>În două pahare Berzelius se pune câte o plăcuță de Cu. În primul pahar se toarnă apa distilată, în al doilea soluția de acid azotic. Cu nu reacționează cu apa, dar cu HNO₃ formează un gaz brun-roșcat și soluția devine verde.</p> $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2 \text{ (gaz brun-roșcat)}$		
Reacția metalelor cu sărurile altor metale $\text{Zn} + \text{CuSO}_4$	Pahar Berzelius	Sol CuSO ₄ , lamelă de zinc	În paharul Berzelius se toarnă soluție de CuSO ₄ și se introduce o lamelă de zinc. După un timp se constată depunerea unui strat brun-roșcat de cupru metalic pe lamela de zinc, iar intensitatea culorii soluției de CuSO ₄ scade.
$\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Pahar Berzelius	Sol Pb(NO ₃) ₂ , lamelă de zinc	În paharul Berzelius se toarnă soluție de azotat de plumb și se introduce o lamelă de zinc. După un timp se constată depunerea unui strat de plumb metalic pe lamela de zinc.
$\text{Fe} + \text{CuSO}_4$	Pahar Berzelius	Sol CuSO ₄ , cui de fier	
	În paharul Berzelius se toarnă soluție de CuSO ₄ și se introduce un cui de fier. După un timp se constată depunerea unui strat brun-roșcat de cupru metalic pe cuiul de fier, iar intensitatea culorii soluției de CuSO ₄ scade.		
$\text{Cu} + \text{AgNO}_3$		Sol AgNO ₃ , șpan de cupru	În paharul Berzelius se toarnă soluție de AgNO ₃ și se introduce șpan de cupru. După un timp se constată depunerea unui strat argintiu de argint metalic pe șpanul de cupru.
$\text{Ag} + \text{CuSO}_4$	Reacția nu are loc, deoarece reactivitatea chimică a Ag este mai mică decât a Cu. Metalele cu reactivitate chimică mai mare le scot din sărurile lor pe cele cu reactivitate chimică mai scăzută.		
Reacția nemetalelor cu oxizi metalici (CuO și C)	Eprubetă, 2 spatule, clește de lemn, spirtieră	CuO solid, cărbune fin divizat	Se introduce în eprubetă un amestec format din CuO și cărbune fin divizat în raport de 1:4, apoi eprubeta se încălzește. Pe pereții acesteia se depune cupru metalic, brun-roșcat. $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$
Reacția de disproportionare a ionilor de mercur din calomel în prezența NH ₃	Eprubetă	1 ml sol Hg ₂ (NO ₃) ₂ 1M, 3 ml sol KCl 1 M, 1 ml sol NH ₃ 5%	Se obține în eprubetă calomelul (precipitat alb), din soluția de Hg ₂ (NO ₃) ₂ și soluția de KCl. Peste calomel se adaugă soluția de amoniac. Precipitatul devine negru, datorită formării mercurului metalic, prin reacția de disproportionare:


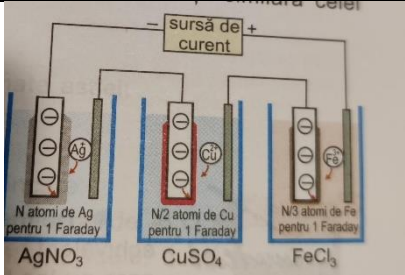
		$6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$ <p style="text-align: center;">Portocaliu Verde</p>	
		<p>În eprubetă se introduc cei trei reactanți. Soluția de $K_2Cr_2O_7$ virează de la portocaliu la verde. Sulfatul de fier este reducătorul, dicromatul de potasiu este oxidant, iar acidul sulfuric servește ca mediu de reacție.</p>	
2	Element galvanic Pila Daniell	2 pahare Berzelius, electrod cu Cu, electrod de Zn, tub de sticlă U, conductori electrici, voltmetru	Sol $CuSO_4$, sol $ZnSO_4$, sol $NaNO_3$ 
		<p>Se alcătuesc celulele galvanice din 2 pahare Berzelius. În primul pahar se introduce electrodul de Zn în soluția de $Zn(NO_3)_2$, în al 2-lea pahar electrodul de Cu în soluția de $Cu(NO_3)_2$. Contactul electric dintre soluțiile din cele 2 pahare Berzelius se realizează cu ajutorul punții de sare. Puntea de sare este alcătuită din tubul în formă de U, în care se află o soluție saturată de $NaNO_3$ sau NH_4Cl și care este închis la capete cu vată sau hârtie de filtru. În circuit se montează voltmetru, care va indica diferența de potențial dintre cele două semicelule.</p> <p>Procesele care au loc la electrozi sunt:</p> <p style="text-align: center;">Anod(-) $Zn = Zn^{2+} + 2e^-$</p> <p style="text-align: center;">Catod(+) $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$</p> <p>Reacția totală: $Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$</p> <p>Simbolic o astfel de pilă se prezintă:</p> <p style="text-align: center;">(-)Zn/Zn²⁺//Cu²⁺/Cu(+)</p> <p>Pila Daniell are o f.e.m = 1,1 volți</p>	
3	Coroziunea Ruginirea fierului	2 cristalizoare, 2 postamente cu tijă, 2 cleme, 2 mufe, 2 eprubete	Fe sârmă, apă, petrol 
		<p>Se realizează cele două montaje. În primul cristalizor se toarnă apă, în al doilea petrol. Se lasă în repaus pentru 2-3 zile. În primul montaj se constată că Fe a ruginit, în al doilea nu, deoarece petrolul izolează fierul de oxigenul din aer.</p>	



Clasa a XII-a

Reacții redox – vezi și experimentele recomandate pentru clasa a IX-a


Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Electroliza Electroliza apei	Voltmetru Hoffmann, conductori electrici, sursă de tensiune	Apă distilată, sol H ₂ SO ₄ sau NaOH	<div style="text-align: center;">  </div> <p>Se introduce în cristalizor sau în paharul Berzelius apă distilată. În apă se introduc cei 2 electrozi de grafit și se leagă în circuit în serie. Se observă că prin circuit nu trece curent electric, deoarece apa distilată nu conduce curentul electric.</p> <p>Dacă în apa distilată se introduc câteva picături de acid sulfuric, sau câteva cristale de hidroxid de sodiu, prin circuit trece curentul electric. Acidul sulfuric, respectiv hidroxidul de sodiu în prezența apei ionizează, formând ioni de hidroniu și ioni sulfat, respectiv ioni de sodiu și ioni hidroxil. Soluțiile care conțin ioni liberi conduc curentul electric și se numesc soluții de electrolit.</p> <p>Apa acidulată cu acid sulfuric sau alcalinizată cu hidroxidul de sodiu, la trecerea curentului electric prin soluție, suferă un proces de descompunere numit electroliză. În procesul de dizolvare a acidului sulfuric au loc procesele de disociere:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HOH} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{HOH} + \text{HOH} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ <p>La trecerea curentului, ionii se orientează către electrozii de semn contrar. Astfel, ionii de hidroniu (+) se adună în jurul catodului (-), iar ionii hidroxil și ionii sulfatați se adună în jurul anodului (+) și are loc descărcarea lor la electrozi.</p> <p>La catod:</p> $\text{H}_3\text{O}^+ + 1e = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \quad \text{–proces primar}$ $2\text{H}^+ = \text{H}_2 \quad \text{–proces secundar}$ <p>La anod :</p> $\text{HO}^- - 1e = 2\text{HO}^- \quad \text{–proces primar}$ $2\text{HO}^- = \text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 \quad \text{–proces secundar}$ <p>La electroliza apei rezultă hidrogen la catod și oxigen la anod, în raport de volum de 2:1. Se observă că acidul sulfuric rămâne în electrolizor în cantitatea introdusă, el având doar rolul de a mări conductibilitatea electrică a apei.</p>





Electroliza soluției de NaCl	Pahar Berzelius, tub de sticlă U, 2 electrozi de grafit, conductori electrici, sursă de tensiune, stativ, clemă, mufă, 2 pipete	Sol NaCl, fenolftaleină	În paharul Berzelius se prepară o soluție saturată de clorură de sodiu. Tubul de sticlă se montează cu ajutorul clemei și mufei pe suport. Soluția se introduce în electrolizor. În ramurile tubului se introduc electrozii de grafit și se leagă în serie cu sursa de curent. Sub acțiunea apei, clorura de sodiu disociază formând ioni de sodiu și ioni clorură $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
<p>În același timp ionizează și câteva molecule de apă conform ecuației: $2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$. La trecerea curentului în jurul electrodului legat la polul negativ al sursei se adună ionii de sodiu Na^+ și ionii hidroniu H_3O^+, iar la polul pozitiv al sursei se adună ionii clorură Cl^- și ionii hidroxil OH^-. La catod se vor descărca ionii de hidroniu iar la anod ionii clorură.</p> <p>Procesul global: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} = 1/2 \text{Cl}_2 + 1/2 \text{H}_2 + \text{NaOH}$</p> <p>Produceți de electroliză sunt: Cl_2 la anod, H_2 la catod și NaOH în cuva de electroliză, care se vizualizează cu ajutorul fenolftaleinei.</p> <p>Fenolftaleina se va colora în roșu. Clorul se recunoaște după miros.</p>			
Electroliza soluției de KI	Pahar Berzelius, tub de sticlă U, 2 electrozi de grafit, conductori electrici, sursă de tensiune, stativ, clemă, mufă, 2 pipete	Sol de iodură de potasiu, amidon, fenolftaleină	
<p>Într-un pahar Berzelius se pregătește soluția de iodură de potasiu. Se montează în suport (cu ajutorul mufei și al clemei) tubul în formă de U, în care se introduce soluția de iodură de potasiu. Cu ajutorul celor două pipete se introduc în ramurile tubului: fenolftaleina în spațiul catodic (legat la borna negativă a sursei) și soluție de amidon în spațiul anodic (legat la borna pozitivă a sursei). În prezența moleculelor de apă iodura de potasiu disociază. Apa disociază și ea formând ioni de hidroniu și ioni hidroxil.</p> <p>La trecerea curentului ionii pozitivi se adună în jurul catodului și se vor descărca pe suprafața electrodului celui care are potențial de reducere mai mare. Ionii negativi se adună în jurul anodului și pe suprafața electrodului se vor descărca ionii care au potențial de oxidare mai mic.</p> <p>La electroliza iodurii de potasiu la catod se degajă hidrogen, la anod se adună iodul, iar în electrolizor rămâne hidroxidul de potasiu. Iodul din spațiul anodic se vizualizează cu amidonul. I_2 cu amidon se colorează în albastru intens. În spațiul catodic fenolftaleina se colorează în roșu carmin.</p> <p>Procesul global: $2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{I}_2 + 2\text{KOH}$</p>			


	Electroliza soluției de CuSO_4	Pahar Berzelius, tub de sticlă U, 2 electrozi de grafit, conductori electrici, sursă de tensiune, stativ, clemă, mufă, pipetă 2 buc.	Sol CuSO_4	
<p>Tubul sub forma de U se umple cu o soluție de sulfat de cupru. Tubul se montează pe suport cu ajutorul clemei și mufei. În ramurile tubului U se introduc electrozii de grafit și se leagă de sursa de curent. În soluția de sulfat de cupru are loc procesul de disociere a sării în ioni de Cu^{+2} și SO_4^{-2}. În același timp are loc și ionizarea apei în măsură mică. La trecerea curentului electric, în jurul catodului se adună ionii Cu^{+2} și ionii H_3O^+, iar în jurul anodului se adună ionii sulfat SO_4^{-2} și ionii hidroxil OH^-. La catod se descarcă ionii de cupru care au potențial de reducere mai mare, iar la anod se vor descărca ionii hidroxil care au potențial de oxidare mai mic</p> <p>Procesul global: $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu} + 1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$</p>				
2	Legile electrolizei Legea a II-a a electrolizei	3 celule de electroliză, 6 electrozi din grafit, conductori electrici, sursă de tensiune, ampermetru	Sol AgNO_3 , sol CuSO_4 , sol FeCl_3	
<p>În primul electrolizor se pune o soluție de AgNO_3, în al 2-lea electrolizor se pune o soluție de CuSO_4, și în al 3-lea electrolizor se pune o soluție de FeCl_3. Cele trei electrolizoare se montează în serie. Catozii din cele trei electrolizoare se cântăresc înainte și după experiment. Pe electrozi are loc depunerea argintului din electrolizorul 1, cuprului în electrolizorul 2 și fierului în electrolizorul 3. Masele de metal depuse se calculează cântărind electrozii după electroliză și făcând diferența dintre masa finală și masa inițială a electrodului. Concluzie: Masele de Ag, Cu și Fe depuse la electrozi vor fi direct proporționale cu echivalentul chimic al acestora. $m = c \cdot E = c \cdot \frac{A}{n}$, c este o constantă care include în valoarea sa inversul numărului Faraday și cantitatea de sarcină necesară separării metalelor. $c = \frac{1}{F} \cdot Q$ și m devine</p> $m = \frac{A}{n} \cdot \frac{1}{F} \cdot Q = \frac{A}{n} \cdot \frac{1}{F} \cdot I \cdot t$ <p>termenul $\frac{A}{n} \cdot \frac{1}{F} = k$ și se numește echivalent electrochimic. Echivalentul electrochimic este proporțional cu echivalentul chimic (legea a II-a a electrolizei). Echivalentul metalelor este raportul maselor atomice și valența lor (deci numărul electronilor primiți la electroliză).</p>				



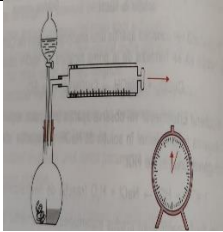
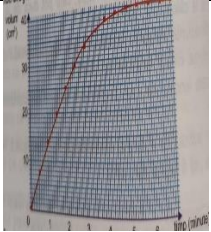
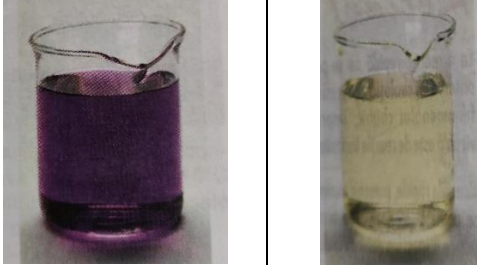
3	Titarea redox	Postament cu tijă, clemă, mufă, biuretă, pahar Erlenmeyer	Sol Na ₂ S ₂ O ₃ 0,1M, 10 ml sol KI 10%, 10 ml sol H ₂ SO ₄ 20%, sol amidon 1%		
<p>Metoda titrimetrică (volumetrică) în care titrantul este o soluție de iod în iodură de potasiu se numește iodometrie. Soluția de iod în KI se obține prin dizolvarea iodului în exces de KI, dar nu se poate folosi în practică drept titrant deoarece nu există un indicator potrivit de semnalizare a sfârșitului titrării. În practică iodul se obține direct în vasul de reacție prin adăugare de KI în exces la soluția unui agent oxidant, de exemplu:</p> $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{KI} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>Iodul poate fi titrat cu un agent reducător, cum ar fi tiosulfatul de sodiu, Na₂S₂O₃, conform reacției:</p> $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ <p>Sfârșitul tirării se face remarcat cu amidon, care formează cu iodul un compus colorat intens în albastru. Când tot iodul a fost titrat culoarea albastră dispăre. În biuretă se introduce soluție de Na₂S₂O₃ 0,1M. Se notează volumul V₁ citit la biuretă. Proba de analizat se diluează cu apă distilată, spălând pereții paharului. Se adaugă apoi 10 ml sol KI 10% și 10 ml sol H₂SO₄, se agită, se acoperă cu o sticlă de ceas și se lasă 5 minute la întuneric. Se titrează proba cu agitare continuă până ce soluția devine galbenă. Se adaugă apoi câteva picături de soluție de amidon, când soluția devine albastră intens. Se continuă titrarea până la dispariția culorii albastre. Soluția rămâne verzuie datorită ionilor de crom din sulfatul său. Se citește volumul V₂ la biuretă. Se calculează volumul la echivalență V_e.</p> <p>1000ml sol Na₂S₂O₃.....0,1 moli Na₂S₂O₃ V_e ml . Na₂S₂O₃.....x moli</p> <p>Se determină apoi numărul de moli de K₂Cr₂O₇:</p> <p>1 mol K₂Cr₂O₇.....6 moli Na₂S₂O₃ y moli K₂Cr₂O₇.....x moli Na₂S₂O₃</p> <p>Cantitatea de K₂Cr₂O₇ este: m = 294 *V_e*0,1 / 1000 *6 grame</p>					

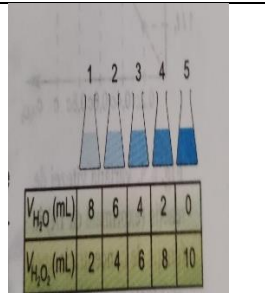
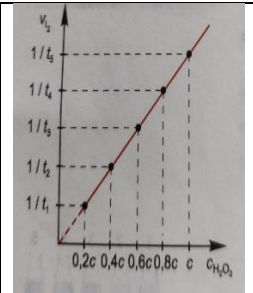

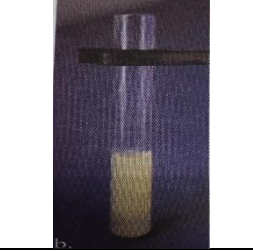
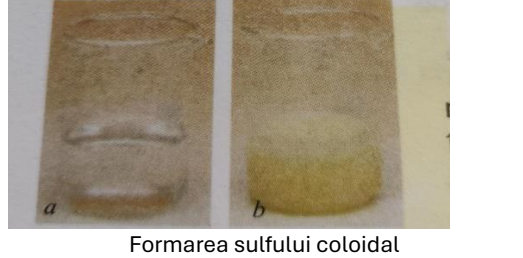
Termochimie

Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Efecte termice în reacțiile chimice Reacții exoterme	Descompunerea bicromatului de amoniu Capsulă de porțelan, spirtieră, spatulă	(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ solid	 <p>În capsula de porțelan se pune un vârf de spatulă de bicromat de amoniu și se încălzește până la declanșarea reacției. Se formează un vulcan miniatural, conform reacției:</p> $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + 3/2\text{O}_2$

	<p>Reacția Fe cu S Trepied, sită ceramică, spirtieră, spatule; Eprubetă, spirtieră, clește de lemn, spatule</p>	<p>Pilitură de fier, pulbere de sulf</p>	
<p>Pe o sită ceramică așezată pe un trepied se pune un amestec de pilitură de fier și sulf pulbere. Se încălzește amestecul. Fierul reacționează energic cu sulful, cu degajare de lumină și căldură.</p> $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS} + \text{Q}$ <p>Reacția se poate efectua și în eprubetă. Eprubeta se încălzește până ce amestecul devine roșu incandescent, apoi reacția continuă de la sine formând sulfură de fier neagră.</p>			
	<p>Arderea piliturii de Fe și Al Spatule, spirtieră</p>	<p>Pilitură de Fe, pilitură de Al</p>	 <p style="text-align: center;">Arderea Fe în aer</p>  <p style="text-align: center;">Arderea Al în aer</p>
<p>Cu ajutorul unei spatule vom presăra în flacăra spirtierei: Al pulbere, respectiv pilitură de fier. Al și Fe ard cu scânteii, cu multă lumină și căldură.</p> $2\text{Al} + 3\text{O}_2 = \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$ $2\text{Fe} + 3\text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Q}$			
	<p>Reacția NaCl cu AgNO3 Pahar Berzelius, termometru</p>	<p>Sol NaCl, sol AgNO₃</p>	
<p>Într-un pahar Berzelius se introduce 15 ml soluție NaCl și se măsoară temperatura, apoi se adaugă soluție de azotat de argint până la precipitare complete, urmată de o nouă măsurare a temperaturii. Se constată că temperatura finală este mai mare decât cea inițială.</p>			
<p>Reacțiile exoterme sunt acele reacții care au loc cu degajare de căldură sau căldură și lumină.</p>			
<p>Reacții endoterme</p>	<p>Descompunerea CuCO3 Eprubetă, clește de lemn, spirtieră</p>	<p>CuCO₃ solid</p>	<p>Se introduce carbonatul de cupru într-o eprubetă perfect uscată și se încălzește la flacăra unei spirtiere. Se observă schimbarea rapidă a culorii de la verde la negru. Carbonatul de cupru s-a descompus în oxidul de cupru negru. Ecuația reacției:</p> $\text{CuCO}_3 + \text{Q} = \text{CuO} + \text{CO}_2$
	<p>Descompunerea bicarbonatului de sodiu Eprubetă, spirtieră, spatulă, clește de lemn</p>	<p>NaHCO₃ solid</p>	<p>În eprubetă se introduce bicarbonat de sodiu solid, apoi acesta se încălzește. Bicarbonatul de sodiu pierde vapori de apă și CO₂, iar cantitatea de bicarbonat din eprubetă scade:</p> $2\text{NaHCO}_3 + \text{Q} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

		Reacția acidului citric cu NaHCO₃ Pahar Berzelius, termometru, spatule	Acid citric solid, bicarbonat de sodiu solid, 50 ml apă	
		În paharul Berzelius se introduc 50 ml apă, i se măsoară temperatura inițială, apoi se adaugă un amestec de acid citric și bicarbonat de sodiu solide. Se agită și se măsoară temperatura finală a soluției. Substanțele reacționează cu degajare de CO ₂ și temperatura sistemului scade.		
		Reacțiile endoterme sunt acele reacții care au loc cu absorbție de căldură.		
2	Căldura de dizolvare a NaOH solid	Cilindru gradat, calorimetru, termometru, balanță	100 ml apă distilată, 2 g NaOH solid	Se măsoară cu cilindrul gradat 100 ml H ₂ O distilată și se introduce în calorimetru. Se pune capacul și măsoară temperatura t ₁ a apei.
		Cu ajutorul balanței se cântăresc 2 g NaOH solid, care se introduc în apa din calorimetru. Se agită soluția și cu ajutorul termometrului se măsoară temperatura t ₂ a soluției.		
		Se calculează efectul termic $Q_{dizolvare} = m_{sol} \cdot c \cdot (t_2 - t_1)$		
		Entalpia de dizolvare $\Delta H_{dizolvare} = \frac{\Delta Q}{\nu} = \frac{m_{sol} \cdot c \cdot (t_2 - t_1)}{\nu}$ unde:		
		$m_{sol} = m_a + m_d$		
		m_d este masa de NaOH cântărit		
		$c = 4,18 \text{ J} / \text{g} \cdot \text{grad}$		
		$t_2 - t_1$ este diferența de temperatură finală și inițială		
		$\nu = \frac{m_d}{M_{NaOH}}$		
3	Căldura de neutralizare a HCl cu NaOH	Cilindru gradat, calorimetru, termometru	100 ml sol HCl 0,5M, 100 ml sol NaOH 0,5M	Cu mensura se pun 100 ml HCl 0,5M în calorimetru. Se măsoară temperatura t ₁ . Peste soluția de HCl se pun 100 ml soluție de NaOH 0,5M.
		Se agită. Se măsoară temperatura t ₂ . Se calculează efectul termic		
		$\Delta H_{neutralizare} = \frac{Q}{\nu} = \frac{m_{sol.acida} + m_{sol.baza} \cdot c \cdot (t_2 - t_1)}{\nu}$		
		La neutralizarea unui acid tare cu o bază tare entalpia de neutralizare este aceeași indiferent de acid sau bază $\Delta H_{neutralizare} = -57,27 \text{ kJ} / \text{echivalent gram}$		


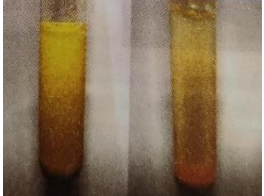
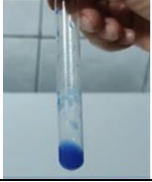
		Fermentația alcoolică Vas de sticlă 1L, strecurător, mașină de tocat	250 g fructe coapte, 1 l apă, o bucată de drojdie de bere	
		Se zdrobesc 250g fructe coapte și se pun într-un vas de sticlă, apoi se adaugă 1 l apă și drojdie de bere cât un bob de mazăre. Amestecul se lasă în repaus câteva zile, după care se filtrează. Practic are loc fermentația alcoolică a glucozei din suc dulce al fructelor. Lichidul obținut după filtrare se poate supune distilării. Ecuația reacției este: $C_6H_{12}O_6 = 2CH_3-CH_2-OH + 2 CO_2$		
		Obținerea grădinii chimice Pahar Berzelius (250 ml)	20 ml sol silicat de sodiu, $CuSO_4$ solid, $CoCl_2$ solid, $MgSO_4$ solid, $Fe_2(SO_4)_3$ solid	
		În paharul Berzelius se introduce mai întâi soluția de silicat de sodiu, apoi câteva cristale din fiecare sare. Creșterea cristalelor colorate are loc în timp.		
3	Viteza de reacție Reacția Mg cu HCl	Balon cu fund plat, dop din cauciuc cu două orificii, pâlnie picurătoare, seringă	Panglică de Mg, 20 ml sol HCl 1M	 
		În balonul cu fund plat se introduce panglica de magneziu. Se atașează dopul din cauciuc, apoi pâlnia picurătoare cu soluția de HCl și o seringă (care va permite măsurarea volumului de gaz degajat, presupunând că pistonul se mișcă fără frecare). Se deschide robinetul pâlniei și se măsoară volumul de gaz format din 0,5 în 0,5 minute. Se construiește curba cinetică $V_{H_2} = f(t)$.		
	Reacția $FeSO_4$ cu sol acidulată de $KMnO_4$	Pahar Berzelius, cronometru	Sol $KMnO_4$, sol H_2SO_4 , sol $FeSO_4$	
		În pahar se introduce soluția acidulată de permanganat de potasiu, apoi un volum de soluție de sulfat feros cu aceeași concentrație. Se măsoară timpul în care soluția se decolorează. Se repetă experimentul cu soluție de $FeSO_4$ cu concentrație dublă și se compară timpul cu cel din experimentul anterior. Viteza de reacție se dublează în al doilea experiment.		
	Descompunerea H_2O_2	Balon cu fund plat (100 ml)	MnO_2 (un vârf de spatulă), sol H_2O_2 3%	În vas se introduc apa oxigenată și dioxidul de mangan (catalizator). Se cântărește amestecul din balon, apoi se repetă cântărirea la fiecare 60 de secunde. Se trasează graficul concentrației apei oxigenate în funcție de timp. Masa amestecului scade în timp datorită oxigenului degajat.

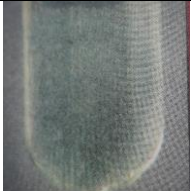



4	Legea de viteză	5 pahare Erlenmeyer, pipete	500 ml sol KI 0,2M, 5 ml sol HCl 1M, 25 ml sol Na ₂ S ₂ O ₃ 0,1M, 2-3 picături suspensie amidon în apă, 10 ml H ₂ O ₂ , apă distilată																																																						
<p>În fiecare pahar se introduc în ordine: 100 ml sol KI, 1 ml sol HCl, 5 ml sol Na₂S₂O₃ 0,1M, 2-3 picături suspensie amidon în apă, conform tabelului apă distilată și 2 ml apă oxigenată. Fără agitare se cronometrează timpul până la apariția primelor semne de culoare generate de reacția identificării iodului cu amidon (culoare albastră). Timpul scurs până la apariția culorii albastre este cu atât mai scurt cu cât concentrația apei oxigenate este mai mare.</p> $\text{KI} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{HI}$ $2\text{HI} + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$ $\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 2\text{NaI} + 2\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$																																																									
5	Factorii ce influențează viteza de reacție Suprafața de contact a reactanților	Capsulă de porțelan, baghetă de sticlă, 2 eprubete, 2 spatule	Pb(NO ₃) ₂ solid și soluție, KI solidă și soluție																																																						
<p>Se efectuează reacția azotatului de plumb cu iodura de potasiu în stare cristalizată în capsula de porțelan și în soluție în eprubetă. Reacția în soluție este instantanee, cea în stare solidă se desfășoară în timp mai îndelungat. Se obține iodura de plumb de culoare galbenă intensă.</p>																																																									
Concentrația reactanților		2 pipete, 12 eprubete, cronometru	Sol Na ₂ S ₂ O ₃ 0,5M, sol H ₂ SO ₄ 0,5M, apă distilată	 <p style="text-align: center;">Formarea sulfului coloidal</p>																																																					
<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <thead> <tr> <th rowspan="2">Nr. eprubetei</th> <th colspan="3">Volumul</th> <th rowspan="2">Timpul (s)</th> <th rowspan="2">Viteza, $v = 1/t$ (mol·L⁻¹·s⁻¹)</th> <th rowspan="2">Concentrația Na₂S₂O₃ (mol/L)</th> </tr> <tr> <th>sol. Na₂S₂O₃</th> <th>H₂O</th> <th>sol. H₂SO₄</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>3 mL</td> <td>-</td> <td>3 mL</td> <td></td> <td></td> <td>0,5</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>2,5 mL</td> <td>0,5 mL</td> <td>3 mL</td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>2 mL</td> <td>1 mL</td> <td>3 mL</td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>1,5 mL</td> <td>1,5 mL</td> <td>3 mL</td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>1 mL</td> <td>2 mL</td> <td>3 mL</td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>6</td> <td>0,5 mL</td> <td>2,5 mL</td> <td>3 mL</td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </tbody> </table>						Nr. eprubetei	Volumul			Timpul (s)	Viteza, $v = 1/t$ (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)	Concentrația Na ₂ S ₂ O ₃ (mol/L)	sol. Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	sol. H ₂ SO ₄	1	3 mL	-	3 mL			0,5	2	2,5 mL	0,5 mL	3 mL				3	2 mL	1 mL	3 mL				4	1,5 mL	1,5 mL	3 mL				5	1 mL	2 mL	3 mL				6	0,5 mL	2,5 mL	3 mL			
Nr. eprubetei	Volumul			Timpul (s)	Viteza, $v = 1/t$ (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)		Concentrația Na ₂ S ₂ O ₃ (mol/L)																																																		
	sol. Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	sol. H ₂ SO ₄																																																						
1	3 mL	-	3 mL			0,5																																																			
2	2,5 mL	0,5 mL	3 mL																																																						
3	2 mL	1 mL	3 mL																																																						
4	1,5 mL	1,5 mL	3 mL																																																						
5	1 mL	2 mL	3 mL																																																						
6	0,5 mL	2,5 mL	3 mL																																																						
<p>Reacția dintre acidul sulfuric și tiosulfatul de sodiu conduce la formarea sulfului coloidal. Se introduc soluțiile în eprubetele numerotate, conform tabelului, apoi se măsoară timpul scurs până la apariția sulfului coloidal. Se observă că soluțiile mai concentrate în tiosulfat de sodiu determină un timp de reacție mai scurt, iar cele mai diluate un timp mai lung.</p>																																																									





<p>Temperatura</p>	<p>2 pipete, 12 eprubete, cronometru, termometru</p>	<p>Sol Na₂S₂O₃ 0,5M, sol H₂SO₄ 0,5M</p>	<table border="1"> <thead> <tr> <th rowspan="2">Nr. eprubetei</th> <th rowspan="2">Vol. sol. Na₂S₂O₃</th> <th rowspan="2">Vol. sol. H₂SO₄</th> <th colspan="2">Temperatura</th> <th rowspan="2">Timpul (s)</th> </tr> <tr> <th>t (°C)</th> <th>T (K)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>3 mL</td> <td>3 mL</td> <td>30°</td> <td>303</td> <td></td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>3 mL</td> <td>3 mL</td> <td>40°</td> <td>313</td> <td></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>3 mL</td> <td>3 mL</td> <td>50°</td> <td>323</td> <td></td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>3 mL</td> <td>3 mL</td> <td>60°</td> <td>333</td> <td></td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>3 mL</td> <td>3 mL</td> <td>70°</td> <td>343</td> <td></td> </tr> <tr> <td>6</td> <td>3 mL</td> <td>3 mL</td> <td>80°</td> <td>353</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Nr. eprubetei	Vol. sol. Na ₂ S ₂ O ₃	Vol. sol. H ₂ SO ₄	Temperatura		Timpul (s)	t (°C)	T (K)	1	3 mL	3 mL	30°	303		2	3 mL	3 mL	40°	313		3	3 mL	3 mL	50°	323		4	3 mL	3 mL	60°	333		5	3 mL	3 mL	70°	343		6	3 mL	3 mL	80°	353	
Nr. eprubetei	Vol. sol. Na ₂ S ₂ O ₃	Vol. sol. H ₂ SO ₄	Temperatura				Timpul (s)																																								
			t (°C)	T (K)																																											
1	3 mL	3 mL	30°	303																																											
2	3 mL	3 mL	40°	313																																											
3	3 mL	3 mL	50°	323																																											
4	3 mL	3 mL	60°	333																																											
5	3 mL	3 mL	70°	343																																											
6	3 mL	3 mL	80°	353																																											
<p>Principiul experimentului este similar celui descris anterior, dar se folosesc soluții de aceeași concentrație (nu se mai diluează cu apă), însă se lucrează la temperaturi diferite. Se constată că timpul până la apariția sulfului coloidal scade cu creșterea temperaturii. Deci viteza de reacție crește cu creșterea temperaturii.</p>																																															
<p>Catalizatori</p>	<p>Eprubete, stativ pentru eprubete, spatulă</p>	<p>Apă oxigenată, MnO₂ solid</p>	<p>Se introduc în prima eprubetă 2-3ml perhidrol. Se agită conținutul eprubetei și după 5 minute se încearcă natura gazului cu ajutorul unui chibrit aprins. Nu se pune în evidență formarea oxigenului, deoarece descompunerea apei oxigenate este o reacție foarte lentă.</p>																																												
<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;">  <p>Reacție necatalizată</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Reactant + catalizator</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Desfășurarea reacției catalizate</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Finalul reacției</p> </div> </div>																																															
<p>Se repetă determinarea anterioară, dar peste perhidrol se adaugă un vârf de spatulă de MnO₂. Se observă degajarea abundentă a unui gaz. În absența catalizatorului reacția este foarte lentă, oxigenul degajat nu poate fi pus în evidență, pe când la adăugarea de catalizator reacția se desfășoară foarte rapid. O așchie incandescentă de brad se autoaprinde în apropierea gurii eprubetei punând în evidență degajarea de oxigen. Ecuațiile reacțiilor sunt:</p> $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2 \text{ reacția este foarte lentă}$ $2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2 \text{ reacția este rapidă}$ <p>Observații: În lipsă de MnO₂ se poate folosi o soluție de sare de cupru cu puțin amoniac. Reacția se desfășoară cu viteză mult mai mare decât în prezența MnO₂. Experiențele din imagine reprezintă reacția dintre apa oxigenată (perhidrol) și tartrat de sodiu și potasiu catalizată de ionii de Co⁺². Din imagini se poate deduce faptul că orice catalizator utilizat în reacție la sfârșitul reacției se reobține în cantitatea introdusă.</p>																																															
<p>(Inhibitori)</p>	<p>Unele fructe și legume ca: merele, piersicile, cartofii se înnegresc când sunt tăiate și expuse la aer. Se mojarază o tabletă de vitamina C (acid ascorbic) și se dizolvă în 50 ml apă, apoi se agită soluția. Se taie câteva felii subțiri de cartof și una dintre ele se înmoaie în soluție de acid ascorbic, alta în apă și se lasă la aer pe o foaie de hârtie. După 20 de minute se observă că felia tratată cu acid ascorbic nu s-a înnegrit, iar cea înmuiată în apă s-a închis la culoare. Înnegrirea fructelor și legumelor se datorează unei reacții de oxidare în aer care se produce sub acțiunea enzimei tirozinază. Acidul ascorbic acționează ca inhibitor al reacției de oxidare.</p>																																														


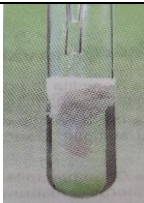
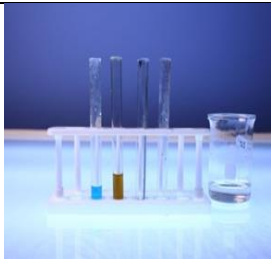

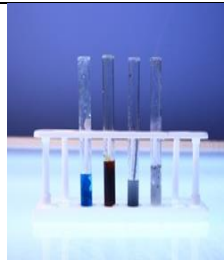
3	Stabilirea concentrației unei probe de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Principiul metodei constă în compararea intensității culorii soluției de analizat cu soluții etalon de concentrații cunoscute.																
		Într-un stativ se așează cinci eprubete gradate (30 ml), numerotate. Se prepară o soluție de CuSO_4 de concentrație 0,01M. Din aceasta, se introduc în eprubete volume de CuSO_4 și NH_3 , conform tabelului de mai jos și se aduc eprubetele la semn cu apă distilată:																
		<table border="1"> <thead> <tr> <th>Nr eprubetei</th> <th>Volum sol CuSO_4 0,01M</th> <th>Volum sol NH_3 conc.</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>2 ml</td> <td>20 ml</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>4 ml</td> <td>20 ml</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>6 ml</td> <td>20 ml</td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>8 ml</td> <td>20 ml</td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>10 ml</td> <td>20 ml</td> </tr> </tbody> </table>	Nr eprubetei	Volum sol CuSO_4 0,01M	Volum sol NH_3 conc.	1	2 ml	20 ml	2	4 ml	20 ml	3	6 ml	20 ml	4	8 ml	20 ml	5
Nr eprubetei	Volum sol CuSO_4 0,01M	Volum sol NH_3 conc.																
1	2 ml	20 ml																
2	4 ml	20 ml																
3	6 ml	20 ml																
4	8 ml	20 ml																
5	10 ml	20 ml																
		În altă eprubetă gradată se amestecă volume necunoscute de soluții etalon și se completează până la semn cu apă distilată. Se compară intensitatea culorii soluției create aleatoriu cu a soluțiilor de concentrații cunoscute. Astfel se poate estima concentrația aproximativă a probei de analizat.																

Reacții de precipitare

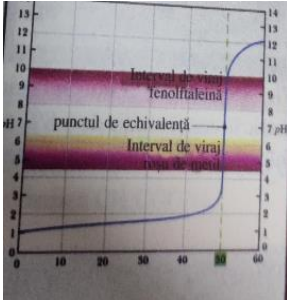
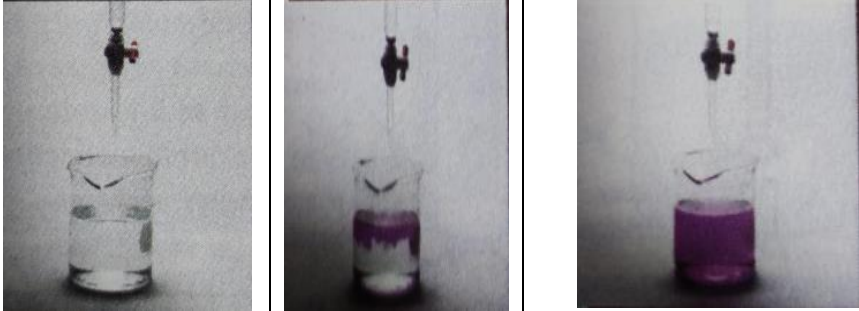
Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru
1	Identificarea cationilor Pb^{2+}	$\text{Cu H}_2\text{SO}_4$ Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, sol H_2SO_4 (picături)	
		Se formează precipitatul alb de PbSO_4 . $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + 2\text{HNO}_3$		
		Cu KI Eprubetă, stativ pentru eprubete, spirtieră, clește de lemn	2 ml sol $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 1 ml sol KI	
Se amestecă cele două soluții incolore, apoi eprubeta se încălzește. După dizolvarea precipitatului eprubeta se răcește sub jet de apă. Se formează precipitatul galben de PbI_2 solubil la cald, care recristalizează la rece ca niște paiete strălucitoare. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$				
Cu^{2+}		Cu NaOH Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol CuSO_4 , 1 ml sol NaOH	
		Soluția de CuSO_4 de culoare albastră-verzuie formează cu soluția de NaOH un precipitat albastru intens. $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2$ Precipitatul se poate solubiliza cu NH_3 conducând la reactivul Schweitzer.		
		Cu KI Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol CuSO_4 , sol KI în picături	Se formează un precipitat negru de CuI_2 , care se descompune instantaneu în CuI (precipitat alb) și I_2 .

			$2\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} = 2\text{CuI} + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
Fe^{2+}	Cu NaOH Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol FeCl_2 , sol NaOH în picături	
	Se formează un precipitat alb-verzui de Fe(OH)_2 . $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$		
	Cu $[\text{Fe(CN)}_6]^{3-}$ Eprubetă, stativ pentru eprubete	2 ml sol FeCl_2 , 1 ml sol $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$	Se formează un precipitat albastru deschis de hexacianoferat (III) de fier (II), numit albastru de Turnbull. $3\text{FeCl}_2 + 2 \text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6] = \text{Fe}_3[\text{Fe(CN)}_6]_2 + 6\text{KCl}$
Fe^{3+}	Cu $[\text{Fe(CN)}_6]^{2-}$ Eprubetă, stativ pentru eprubete	3 ml sol FeCl_3 , sol $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$	Se obține un precipitat albastru numit Albastru de Berlin. $4\text{FeCl}_3 + 3 \text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6] = \text{Fe}_4[\text{Fe(CN)}_6]_3 + 12\text{KCl}$
	Cu KSCN Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol FeCl_3 , sol KSCN în picături	Se formează un complex solubil de culoare roșie sângerie. $\text{FeCl}_3 + 6\text{KSCN} = \text{K}_3[\text{Fe(SCN)}_6] + 3 \text{KCl}$
	Cu NaOH Eprubetă, stativ pentru eprubete	1 ml sol FeCl_3 , 1 ml sol NaOH	
	Se obține precipitatul brun-roșcat de Fe(OH)_3 . $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_3 + 3\text{NaCl}$		
Ca^{2+}	Cu $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ Eprubetă, stativ pentru eprubete	1 ml sol CaCl_2 , 1 ml sol $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	
	Se obține precipitatul alb de oxalat de calciu. $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{CaC}_2\text{O}_4 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$		
Ba^{2+}	Cu $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ Eprubetă, stativ pentru eprubete	2 ml sol BaCl_2 , 1 ml $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Se obține precipitatul alb de BaSO_4 .
	Cu H_2SO_4 Eprubetă, stativ pentru eprubete	1 ml sol BaCl_2 , 1 ml sol H_2SO_4	
	Se obține precipitatul alb de BaSO_4 . $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$		
Zn^{2+}	Cu NaOH Eprubetă, stativ pentru eprubete	2 ml ZnCl_2 , sol NaOH	Se formează precipitatul alb de Zn(OH)_2 , solubil în exces de NaOH, cu producere de tetrahidrozincat de sodiu.

2	Identificarea anionilor SO_4^{2-}	Cu sol BaCl_2 Eprubetă, stativ pentru eprubete	1 ml sol BaCl_2 , 1 ml sol H_2SO_4	Vezi identificarea cationilor Ba^{2+} .
		Cu $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ Eprubetă, stativ pentru eprubete	1 ml sol $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, 1 ml sol H_2SO_4	Se obține precipitatul alb de PbSO_4 . $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$
CO_3^{2-}		Cu H_2SO_4 Eprubetă, stativ pentru eprubete, spatulă	Na_2CO_3 un vârf de spatulă, 2 ml sol H_2SO_4 diluat	
		Reacția are loc cu efervescentă, datorită formării dioxidului de carbon. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$		
		Cu sol AgNO_3 Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol Na_2CO_3 , sol AgNO_3 în picături	Se formează precipitatul alb de carbonat de argint. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{Ag}_2\text{CO}_3$
		Cu sol BaCl_2 Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol Na_2CO_3 , sol BaCl_2 în picături	În urma reacției se obține precipitatul alb de BaCO_3 . $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 = \text{BaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
S^{2-}		Cu $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	2 ml sol Na_2S (sau altă sulfură alcalină), sol $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ în picături	
		Se formează un precipitat negru de PbS . $\text{Na}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 = \text{PbS} + 2\text{CH}_3\text{COONa}$		
		Cu $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ Eprubetă, stativ pentru eprubete	1 ml sol Na_2S , 1 ml sol $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$	
Se obține precipitatul galben intens de CdS . $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 = \text{CdS} + 2\text{NaNO}_3$				
NO_2^-		Cu H_2SO_4 Eprubetă, stativ pentru eprubete, spatulă	0,5 g NaNO_2 , 2 ml sol H_2SO_4	Se constată degajarea unui gaz brun – roșcat de NO_2 .
		Cu H_2SO_4 și FeSO_4 Eprubetă, stativ pentru eprubete, pipetă	1 ml sol FeSO_4 concentrată, 1 ml sol H_2SO_4 diluat, 5-6 picături sol NaNO_2	
		Se constată că la limita de separație a soluțiilor apare un inel brun, datorat formării $(\text{FeSO}_4)_x(\text{NO})_y$. $2y\text{NaNO}_2 + x\text{FeSO}_4 + y\text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{FeSO}_4)_x(\text{NO})_y + y\text{Na}_2\text{SO}_4 + y\text{H}_2\text{O} + y\text{NO}_2$		
		Cu sol CoCl_2, CH_3COOH și KCl	sol CoCl_2 , sol NaNO_2 , sol	Se formează precipitatul galben de $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

	Eprubetă, stativ pentru eprubete	CH_3COOH și sol KCl	(hexanitrocobaltiat de potasiu) și se degajă NO.
	Cu sol AgNO_3 Eprubetă, stativ pentru eprubete	Sol NaNO_2 , sol AgNO_3	
	Se obține precipitatul alb de AgNO_2 . $\text{NaNO}_2 + \text{AgNO}_3 = \text{AgNO}_2 + \text{NaNO}_3$		
NO_3^-	Cu H_2SO_4 Eprubetă, stativ pentru eprubete	2 ml sol NaNO_2 , 2 ml sol H_2SO_4	Se constată degajarea unui gaz brun – roșcat de NO_2 .
$\text{X}(\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$	Cu sol AgNO_3 Eprubetă, stativ pentru eprubete	2 ml sol AgNO_3 , sol KCl	
	Se obține un precipitat alb de AgCl . $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{AgCl}$ Dacă se repetă experimentul cu bromura, sau iodură de potasiu se obțin precipitate alb-gălbui (AgBr) sau galben-portocaliu (AgI).		
3	Experiment pentru elevi: Identificarea unor cationi cu HCl, NaOH, KI		
			
	<p>Eprubete, stativ pentru eprubete, substanțe chimice ca: AgNO_3, HCl, CuSO_4, NaOH, FeCl_3, NH_4OH, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$</p> <p>Cu acești reactivi se obțin precipitate diferite. Se observă natura precipitatelor. Azotatul de argint formează precipitat cu acid clorhidric, cu hidroxid de sodiu, cu iodură de potasiu. Sulfatul de cupru formează precipitat cu hidroxid de sodiu. Clorura de fier (III) formează precipitat cu hidroxidul de sodiu și cu azotatul de argint. Azotatul de plumb cu iodura de potasiu formează un precipitat galben de PbI_2. Din azotatul de plumb cu hidroxidul de sodiu se formează un precipitat alb de hidroxid de plumb (II) cu caracter amfoter.</p> <p>Ecuatiile unor reacții sunt:</p> $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{AgOH} \downarrow + 2\text{NaNO}_3$ $\begin{array}{c} \downarrow \quad \downarrow \\ \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \end{array}$ $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$		

Reacții acido-bazice – vezi și experimentele recomandate pentru clasa a IX-a

Nr crt	Tema	Veselă și ustensile necesare	Substanțe necesare	Imagine / Mod de lucru																																					
1	Titrare acido-bazică	Postament cu tijă, clemă, mufă, biuretă, pahar Erlenmeyer, pâlnie de filtrare mică, cilindru gradat, hârtie de pH	10 ml sol HCl 0,1M, sol NaOH 0,1M, fenolftaleină sau metiloranj	<p>Curba de titrare</p> 																																					
			<p>În paharul Erlenmeyer se toarnă soluția de HCl, câteva picături de indicator și i se determină pH-ul cu hârtia de pH. Se umple biureta cu soluția de NaOH. Se picură succesiv, sub agitare continuă, volume cunoscute de soluție de bază (conform tabelului), măsurând simultan pH-ul soluției din pahar și se completează tabelul cu datele colectate:</p> <table border="1" data-bbox="564 1106 1461 1290"> <thead> <tr> <th>Vbază</th> <th>pH</th> <th>Vbază</th> <th>pH</th> <th>Vbază</th> <th>pH</th> <th>Vbază</th> <th>pH</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>0 ml</td> <td></td> <td>4 ml</td> <td></td> <td>8 ml</td> <td></td> <td>10,1ml</td> <td></td> </tr> <tr> <td>1 ml</td> <td></td> <td>5 ml</td> <td></td> <td>9 ml</td> <td></td> <td>10,5 ml</td> <td></td> </tr> <tr> <td>2 ml</td> <td></td> <td>6 ml</td> <td></td> <td>9,9 ml</td> <td></td> <td>11 ml</td> <td></td> </tr> <tr> <td>3 ml</td> <td></td> <td>7 ml</td> <td></td> <td>10ml</td> <td></td> <td>12 ml</td> <td></td> </tr> </tbody> </table> <p>Se reprezintă grafic variația pH-ului în funcție de volumul de bază adăugat. Curba de titrare obținută prezintă un punct de echivalență. La un moment dat culoarea indicatorului se va schimba, va deveni roz. Se oprește titrarea când culoarea roz persistă cam un minut. Se citește de pe biuretă volumul soluției de bază folosit în total până la neutralizarea completă a acidului. Titrarea permite trasarea curbei de titrare și determinarea concentrației molare a uneia dintre substanțe.</p> <p>Dacă în biuretă se pune baza operația se numește alcalimetrie, iar dacă în biuretă se pune acidul se numește acidimetrie.</p>	Vbază	pH	Vbază	pH	Vbază	pH	Vbază	pH	0 ml		4 ml		8 ml		10,1ml		1 ml		5 ml		9 ml		10,5 ml		2 ml		6 ml		9,9 ml		11 ml		3 ml		7 ml		10ml	
Vbază	pH	Vbază	pH	Vbază	pH	Vbază	pH																																		
0 ml		4 ml		8 ml		10,1ml																																			
1 ml		5 ml		9 ml		10,5 ml																																			
2 ml		6 ml		9,9 ml		11 ml																																			
3 ml		7 ml		10ml		12 ml																																			
2	Verificarea pH-ului unor soluții tampon	4 pahare Berzelius, pipetă, cilindru gradat	10 ml apă distilată, 2 ml sol HCl 1M, 2 ml sol NaOH 1M, 10 ml sol CH ₃ COOH 0,5M, 10 ml sol CH ₃ COONa, metiloranj	<p>Paharul 1: 10 ml apă distilată și 1 ml sol HCl, câteva picături de metiloranj Paharul 2: 10 ml apă distilată, 1 ml sol NaOH, câteva picături de metiloranj Paharele 3, 4: 10 ml amestec de soluții 1:1 de CH₃COOH și CH₃COONa, câteva picături de metiloranj</p>																																					

		<p>În paharul 1 se adaugă 1 ml sol NaOH 1M, în paharul 2 1 ml sol HCl 1M, în paharul 3 se pun 1 ml sol 1M de HCl și în paharul 4 1 ml sol NaOH 1 M. Se urmărește variația culorii indicatorului în acest timp.</p> <p>În primele două pahare culoarea metiloranjului se modifică semnificativ, iar în ultimele două indicatorul își modifică foarte puțin culoarea.</p> <p>Soluțiile tampon mențin pH-ul relativ constant la mici adaosuri de acizi sau baze.</p>
3		<p>Activitate pentru elevi: Determinarea pH-lui unor soluții de acizi, baze și a unor produse naturale</p> <p>Substanțe și aparate necesare: pH-metru, hârtie indicator de pH, baghetă de sticlă soluție 1M de HCl, soluție 1M de H_2SO_4, soluție 1M de HNO_3, soluție 1M de H_3PO_4, soluție 1M de CH_3COOH, apă de var $Ca(OH)_2$, soluție de NaOH, soluție de KOH, soluție de $Ba(OH)_2$, soluție de săpun de casă, soluție de detergent, apă minerală, apă de robinet sau fântână, apă de ploaie, lapte, suc de roșii, suc de mere, suc de lămâie, Coca-Cola</p> <p>Cu ajutorul baghetei de sticlă se ia o picătură din soluția de acid clorhidric și se pune pe hârtia indicatoare. Se compară culoarea obținută cu cele de pe scala de culori a hârtiei indicatoare și se stabilește pH-ul soluției obținute.</p> <p>Se spală bagheta. Se repetă determinarea de mai sus utilizând și celelalte soluții de acizi, baze și produse naturale. Se repetă experimentele folosind pH-metrul. Notează valorile pH-ului și se compară rezultatele.</p> <p>Se realizează o ierarhizare a acizilor utilizați, a bazelor utilizate și a produselor naturale (uzuale) în funcție de valorile pH-ului lor.</p> <p>Concluzie: Acizii și bazele au tării diferite, caracterizându-se prin anumite valori ale pH-ului.</p> <p>Apa este neutră din punct de vedere acido-bazic având $pH=7$</p> <p>Diferitele produse naturale sau cele utilizate în practică au valori diferite ale pH-ului. Substanțele cu caracter acid au pH între 0 și 6,99, iar produsele cu caracter bazic au pH cuprins între 7,01 și 14.</p>

Bibliografie

- L. Vlădescu, L. Chiru, Chimie Manual pentru clasa a 9-a, Editura All Educațional, București, 1999
- S. Fătu, V. David, C. Grecescu, Chimie Manual pentru clasa a 9-a, Editura All Educațional, București, 1999
- S. Fătu, C. Grecescu, Chimie Manual pentru clasa a 9-a, Editura All, București, 2004
- L. Vlădescu, I. Badea, L. Doicin, Chimie Manual pentru clasa a 9-a, Editura Art, București, 2005
- L. Ursea, E. Goiceanu, C. Tache, D. Băclea, Chimie Manual pentru clasa a IX-a, Editura Humanitas, București, 1999
- E. Alexandrescu, V. Zaharia, Chimie Manual pentru clasa a IX-a, Editura LVS Crepuscul, 2004
- L. Vlădescu, I.A. Badea, L.I.Doicin, M. Nistor, Chimie C1/C2, Manual pentru clasa a XII-a, Editura Art, București
- S. Fătu, L. Cojocaru, C. Grecescu, V. David, Chimie C1, Manual pentru clasa a 12-a, Editura All, București, 2007
- G. Tănăsescu, M. Negoiu, Chimie C1, Manual pentru clasa a XII-a, Editura Corint Educațional, București, 2007
- M. Andruh, I. Baci, D. Bogdan, Chimie, Manual pentru clasa a XII-a, filiera teoretică, profil real, Editura Mistral, București, 2006