

EXEMPLAR DE PREZENTARE

MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII

Chimie

Trunchi comun (TC),
filiera teoretică, profilul
umanist; filiera tehnologică
și filiera vocațională,
toate profilurile, toate
specializările – clasa a IX-a

9

IULIA GABRIELA DAVID • CRISTINA ENOIU
ALEXANDRA GABRIELA MARINESCU
RODICA RĂCĂȘANU • NICULINA ZUGA

CORINT
LOGISTIC

Chimie

Trunchi comun (TC),
filiera teoretică, profilul
umanist; filiera tehnologică
și filiera vocațională,
toate profilurile, toate
specializările – clasa a IX-a

9

IULIA GABRIELA DAVID • CRISTINA ENOIU
ALEXANDRA GABRIELA MARINESCU
RODICA RĂCĂȘANU • NICULINA ZUGA

Date despre autori:

IULIA GABRIELA DAVID este conferențiar universitar la Facultatea de Chimie a Universității din București, unde predă de peste 35 de ani. Are o bogată activitate științifică, a publicat articole și manuale și a coordonat numeroase lucrări de licență și de masterat. Este implicată în olimpiade și concursuri de chimie și organizează activități pentru promovarea acestei științe. În prezent, coordonează revista „AiChimie”.

CRISTINA ENOIU este absolventă a Facultății de Chimie a Universității din București, specializarea chimie-fizică. Are o experiență de 30 de ani în învățământul preuniversitar, iar din anul 2018 îndeplinește funcția de inspectoare școlară. Este preocupată de valorificarea demersului investigativ și a metodei investigației științifice ca repere fundamentale ale predării, învățării și evaluării, încurajând explorarea, formularea și testarea ipotezelor, experimentarea, argumentarea pe baza dovezilor și reflecția asupra rezultatelor. A fost membră a comisiilor naționale ale concursurilor și olimpiadelor de chimie.

ALEXANDRA GABRIELA MARINESCU este profesoară de chimie, cu 30 de ani de experiență în educație, absolventă a Facultății de Chimie a Universității din București și profesoară cu gradul didactic I la Colegiul Național „Ion Luca Caragiale” din Moreni. Este metodistă a Inspectoratului Școlar Județean Dâmbovița și formatoare în cadrul Centrului de Evaluare și Analize Educaționale. A contribuit la elaborarea programelor școlare de chimie la liceu, la repere metodologice și la itemi pentru examenul de bacalaureat. Activitatea sa se reflectă în realizarea unui manual bazat pe investigația științifică și pe dezvoltarea competențelor elevilor.

RODICA RĂCĂȘANU este absolventă a Facultății de Chimie a Universității din București și profesoară cu gradul didactic I la Colegiul Național „Ion Luca Caragiale” din Moreni, având 38 de ani de experiență în educație. Este formatoare în cadrul Centrului de Evaluare și Analize Educaționale și a contribuit la elaborarea programei ȘTIAM. Din anul 2017, și-a orientat activitatea didactică spre învățarea prin investigație, promovând gândirea critică și aplicarea cunoștințelor în contexte reale.

NICULINA ZUGA este absolventă a Facultății de Chimie a Universității din București și are o experiență de 35 de ani la catedră. Este profesoară de chimie și de fizică, cu gradul didactic I, iar de 17 ani predă chimie și științe la Colegiul Național Pedagogic „Constantin Cantacuzino” din Târgoviște. În procesul educațional, adoptă un demers didactic modern, cu caracter interdisciplinar, orientat spre dezvoltarea competențelor necesare elevilor în viața cotidiană. Valorifică metode precum investigația științifică, prin care stimulează gândirea critică, creativitatea și capacitatea de rezolvare a problemelor. Este metodistă a Inspectoratului Școlar Județean Dâmbovița și îndrumătoare de practică pedagogică atât pentru elevii săi de la profilul pedagogic, cât și pentru studenții Universității „Valahia” din Târgoviște.

CUPRINS

Fereastra de laborator. Norme generale de protecție a muncii în laboratorul de chimie	4	Exerciții recapitulative	48
Ghid de utilizare a manualului	5	Test de evaluare	49
Competențe generale și specifice	6	Studiu de caz	50
Evaluare inițială	7		
UNITATEA DE ÎNVĂȚARE 1			
CLASIFICAREA REACȚIILOR CHIMICE ÎN CHIMIA ANORGANICĂ			
1.1. Reacții chimice. Clasificarea reacțiilor chimice	9		
1.2. Reacții endoterme și reacții exoterme	11		
1.3. Reacții lente. Reacții rapide. Catalizatori	13		
1.4. Reacții ireversibile, reacții reversibile	16		
1.5. Număr de oxidare (N.O.). Reacții fără modificarea N.O. Reacții cu modificarea N.O.	19		
Probleme rezolvate	22		
Exerciții recapitulative	24		
Test de evaluare	25		
Joc de rol/Fișă investigativă	26		
UNITATEA DE ÎNVĂȚARE 2			
REAȚII CU MODIFICAREA NUMĂRULUI DE OXIDARE			
2.1. Oxidare. Reducere	28		
2.2. Elemente galvanice: pila Daniell, acumulatorul cu plumb, bateria litiu-ion	31		
Exerciții recapitulative/Proiect	36		
Test de evaluare	37		
UNITATEA DE ÎNVĂȚARE 3			
ÎNVELIȘUL DE ELECTRONI AL ATOMULUI. CARACTER METALIC. CARACTER NEMETALIC			
3.1. Structura învelișului de electroni. Configurația electronică a elementelor	39		
3.2. Corelații între configurația electronică a primelor 20 de elemente chimice și poziția acestora în Tabelul periodic	42		
3.3. Caracterul metalic	44		
3.4. Caracterul nemetalic	46		
		Exerciții recapitulative	48
		Test de evaluare	49
		Studiu de caz	50
UNITATEA DE ÎNVĂȚARE 4			
LEGĂTURI CHIMICE			
4.1. Legătura ionică. Formarea compușilor ionici	52		
4.2. Cristalul de clorură de sodiu. Proprietățile fizice ale clorurii de sodiu	54		
4.3. Legătura covalentă. Molecule	57		
Exerciții recapitulative	59		
Test de evaluare	60		
Temă de portofoliu	61		
UNITATEA DE ÎNVĂȚARE 5			
SOLUȚII			
5.1. Soluții apoase utilizate în viața cotidiană	63		
5.2. Efecte termice la dizolvare în apă	65		
5.3. Concentrația molară a unei soluții	68		
5.4. Prepararea soluțiilor apoase cu anumite concentrații procentuale și molare	71		
Probleme rezolvate	73		
Exerciții recapitulative	75		
Test de evaluare	76		
Proiect/Fișă investigativă	77		
UNITATEA DE ÎNVĂȚARE 6			
STAREA GAZOASĂ			
6.1. Caracterizarea stării gazoase. Parametri de stare	79		
6.2. Ecuația de stare a gazului ideal	81		
Probleme rezolvate	83		
Exerciții recapitulative	84		
Test de evaluare	85		
		Evaluare finală	86
		Indicații și răspunsuri	87
		Jurnal de învățare/La finalul investigației/ Relații de calcul în rezolvarea problemelor de chimie	88

FEREASTRA DE LABORATOR

Norme generale de protecție a muncii în laboratorul de chimie

Siguranța este prioritară în orice activitate experimentală!

Categorie	Reguli
Înainte de experiment	● Poartă halat de laborator, folosește ochelari și mănuși când este necesar. ● Prinde părul lung și evită accesorii sau haine neadecvate. ● Studiază instrucțiunile activității înainte de a începe.
În timpul lucrului	● Respectă modul de lucru din manual și indicațiile profesorului. ● Nu gusta și nu miroși direct substanțele. ● Nu atinge substanțele chimice fără ustensile. ● Manipulează cu grijă substanțele chimice și ustensilele de laborator. ● Nu orienta eprubetele spre tine sau colegi în timpul încălzirii. ● Lucrările de laborator se vor efectua cu cantități mici de substanțe, cu sticlăria și aparatura adecvate lucrărilor. ● Este strict interzisă folosirea reactivilor din sticlute fără etichetă. ● Nu este permisă folosirea aceluiași ustensile (ex.: spatule) pentru mai mulți reactivi decât după spălare și uscare. ● Acizii concentrați (H_2SO_4, HCl, HNO_3 etc.) se toarnă cu mare atenție, treptat, în fir subțire, sub agitare și răcire, ștergându-se picăturile prelinse. ● Paharele, baloanele și celelalte recipiente de laborator care conțin lichide fierbinți nu se pun direct pe masă, ci pe o placă dintr-un material termoizolant. ● Încălzirea sticlăriei cu pereți subțiri nu se face direct în flacăra, ci pe o sită de azbest.
Interdicții	● Este interzis consumul de alimente sau băuturi în laboratorul de chimie. ● Este interzis orice comportament care poate pune în pericol siguranța în laborator. ● Nu utiliza substanțe fără aprobarea profesorului.
La finalul experimentului	● Nu evacua substanțele chimice la chiuvetă decât dacă acest lucru este permis explicit. ● Nu reintroduce în recipiente substanțele neutilizate. ● Spală mâinile după finalizarea activităților experimentale.
Gestionarea deșeurilor chimice	● Depozitează deșeurile în recipiente special amenajate, conform indicațiilor. ● Nu amesteca substanțele reziduale fără instrucțiuni. ● Respectă regulile de colectare selectivă a deșeurilor din laborator.
În caz de accident	● Anunță imediat profesorul. ● Spală zona afectată cu apă din abundență înaintea neutralizării cu soluția diluată corespunzătoare, conform recomandărilor. ● Respectă procedurile de urgență indicate.
Atitudine	● Menține o atitudine responsabilă și atentă. ● Colaborează cu colegii și respectă regulile de siguranță.

Ghid de utilizare a manualului

Acest manual este structurat în unități de învățare și se bazează pe metoda investigației științifice – un instrument prin care cercetătorii descoperă adevăruri despre lume. Întrebările investigative, prezentate încă din paginile de deschidere ale fiecărei unități, invită la curiozitate, rigoare și înțelegere profundă. Scopul principal este dezvoltarea gândirii critice în raport cu lumea înconjurătoare și cu realitatea analizată prin prisma chimiei. Explicarea, verificarea și formularea concluziilor constituie etape esențiale în înțelegerea fenomenelor chimice. Manualul include ghiduri de bune practici, minipostere, simulări și experimente, menite să susțină o învățare aplicată și interactivă.

Întrebarea este începutul. Investigația este drumul. Înțelegerea este descoperirea.



Rezolvă – Privește – Vizionează

Simboluri folosite în varianta digitală

Structura unității de învățare

- *Chimia este realitate* – introducerea – printr-o situație din viața reală
- *Întrebarea de investigat* – problema-cheie care ghidează învățarea
- *Lecțiile* – parcurgerea etapelor investigației
- *Problemele rezolvate* – model de rezolvare a unor probleme date
- *Exercițiile recapitulative* → *Testul de evaluare* → *Temele de portofoliu/proiectul/fișa investigativă/jocul de rol* → *Grila de autoevaluare* – sarcini și autoevaluare
- *Jurnalul de învățare* – secțiune de urmărit după parcurgerea fiecărei unități de învățare

Rubrici de explorare



Descoperă!

Pornești de la imagini, situații reale sau experimente care ridică întrebări.



Ai observat că?

Te ajută să formulezi primele concluzii pornind de la ceea ce ai analizat, comparat sau experimentat.



Ce constăți?

Observi fenomene, identifici schimbări, asemănări și diferențe.



Fereastra de laborator!

Realizezi experimente și colectezi date pentru a înțelege fenomenul studiat.



Investighează

Analizezi date, verifici ipoteze, interpretezi rezultate și formulezi concluzii argumentate.

Rubrici pe coloana secundară



Chimia în societate →

Îți arată cum se regăsește chimia în viața de zi cu zi, în tehnologie, sănătate, industrie și în problemele societății actuale.



Chimia și sustenabilitatea →

Te ajută să înțelegi legătura dintre chimie, protecția mediului, folosirea responsabilă a resurselor și dezvoltarea durabilă.



Știai că? →

Îți oferă informații interesante, curiozități sau exemple surprinzătoare care completează lecția.



Dacă vrei să știi mai mult! →

Îți propune informații suplimentare pentru aprofundare, potrivește dacă ești curios/curioasă și vrei să mergi dincolo de conținutul de bază.

Rubrici de reflecție și consolidare



Termeni-cheie

Aici găsești conceptele esențiale introduse în lecție.



Amintește-ți

Reactivezi cunoștințele anterioare necesare înțelegerii noii lecții.



Cum explici?

Formulezi primele explicații pe baza observațiilor și a conceptelor cunoscute.



Reține!

Selectezi conceptele esențiale și ideile importante ale lecției.



Verifică dacă ai înțeles!

Îți testezi nivelul de înțelegere prin întrebări și exerciții.



Aplică cele învățate!

Folosești cunoștințele în situații noi și contexte reale.

COMPETENȚE GENERALE ȘI SPECIFICE

1. Identificarea unor substanțe, fenomene chimice, procese întâlnite în viața de zi cu zi

- 1.1. Identificarea tipului unei reacții chimice după unul sau mai multe criterii de clasificare
- 1.2. Recunoașterea unor reacții cu modificarea numărului de oxidare întâlnite în procese naturale sau tehnologice/industriale
- 1.3. Recunoașterea unor proprietăți ale elementelor în funcție de configurația electronică
- 1.4. Identificarea tipurilor legăturilor chimice/interacțiunilor intermoleculare în diferite specii chimice
- 1.5. Identificarea domeniilor de utilizare a unor soluții în contexte cotidiene, având în vedere proprietățile acestora
- 1.6. Identificarea modului în care proprietățile gazelor influențează diverse fenomene din viața de zi cu zi

2. Explicarea comportării unor substanțe chimice sau sisteme chimice în funcție de structura lor

- 2.1. Compararea reacțiilor în funcție de caracteristicile lor
- 2.2. Reprezentarea proceselor chimice care au loc în reacții cu modificarea numărului de oxidare
- 2.3. Explicarea unor proprietăți ale substanțelor pe baza structurii învelișului electronic al elementelor chimice
- 2.4. Explicarea proprietăților/comportării substanțelor în funcție de natura legăturii chimice/interacțiunii intermoleculare
- 2.5. Explicarea proceselor care au loc la dizolvarea unei substanțe într-un anumit solvent
- 2.6. Explicarea variației parametrilor de stare a unui gaz la modificarea valorii unuia dintre aceștia

3. Utilizarea conceptelor și a algoritmilor specifici în formularea explicațiilor, în rezolvarea de probleme, în conducerea investigațiilor și în raportarea de rezultate

- 3.1. Utilizarea algoritmilor de stabilire a numărului de oxidare și a coeficienților stoechiometrici ai ecuației unei reacții
- 3.2. Utilizarea conceptelor specifice și a algoritmilor în activități experimentale în care sunt implicate reacții cu modificarea numărului de oxidare
- 3.3. Reprezentarea grafică a configurației electronice pentru diferite specii chimice utilizând notații specifice chimiei
- 3.4. Utilizarea modelelor/algoritmilor pentru reprezentarea formării ionilor/moleculelor și pentru denumirea substanțelor
- 3.5. Utilizarea conceptelor/algoritmilor în realizarea unor experimente pentru prepararea unor soluții de diferite concentrații
- 3.6. Utilizarea conceptelor specifice chimiei pentru caracterizarea stării gazoase

4. Exprimarea informațiilor, concluziilor și demersurilor de rezolvare pentru o situație dată, în limbajul specific chimiei

- 4.1. Explicarea caracteristicilor unei reacții chimice în limbaj specific

- 4.2. Formularea, în termeni specifici chimiei, a explicațiilor și concluziilor privind desfășurarea reacțiilor cu modificarea numărului de oxidare
- 4.3. Elaborarea concluziilor, utilizând terminologia specifică, după analiza și soluționarea unei situații-problemă
- 4.4. Utilizarea limbajului specific în studiul proprietăților/comportării unei substanțe în funcție de tipul de legătură chimică/interacțiune intermoleculară
- 4.5. Formularea concluziilor rezultate din date experimentale/dintr-un demers investigativ în care sunt implicate soluții/reactivi chimici, în limbajul specific
- 4.6. Exprimarea, în limbaj chimic, a ecuației de stare a gazului ideal și a relațiilor dintre parametrii de stare în rezolvarea problemelor care descriu comportarea gazelor

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

- 5.1. Aplicarea algoritmilor în rezolvarea unor probleme de calcul stoechiometric pe baza ecuației unei reacții chimice
- 5.2. Rezolvarea problemelor de calcul stoechiometric pe baza ecuației unei reacții redox
- 5.3. Rezolvarea unor situații-problemă având în vedere corelația dintre structura substanțelor și proprietăți ale acestora
- 5.4. Justificarea comportamentului chimic/prorietăților substanțelor, în funcție de tipul de legătură chimică/interacțiune intermoleculară
- 5.5. Integrarea relațiilor matematice în rezolvarea unor probleme de calcul referitoare la concentrația molară, coeficientul de solubilitate, pH-ul soluțiilor apoase de acizi și baze tari
- 5.6. Rezolvarea de probleme în care sunt implicate transformări de stare ale gazelor

6. Propunerea unor măsuri de prevenire a consecințelor proceselor și acțiunii produselor chimice asupra propriei persoane și asupra mediului, pentru dezvoltare durabilă și sustenabilă

- 6.1. Evaluarea efectelor unor reacții chimice care pot avea loc între diferite substanțe utilizate frecvent în viața cotidiană
- 6.2. Propunerea unor soluții pentru diminuarea impactului unor produse chimice asupra mediului
- 6.3. Evaluarea riscurilor asociate utilizării necorespunzătoare a unor produse chimice
- 6.4. Justificarea implicațiilor pe care le are apa asupra vieții, prin proprietățile sale determinate de interacțiunile intermoleculare
- 6.5. Evaluarea impactului și efectelor utilizării soluțiilor acide/bazice asupra mediului și sănătății
- 6.6. Elaborarea unor măsuri pentru prevenirea accidentelor care pot apărea în timpul utilizării substanțelor gazoase

I. Citește afirmațiile de mai jos. Dacă enunțul este adevărat, scrie A în caiet; dacă este fals, scrie F (5x2p=10p).

1. ____ Reacția de obținere a varului nestins/oxidul de calciu este o reacție endotermă, care are loc cu degajare de căldură.
2. ____ Ionul metalic din clorofilă este Mg^{2+} .
3. ____ Reacția dioxidului de carbon cu apa este o reacție reversibilă.
4. ____ Sucul gastric are valoarea pH-ului în jur de 2, fiind o soluție cu caracter bazic.
5. ____ Fenolftaleina este un indicator acido-bazic care în soluție acidă se colorează în roșu.

II. Pentru următoarele afirmații alege un singur răspuns corect (5x4p=20p).

1. Care dintre următoarele fenomene corespunde unei reacții chimice?
 - a. În condiții normale de temperatură și presiune, apa fierbe la 100 °C.
 - b. O panglică de magneziu arde cu flacără orbitoare.
 - c. Dintr-un amestec de pilitură de fier și pulbere de sulf, fierul se separă prin magnetism.
 - d. Sarea de bucătărie se dizolvă în apă.
2. Șirul care conține numai substanțe lichide, în condiții standard (1 atm, 25 °C), este:
 - a. apa distilată, azotul, clorul;
 - b. apa distilată, alcoolul etilic, mercurul;
 - c. oxigenul, apa distilată, bromul;
 - d. mercurul, aluminiul, alcoolul etilic.
3. Care dintre următoarele substanțe este alcătuită din molecule?
 - a. NaCl;
 - b. Cu;
 - c. H_2 ;
 - d. MgO.
4. Numărul atomic Z al elementului chimic situat în grupa 13 (IIIA), perioada a 3-a, este:
 - a. 11;
 - b. 13;
 - c. 12;
 - d. 10.
5. Care dintre următoarele particule este neutră din punct de vedere electric?
 - a. protonul;
 - b. electronul;
 - c. ionul Na^+ ;
 - d. atomul de oxigen.

III. 1. Completează, în caiet, tabelul de mai jos cu reactanții/produșii de reacție lipsă și egalează ecuațiile reacțiilor chimice (4x3p=12p):

(r. 1) $...Al + ... \rightarrow ...Al_2O_3 + ...Fe$	(r. 2) $...Mg + ... \rightarrow ...MgO$
(r. 3) $FeCl_3 + ...AgNO_3 \rightarrow ...AgCl \downarrow + ...$	(r. 4) $CaCO_3 \rightarrow ... + CO_2 \uparrow$

2. Precizează tipul reacțiilor chimice din tabelul de la punctul 1 (4x3p=12p).

(r. 1)	(r. 2)
(r. 3)	(r. 4)

IV. Citește cu atenție enunțul și răspunde la întrebările de mai jos (8x3p=24p).

O reacție de schimb importantă este cea dintre H_2SO_4 și $BaCl_2$ cu formarea unui precipitat alb, care confirmă desfășurarea reacției chimice. Această reacție este utilizată pentru identificarea ionului sulfat.

1. Ce substanță se utilizează ca reactiv specific pentru identificarea acidului sulfuric și a anionului sulfat (SO_4^{2-})?
2. Ce substanță solidă se formează în urma reacției dintre H_2SO_4 și $BaCl_2$?
3. Cum se numește acidul care se obține ca produs al reacției de la punctul 2?
4. Ce se observă în timpul reacției (din punct de vedere experimental)?
5. Cum se numește reacția în urma căreia se formează un precipitat?
6. Care este formula chimică a sulfatului de bariu?
7. Ce rol are reacția dintre acidul sulfuric și clorura de bariu în laborator?
8. Scrie ecuația reacției chimice care are loc.

V. ZnO are efect antiinflamator și ajută la calmarea iritațiilor, fiind bine tolerat de pielea sensibilă. Este folosit în produse cosmetice și de îngrijire personală datorită siguranței și eficienței sale (3x4p=12p).

1. Determină numărul de mol din 810 g de ZnO.
2. Calculează masa de oxigen conținut în 162 g de oxid de zinc.
3. Determină procentul de zinc din oxidul de zinc.

Punctaj din oficiu

10p

TOTAL

100p

Toate subiectele sunt obligatorii.

Timpe de lucru: 50 de minute.



1

CLASIFICAREA REACȚIILOR CHIMICE ÎN CHIMIA ANORGANICĂ

Chimia este realitate...

O plimbare într-o pădure... Copacii sunt nemișcați, dar, în realitate, ei reprezintă un laborator. Razele de lumină declanșează reacții chimice lente: apa urcă din rădăcini, dioxidul de carbon este preluat din aer, energia luminoasă asigură desfășurarea proceselor biochimice vitale, iar frunzele dau oxigenul necesar respirației noastre. Pădurea respiră prin aceste transformări invizibile, ele sunt echilibrul perfect al reacțiilor chimice care susțin viața.

Chimia nu se întâmplă doar în laborator, ci peste tot în jurul nostru. Flacăra care se aprinde la aragaz, fierul care ruginește în timp, o reacție care pornește brusc sau una care are nevoie de „răbdare”. Unele reacții eliberează energie, altele absorb energie, unele se desfășoară rapid, altele au loc mai lent. Există reacții care se desfășoară într-un singur sens, dar și reacții care pot avea loc în ambele sensuri, în funcție de condiții. De multe ori, reacțiile chimice au nevoie de „ajutor” pentru a se produce mai repede, iar acest rol este îndeplinit de catalizatori.

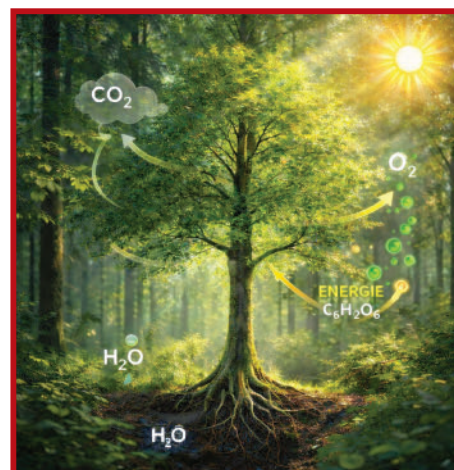
Pentru a descoperi de ce reacțiile chimice din viața de zi cu zi se desfășoară diferit, va trebui să investighezi!

Întrebare de investigat:

- Cum pot fi clasificate reacțiile chimice care au loc în natură și nu numai, folosind criterii precum viteza de desfășurare, energia implicată, reversibilitatea și transferul de electroni?

Lecții:

- 1.1. Reacții chimice. Clasificarea reacțiilor chimice
- 1.2. Reacții endoterme și reacții exoterme
- 1.3. Reacții lente. Reacții rapide. Catalizatori
- 1.4. Reacții ireversibile, reacții reversibile
- 1.5. Număr de oxidare (N.O.). Reacții fără modificarea N.O.
Reacții cu modificarea N.O.



1.1. Reacții chimice.

Clasificarea reacțiilor chimice

Amintește-ți

- Substanțele chimice pot suferi transformări fizice sau transformări chimice.
- În reacțiile chimice se formează **substanțe noi**, cu **compoziție și proprietăți diferite** față de cele ale substanțelor inițiale. O primă clasificare a reacțiilor chimice ține seama de modul în care reacționează substanțele chimice: **reacții de combinare**, **reacții de descompunere**, **reacții de substituție**, **reacții de schimb**. Aceste transformări au loc în anumite **condiții de reacție**, pot decurge într-un anumit sens sau în ambele sensuri, pot fi lente sau rapide sau au loc cu schimb de căldură.

Descoperă!

Accesează simularea interactivă prin scanarea codului QR. Parcurge cele trei activități (jocuri) interactive disponibile și rezolvă sarcinile propuse. Pe baza rezultatelor obținute, formulează concluzii privind modul în care reacționează substanțele chimice. Precizează ce sunt reactanții și produșii de reacție și din ce clase de compuși fac parte (substanțe simple sau substanțe compuse).



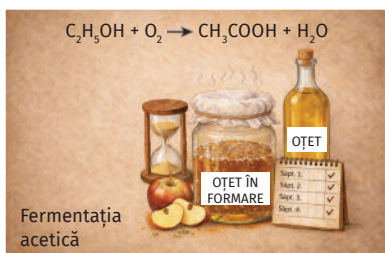
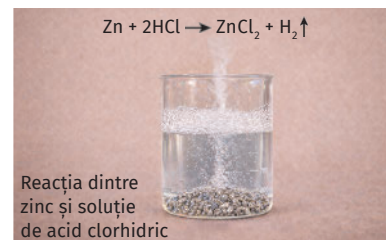
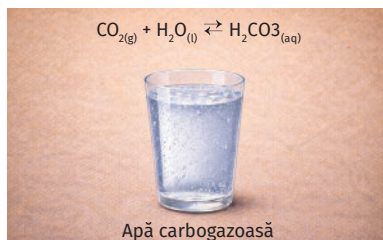
Ai observat că?

- Reacțiile chimice sunt transformări în urma cărora din anumite substanțe inițiale se obțin altele noi. Reactanții sunt substanțele chimice care reacționează transformându-se în produșii de reacție.
- Reactanții și produșii de reacție pot fi substanțe simple sau substanțe compuse: oxizi, acizi, baze sau săruri.

Investighează

Lucrează în echipă și comunică!

Mai jos sunt prezentate imagini ale câtorva reacții chimice întâlnite în viața cotidiană, respectiv reacții cunoscute din gimnaziu.



Termeni-cheie

- reacție chimică
- condiții de reacție
- reactanți
- produși de reacție
- reacții endoterme
- reacții exoterme
- reacții lente
- reacții rapide
- reacții reversibile
- reacții ireversibile

Chimia în societate

Reacțiile chimice stau la baza multor procese din viața cotidiană și influențează sănătatea, alimentația, industria și mediul. De la procese simple, precum fermentația alimentelor sau neutralizarea acidității gastrice, până la reacții utilizate în obținerea materialelor, a energiei sau a medicamentelor, chimia stă la baza dezvoltării societății moderne.

Înțelegerea tipurilor de reacții chimice permite folosirea lor în siguranță și controlarea efectelor acestora asupra mediului și asupra organismului uman.

Folosind elementele observabile din imagini și cunoștințele teoretice studiate la clasă, completați, în echipă, pe caiete, tabelul de mai jos. Pentru fiecare reacție, precizați: reactanții, produșii de reacție, tipul reacției după efectul termic (exotermă/endotermă), după sensul de desfășurare (reversibilă/ireversibilă), după viteza de reacție (lentă/rapidă). Completați rubrica „Observații” cu elemente vizibile în timpul reacției. Observațiile vă vor ajuta să stabiliți tipul reacției. Prezentați concluziile în fața clasei.

Reacție chimică	Reactanți	Prođuși de reacție	Observații	Tipul reacției



Chimia și sustenabilitatea

Prin clasificarea reacțiilor chimice și controlul lor, chimia contribuie la economisirea energiei, reducerea poluării și utilizarea durabilă a resurselor naturale.

Astfel, studiul reacțiilor chimice contribuie la progresul științific, tehnologic și la îmbunătățirea calității vieții.

Alegerea unor reacții eficiente, cu consum redus de energie și cu cantități minime de substanțe poluante, permite dezvoltarea unor procese chimice mai prietenoase cu mediul. Chimia are un rol esențial în reducerea impactului activităților umane asupra naturii și în susținerea unei dezvoltări durabile.

Observarea sistematică a activității elevului

Identific corect reacția chimică din punctul de vedere al efectului termic?	DA	NU
Observ și înțeleg faptul că, în timpul reacției, temperatura sistemului scade?	DA	NU
Înțeleg că energia termică eliberată apare ca produs al reacției chimice?	DA	NU

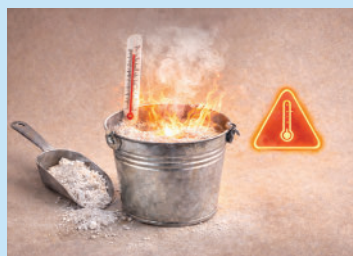


Fig. 1 – Stingerea varului



Ce constăți?

● Din observarea imaginilor se constată că, în timpul reacțiilor chimice, au loc transformări vizibile. Se unele gaze (CO_2 , H_2), unele substanțe trebuie pentru a reacționa, în unele reacții se căldură. Se formează substanțe noi cu aspect diferit, iar unele reacții se desfășoară, în timp ce altele au loc Unele reacții au loc cu formarea produșilor de reacție, altele au loc în sensuri.



Cum explici?

- ⇒ Transformările observate au loc deoarece, în reacții chimice, substanțele inițiale se transformă în substanțe noi, cu proprietăți diferite.
- ⇒ Degajarea de gaz apare în reacțiile în care unul dintre produși este un gaz.
- ⇒ Degajarea de căldură indică faptul că unele reacții sunt exoterme, în timp ce altele pot absorbi energie termică și se numesc endoterme.
- ⇒ Unele reacții sunt rapide, iar altele lente, în funcție de natura substanțelor și de condițiile în care au loc.
- ⇒ În cazul unor reacții, acestea pot avea loc în ambele sensuri, fiind reacții reversibile, iar în altele au loc într-un singur sens, fiind ireversibile.



Reține!

O **reacție chimică** este un proces în care **reactanții se transformă în produși de reacție**, cu compoziție și proprietăți diferite. **Reacțiile chimice** pot fi recunoscute prin **efecte observabile**, precum degajarea de gaz, degajarea sau absorbția de căldură și modificarea aspectului substanțelor.

În funcție de **schimbul de căldură**, de **viteza de desfășurare** și de **sensul reacției**, reacțiile chimice se clasifică în **exoterme** sau **endoterme**, **rapide** sau **lente**, **reversibile** sau **ireversibile**.



Verifică dacă ai înțeles!

1. Stingerea varului (fig. 1) este un exemplu de reacție chimică din viața de zi cu zi. Analizează imaginea alăturată și precizează, pe baza observațiilor, tipul acesteia, ținând cont de clasificarea reacțiilor din chimia anorganică.
2. Explică de ce simpla observare a unei reacții chimice este suficientă, în unele cazuri, pentru a stabili tipul acesteia. Dă un exemplu din exercițiul anterior.



Aplică cele învățate!

O metodă de a obține oxigen în laborator constă în încălzirea cloratu-lui de potasiu: $2\text{KClO}_{3(s)} \rightarrow 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$. Ce tip de reacție chimică este?

- | | | |
|---------------|------------------|------------|
| a. exotermă; | c. reversibilă; | e. lentă; |
| b. endotermă; | d. ireversibilă; | f. rapidă. |

1.2. Reacții endoterme și reacții exoterme

Amintește-ți

• Unele **reacții chimice** au loc cu **schimb de căldură**. În unele reacții **se absoarbe căldură**, acestea se numesc **reacții endoterme**, iar în altele **se degajă căldură**, acestea se numesc **reacții exoterme**. La fizică notezi căldura cu **Q** și știi că ea se măsoară în **J (Joule)**.



Descoperă!

Joc de clasificare – CARDURI TERMICE

În dreapta ai un set de carduri cu exemple de transformări chimice din viața reală și din laborator. Sortează cardurile în două categorii: reacții chimice în care temperatura crește și reacții chimice în care temperatura scade.

★ Cum se modifică temperatura în fiecare categorie?

★ În care caz reacția degajă căldură și în care caz absoarbe căldură?

★ Ce regulă poți formula despre schimbul de căldură în reacțiile chimice?

Sodiu + apă Reacție energetică. $t_o = 22^\circ\text{C} \rightarrow t = 35^\circ\text{C}$ ☐ Reacție EXOTERMĂ ☐ Reacție ENDOTERMĂ C1	Neutralizare acid + bază Vasul se încălzește. ☐ Reacție EXOTERMĂ ☐ Reacție ENDOTERMĂ C2	Arderea magneziului Degajă căldură. ☐ Reacție EXOTERMĂ ☐ Reacție ENDOTERMĂ C3
Bicarbonat de sodiu + oțet $t_o = 22^\circ\text{C} \rightarrow t = 19^\circ\text{C}$ ☐ Reacție EXOTERMĂ ☐ Reacție ENDOTERMĂ C4	Stingerea varului ($\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$) Temperatura crește. ☐ Reacție EXOTERMĂ ☐ Reacție ENDOTERMĂ C5	Descompunerea calcarului (CaCO_3) Are loc la încălzire puternică. ☐ Reacție EXOTERMĂ ☐ Reacție ENDOTERMĂ C6



Ai observat că?

► În timpul reacțiilor chimice se produce un schimb de căldură cu mediul, vizibil prin modificarea temperaturii: uneori temperatura crește, alteori scade.



Fereastra de laborator!

În experimentele următoare vei investiga natura reacțiilor chimice în funcție de efectele termice care le însoțesc.

Atenție! Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator: soluție de HCl, soluție de NaOH, NH_4Cl (clorură de amoniu), $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (hidroxid de bariu), NaHCO_3 (bicarbonat de sodiu), soluție de acid acetic 3–9% (oțet), pahare Berzelius, termometre, cilindri gradați, spatulă, ochelari de protecție, mănuși.

Denumire experiment: Identificarea tipului de reacție chimică în funcție de variația temperaturii (experiment frontal)

Ce ai de făcut?

1. Ai nevoie de două pahare Berzelius. Pune într-un pahar 50 mL soluție de HCl și în celălalt pahar același volum de soluție de NaOH. Măsoară temperaturile celor două soluții și notează-le. Toarnă soluția de HCl peste soluția de NaOH. Agită continuu și măsoară din nou temperatura. Când temperatura rămâne constantă o notezi ca fiind temperatura finală.

Scrie ecuația reacției chimice care are loc.

2. Ai la dispoziție clorură de amoniu și hidroxid de bariu. Măsoară și notează temperatura celor două substanțe solide. Într-un pahar Berzelius amestecă bine, cu ajutorul unei baghete, cele două substanțe. Măsoară din nou temperatura. Când temperatura rămâne constantă o notezi ca fiind temperatura finală.

Scrie ecuația reacției chimice care are loc.



Termeni-cheie

- reacție endotermă
- reacție exotermă
- căldură de reacție



Chimia în societate

Încălzitoarele chimice pentru mâini sunt folosite în sezonul rece de sportivi, turiști și lucrători în aer liber. Ele produc căldură fără flacără sau curent electric.

În interiorul plicului se află pulbere de fier și alte substanțe auxiliare. La contactul cu oxigenul din aer, fierul se oxidează lent. Reacția este exotermă și degajă căldură timp de mai multe ore.

Pungile cu gheață instant sunt utilizate frecvent în cazul loviturilor sau entorselor. Ele nu conțin gheață propriu-zisă, ci două substanțe separate în interior. La apăsarea pungii, aceste substanțe se amestecă, iar procesul de dizolvare care are loc absoarbe căldură din mediul înconjurător.

Ca urmare, temperatura pungii scade rapid, iar aceasta devine rece fără a fi introdusă în congelator.



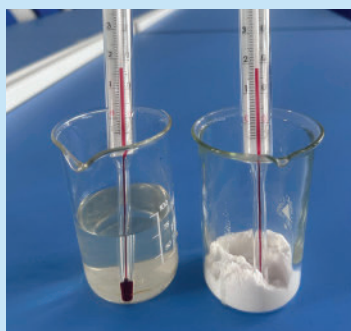


Fig. 1 – Soluție de acid acetic (oțet) și bicarbonat de sodiu



Fig. 2 – Reacția dintre bicarbonat de sodiu și soluție de acid acetic (oțet)



Chimia și sustenabilitatea

Reacțiile exoterme sunt folosite pentru producerea energiei termice, dar utilizarea lor trebuie optimizată pentru a reduce consumul și emisiile poluante.

Reacțiile endoterme sunt importante în procese industriale în care energia este stocată în substanțe noi (de ex.: obținerea varului din calcar).

Te-ai întrebat cum ne ajută controlul căldurii degajate sau absorbite într-o reacție chimică pentru a folosi mai puține resurse?

Răspunsurile la această întrebare pot fi:

Recuperarea căldurii degajate în procese chimice.

Alegerea combustibililor mai puțin poluanți.

Creșterea eficienței energetice a instalațiilor.

Toate acestea contribuie la dezvoltarea sustenabilă a comunității în care trăim.

3. În bucătărie se produce adesea reacția dintre bicarbonatul de sodiu și oțet. Pune într-un pahar 20–25 g de bicarbonat de sodiu și într-un alt pahar soluție de acid acetic sau oțet. Măsoară și notează temperaturile (fig. 1). Adaugă, în cantități mici, 15–20 mL de soluție de acid acetic peste bicarbonatul de sodiu. Măsoară din nou temperatura. Când temperatura rămâne constantă o notezi ca fiind temperatura finală (fig. 2).

Ce constăți?

- ✓ Temperatura finală este mai mare decât temperatura inițială în reacția
- ✓ Temperatura finală este mai mică decât temperatura inițială în reacțiile
- ✓ Se observă degajarea, proces numit efervescentă.
- ✓ Reacția 1 are loc cu de căldură, adică este reacție, pe când reacțiile 2 și 3 au loc cu de căldură, fiind reacții



Cum explici?

⇒ Unele reacții duc la scăderea temperaturii (absorbție de căldură), alte reacții duc la creșterea temperaturii (degajare de căldură). În timpul unei reacții chimice are loc un schimb de energie termică, iar reacția se numește reacție termochimică. Tipul reacției poate fi dedus din modificarea temperaturii.



Reține!

Reacțiile chimice pot avea loc cu **schimb de căldură** între **sistemul chimic** și **mediul înconjurător**. Acestea se numesc **reacții termochimice**. Căldura absorbită sau degajată într-o reacție chimică se numește **căldură de reacție**, se notează cu litera Q și se măsoară în J (Joule). O altă unitate de măsură este caloria (1 cal = 4,18 J).

Reacțiile exoterme sunt reacțiile chimice în care **se degajă căldură** (Q).

Reactanți → Produși de reacție + Q

Reacțiile endoterme sunt reacțiile chimice în care **se absoarbe căldură** (Q).

Reactanți + Q → Produși de reacție

Valoarea căldurii de reacție depinde atât de **starea de agregare** a reactanților, cât și de cea a produșilor de reacție. La scrierea ecuațiilor reacțiilor chimice în care au loc schimburi energetice trebuie indicate stările de agregare ale speciilor chimice participante la reacție, precizând și schimbul de căldură.



Verifică dacă ai înțeles!

1. Brichetele conțin butan lichid, C_4H_{10} . Ecuația reacției termochimice este:
 $C_4H_{10(l)} + 13/2 O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 5H_2O_{(g)} + 2930,60 \text{ kJ}$

Ce tip de reacție chimică este din punct de vedere termic? Argumentează, în caiet, răspunsul.

2. Un elev a măsurat temperatura înainte și după producerea unei reacții chimice. Clasifică reacțiile din punct de vedere termic. Formulează regula după care ai decis. Spune ce se întâmplă cu energia în fiecare caz.

Reacția A	$t_i = 22^\circ\text{C}$	$t_f = 35^\circ\text{C}$
Reacția B	$t_i = 21^\circ\text{C}$	$t_f = 14^\circ\text{C}$



Aplică cele învățate!

Un excursionist are nevoie de căldură fără foc. Ce tip de reacție termochimică trebuie să folosească într-un plic încălzitor? Argumentează răspunsul.

1.3. Reacții lente. Reacții rapide. Catalizatori

Amintește-ți

- Într-o **reacție chimică**, una sau mai multe substanțe se transformă în **alte substanțe** cu compoziție și proprietăți noi.
- Reacțiile chimice pot fi **endoterme** (absorb energie) sau **exoterme** (eliberează energie).
- Unele **reacții chimice** se desfășoară **foarte repede**, iar **altele** au loc **lent**, în timp.
- Unele reacții chimice au loc într-un singur sens, alte reacții chimice pot avea loc în **ambele sensuri**, în funcție de **condițiile de reacție**.

Descoperă!

Analizează imaginile din *fig. 1, 2, 3, 4 și 5* și răspunde la întrebările de mai jos:

- ★ Ce procese chimice sunt ilustrate în fiecare imagine?
- ★ Care dintre procesele observate par să se desfășoare rapid?
- ★ Care dintre procese necesită mai mult timp pentru a fi observate?
- ★ În ce situații efectele reacției apar imediat și în ce situații apar după un interval mai lung de timp?

Ai observat că?

- ▶ Arderea unei lumânări și aprinderea unui băț de chibrit au loc foarte repede, efectele fiind vizibile imediat (*fig. 1 și fig. 2*).
- ▶ Acrirea laptelui este un proces care nu se observă imediat, ci apare după un anumit interval de timp (*fig. 3*).
- ▶ Fierul expus la aer și umiditate ruginește în timp, modificările fiind vizibile după perioade mai lungi (*fig. 4*).
- ▶ Fermentația alcoolică, prin care strugurii sau cerealele sunt transformate în băuturi alcoolice, este un proces care se desfășoară lent (*fig. 5*).

Fereastra de laborator!

Împreună cu un coleg/o colegă, vei investiga diferite reacții chimice, urmărind timpul necesar apariției efectelor și rolul catalizatorilor.

Atenție!

Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator:

Zn, soluție de HCl, pipetă, lapte dulce, iaurt, pahar, lingură, soluție de KI, soluție de AgNO_3 , soluție de H_2O_2 , soluție de MnCl_2 , soluție de NH_3 , eprubete, stativ pentru eprubete, așchie de lemn, ochelari de protecție, mănuși.



Termeni-cheie

- reacție lentă
- reacție rapidă
- catalizator



Fig. 1 – Arderea unei lumânări

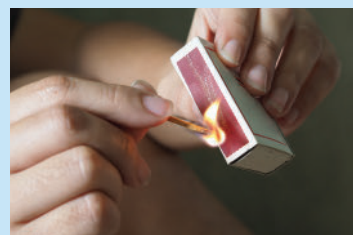


Fig. 2 – Aprinderea unui băț de chibrit



Fig. 3 – Acrirea laptelui



Fig. 4 – Ruginirea cuielor de fier



Fig. 5 – Fermentația alcoolică a glucozei

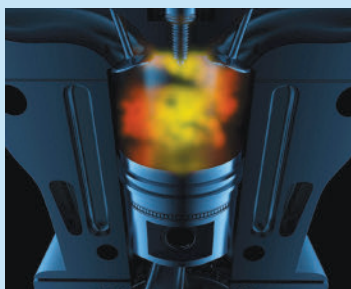


Chimia în societate

În viața de zi cu zi, reacțiile chimice au loc în ritmuri diferite. Unele sunt rapide și ne sunt utile imediat: arderea combustibililor pentru încălzire, funcționarea motorului unui autoturism sau reacțiile care produc energie electrică. Altele sunt lente, dar la fel de importante, precum maturarea alimentelor, procesele de degradare din natură sau ruginirea fierului. Pentru ca multe reacții să se desfășoare mai eficient, se folosesc catalizatori. În industrie, catalizatorii permit obținerea unor substanțe esențiale într-un timp mai scurt și cu un consum mai mic de energie.

Și organismul uman folosește catalizatori: enzimele. Fără ele, reacțiile chimice din corp ar fi prea lente pentru a susține viața. Digestia, respirația și multe alte procese vitale sunt posibile datorită acestor catalizatori biologici. Astfel, înțelegerea reacțiilor lente, rapide și a rolului catalizatorilor ne ajută să explicăm fenomene din jurul nostru și să folosim chimia în mod responsabil, în beneficiul societății și al mediului.

Enzimele din anumiți detergenți descompun petele la temperaturi mai scăzute, reducând consumul de energie și protejând mediul.



Explozie controlată din motor
(reacție chimică rapidă)

Denumire experiment: Reacția chimică dintre Zn și HCl (experiment frontal)

Ce ai de făcut?

Într-o eprubetă introdu o cantitate mică de Zn și adaugă 4–5 mL de soluție de HCl.

Ce constăți?

Se observă

Scrie ecuația reacției chimice care are loc.

Concluzie: reacția chimică dintre Zn și soluția de HCl este o reacție

Denumire experiment: Acrirea laptelui

Ce ai de făcut?

Acasă, pune într-un pahar lapte dulce și o lingură de iaurt. Amestecă, acoperă paharul și lasă-l pe masă la temperatura camerei.

Ce constăți?

Procesul de acrire a laptelui se va observa într-un timp

Concluzie: reacția chimică este o reacție

Denumire experiment: Descompunerea catalitică a apei oxigenate (experiment frontal)

Ce ai de făcut?

Pregătește două eprubete în care să introduci câte 3 mL de soluție de H_2O_2 . O eprubetă o utilizezi ca probă martor, iar în cealaltă introduci soluție de $MnCl_2$ și soluție de NH_3 . Identifică oxigenul degajat introducând în eprubetă o așchie de lemn cu un vârful incandescent.

Ce constăți?

Degajarea de oxigen în eprubeta cu proba martor, la temperatura camerei, este mai în comparație cu eprubeta în care ai adăugat soluția de $MnCl_2$ și soluție de NH_3 , unde degajarea de oxigen este

Scrie ecuația reacției chimice care are loc.

Concluzie: Reacția chimică este mai rapidă în prezența , deoarece așchia de lemn cu vârful incandescent în prezența obținut din reacția de descompunere a apei oxigenate.

Denumire experiment: Reacția chimică dintre soluția de $AgNO_3$ și soluția de KI (experiment frontal)

Ce ai de făcut?

Într-o eprubetă introdu 2 mL de soluție de KI și 2 mL de soluție de $AgNO_3$.

Ce constăți?

Apare

Scrie ecuația reacției chimice care are loc.

Concluzie: Reacția chimică dintre soluția de $AgNO_3$ și soluția de KI este



Ce constăți?

● Unele reacții chimice se desfășoară cu viteze, altele se desfășoară cu viteze, practic au loc instantaneu. Există substanțe care, adăugate în mediul de reacție, reacția chimică. Acestea nu se consumă în reacție și se numesc catalizatori.



Cum explici?

⇒ Viteza unei reacții chimice depinde de natura și concentrația reactanților care reacționează; de condițiile de reacție; de natura produșilor de reacție (dacă se obține un gaz sau dacă se formează un precipitat); de prezența sau absența unui catalizator.



**Reține!**

Reacțiile chimice, după viteza cu care se desfășoară, sunt de două feluri: reacții **lente** și reacții **rapide**.

Pentru a se putea desfășura mai rapid, unele reacții chimice necesită prezența unor substanțe care se numesc **catalizatori**.

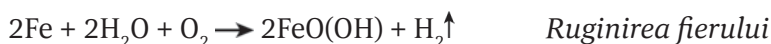
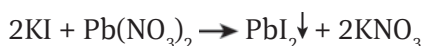
Catalizatorii sunt substanțe care **măresc viteza de reacție**, participă la reacție în cantități mici, nu se consumă pe parcursul acesteia și se regăsesc cantitativ la sfârșitul ei.

Reacțiile chimice rapide sunt unele reacții din care rezultă substanțe gazoase, respectiv precipitate; arderile substanțelor sunt de asemenea reacții rapide.

Reacțiile chimice lente sunt acele reacții care au loc în perioade mai lungi, care pot varia de la câteva ore la câteva zile, precum ruginirea fierului, acrirea laptelui, fermentația alcoolică a glucozei, fermentația acetică a etanolului (oțetirea vinului), râncezirea grăsimilor.

**Verifică dacă ai înțeles!**

Se consideră reacțiile chimice ale căror ecuații chimice sunt descrise astfel:



Indică tipul fiecărei reacții, având în vedere timpul în care se desfășoară acestea.

**Aplică cele învățate!**

1. Clasifică următoarele procese chimice în reacții lente sau reacții rapide:
 - a. coclirea cuprului;
 - b. aprinderea gazului de la aragaz;
 - c. fermentația aluatului;
 - d. explozia unei petarde sau a unui foc de artificii.
2. Studiază imaginea de mai jos și descoperă fenomenul chimic care are loc. Precizează dacă fenomenul se observă imediat și menționează tipul acestuia. Argumentează, în caiet, răspunsul.

**Știi că?**

✓ Astăzi, la autoturisme, gazele de eșapament care conțin oxizi poluanți (CO și NO) sunt trecute peste un catalizator care accelerează procesul de transformare a acestor gaze în gaze nepoluante (CO₂, N₂).

✓ Acesta este confecționat din ceramică (de obicei oxid de aluminiu) sau uneori din metal. Pe suprafața suportului ceramic sunt depuse cantități foarte mici de metale prețioase ca platina (Pt), paladiul (Pd), rodiul (Rh), care au și rolul de a accelera reacțiile chimice, pe lângă transformarea gazelor poluante în gaze nepoluante.

✓ Catalizatorul auto este reciclat.



Catalizator montat pe țeava de eșapament

**Chimia și sustenabilitatea**

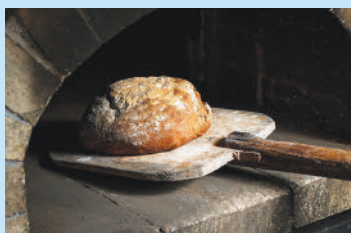
Prin folosirea catalizatorilor, reacțiile chimice decurg mai rapid, cantitatea de substanțe poluante eliberate în aer scade semnificativ și astfel contribuie la protejarea mediului și la îmbunătățirea calității aerului. Catalizatorii sunt un exemplu clar de chimie aplicată în slujba sustenabilității, arătând cum cunoașterea reacțiilor chimice poate ajuta la reducerea poluării și la protejarea sănătății oamenilor.

Termeni-cheie

- reacție ireversibilă
- reacție reversibilă
- reacție directă
- reacție inversă
- echilibru chimic

Chimia în societate

În viața de zi cu zi întâlnim numeroase procese chimice care ne influențează sănătatea, confortul și mediul. Un exemplu de reacție ireversibilă este coacerea alimentelor, cum ar fi pâinea sau prăjiturile. Odată ce aluatul este copt, acesta nu mai poate reveni la starea inițială. De asemenea, digestia alimentelor în organism este un proces bazat pe reacții ireversibile.



Există și reacții reversibile, utile în multe situații practice.

Un exemplu chimic este legarea oxigenului de hemoglobină în sânge. Reacția directă are loc în plămâni, unde oxigenul se fixează pe hemoglobină, iar reacția inversă are loc în țesuturi, unde oxigenul este eliberat.

În organism, aceste procese ajung la un echilibru chimic care permite transportul eficient al oxigenului către celule. Dacă echilibrul este perturbat, de exemplu la efort intens sau la altitudine mare, organismul reacționează pentru a se adapta.

Prin urmare, reacțiile ireversibile și reversibile, reacțiile directe și inverse, precum și echilibrul chimic nu sunt doar noțiuni teoretice, ci explică procese esențiale din viața noastră de zi cu zi, de la alimentație până la funcționarea corpului uman.

1.4. Reacții ireversibile, reacții reversibile

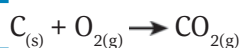
Amintește-ți

● Unele **reacții chimice** au loc într-o singură direcție până când **reactanții sunt folosiți complet**. Alte reacții pot avea loc în **ambele direcții**.

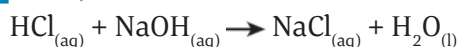
Descoperă!

★ Observă sensul de desfășurare al următoarelor reacții chimice și grupează-le în funcție de acesta.

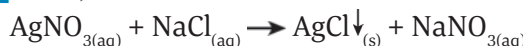
1. Arderea cărbunelui



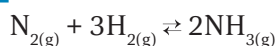
2. Reacția de neutralizare



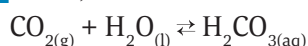
3. Reacția cu formare de precipitat



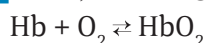
4. Sinteza amoniacului (Procesul Haber)



5. Reacția care are loc la dizolvarea dioxidului de carbon în apă



6. Reacția de oxigenare a hemoglobinei (Hb)



Ai observat că?

► Reacțiile 1, 2, 3 au loc într-un singur sens, doar de la stânga la dreapta.

► Reacțiile 4, 5, 6 au loc în ambele sensuri, de la stânga la dreapta, dar și de la dreapta la stânga.

Investighează cu metoda SINELG

Ce se întâmplă când deschidem o butelie de sifon? De ce apar bulele? Ce se întâmplă dacă butelia este agitată prea mult? De ce sifonul își pierde bulele după ce butelia este lăsată deschisă?

Citește cu atenție informațiile următoare și notează în caiet, într-un tabel, semnele cu următoarele semnificații:

- „✓” – pentru informația cunoscută, pentru pasajele care confirmă ceea ce știi;
- „+” – pentru informația nouă, necunoscută și acceptabilă pe care ai aflat-o;
- „-” – pentru informația care intră în contradicție cu ceea ce știi, care infirmă ceea ce știi;
- „?” – pentru informația care necesită documentare, pentru că pasajele respective conțin neclarități, confuzii, ridică întrebări.

Reflectează împreună cu colegul tău/colega ta de bancă! Dacă aveți neclarități, cereți ajutorul cadrului didactic! Realizează un inventar al ideilor și prezintă-l colegilor tăi!

Informații despre butelia de sifon:

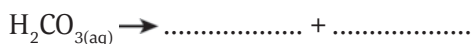
- Sifonul este o apă carbogazoasă.
- Butelia de sifon este folosită pentru a obține sifon în gospodărie.
- La scăderea presiunii, CO_2 se eliberează din soluție.
- Butelia de sifon funcționează cu dioxid de carbon (CO_2).
- Gazul este introdus în apă sub presiune.
- Dioxidul de carbon nu are miros și nu este toxic în cantități mici.
- Butelia trebuie utilizată corect pentru a evita accidentele.
- Dioxidul de carbon este folosit și în alte domenii, nu doar la sifon.
- Respectarea instrucțiunilor de utilizare previne accidentele.
- Folosirea corectă a recipientelor sub presiune este importantă pentru siguranță.

Ce constatăi?

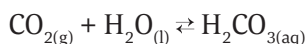
- Sifonul nu este o apă minerală, ci este apă în care se adaugă

.....
În interiorul buteliei:

- se combină cu apa → reacție directă;
..... + → $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$
- în același timp, o parte din acidul carbonic format se descompune în → reacție inversă.



Cele două reacții chimice pot fi scrise:



- Gazele pot fi dizolvate în lichide sub presiune, iar la scăderea presiunii ele se eliberează.

Cum explici?

⇒ Într-o butelie de sifon, dioxidul de carbon se află într-un sistem închis și are loc un proces care poate fi descris printr-o reacție reversibilă. Atunci când o reacție este clasificată ca fiind reversibilă, este de obicei marcată cu săgeți împerecheate (simbolizate cu $\rightleftharpoons$), pentru a arăta că poate avea loc în ambele sensuri. Reacțiile reversibile nu se finalizează niciodată, reactanții și produșii coexistând.

⇒ Pentru înțelegerea oricărui fenomen fizic sau chimic, conceptul de echilibru este fundamental:

- reacțiile directe și reacțiile inverse au loc simultan;
- cantitățile substanțelor nu se mai modifică vizibil;
- sistemul ajunge la echilibrul chimic.

Când butelia este deschisă:

- reacțiile inverse devin dominante;
- dioxidul de carbon părăsește sistemul;
- echilibrul chimic este distrus;
- procesul devine practic ireversibil.

Presiunea joacă un rol important în păstrarea gazului în lichide.



Chimia și sustenabilitatea

Chimia contribuie în mod esențial la dezvoltarea durabilă prin controlul și utilizarea eficientă a reacțiilor chimice. Unele procese sunt reacții ireversibile, cum ar fi arderea combustibililor fosili, care produce energie, dar și poluare. Deoarece aceste reacții consumă resurse limitate și generează substanțe nocive, ele ridică probleme importante legate de sustenabilitate.

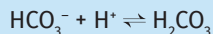
În schimb, chimia modernă promovează utilizarea reacțiilor reversibile, care permit reutilizarea substanțelor și reducerea deșeurilor. Un exemplu este captarea dioxidului de carbon, unde reacția directă fixează CO_2 în anumite materiale, iar reacția inversă permite eliberarea acestuia pentru reutilizare controlată. Astfel de procese sunt importante pentru diminuarea efectului de seră.

Multe tehnologii sustenabile se bazează pe atingerea unui echilibru chimic, în care reacția directă și reacția inversă au loc cu viteze egale. De exemplu, în producerea îngrășămintelor, controlul echilibrului chimic permite obținerea unei cantități optime de produs cu un consum minim de energie și materii prime.



Știi că?

✓ În sângele uman, ionii de hidrogen în exces se leagă la ioni de bicarbonat, formând acid carbonic:



Acest sistem de protecție joacă un rol esențial în menținerea pH-ului sanguin stabil și sănătos.

✓ Amoniacul lichefiat este întrebuințat la fabricarea gheții artificiale și în aparatele frigorifice.

✓ Soluția de amoniac se folosește în curățători chimice și vopsitorii textile.



Curățenie Vopsitorie textile Curățătorie chimică

Soluție de amoniac folosită în activități casnice



Instalație de obținere a amoniacului lichefiat



Reține!

Reacțiile ireversibile sunt reacții chimice care decurg **numai într-un singur sens**, datorită deplasării echilibrului chimic în direcția desfășurării reacției respective. Acest lucru se întâmplă când cel puțin unul dintre produșii de reacție nu mai poate participa la reacția în sens invers.

Reacțiile reversibile sunt reacțiile chimice care, în anumite condiții de lucru, pot decurge în **ambele sensuri**.

În cazul unei reacții reversibile, în amestecul de reacție sunt prezente toate speciile chimice (reactanți și produși de reacție) care participă la reacție. Acestea se află în echilibru.

Echilibrul este o stare în care au loc **transformări în sensuri opuse**, cu **viteze egale**.



Verifică dacă ai înțeles!

Alege varianta corectă.

1. Reacția chimică ireversibilă este:
 - a. o reacție care are loc într-un singur sens;
 - b. o reacție care nu se mai oprește;
 - c. o reacție care se poate desfășura în ambele sensuri;
 - d. o reacție care produce întotdeauna precipitat.
2. În reacția $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{g})}$, săgeata dublă arată că:
 - a. reacția este incompletă;
 - b. reacția este reversibilă;
 - c. reacția are loc foarte repede;
 - d. reacția este exotermă.



Aplică cele învățate!

1. Completează, în caiet, spațiile libere:
 - a. Într-o reacție reversibilă viteza reacției directe este _____ cu viteza reacției inverse.
 - b. Starea în care viteza reacției directe este egală cu viteza reacției inverse se numește _____ chimic.
2. Precizează două exemple de reacții reversibile cu importanță practică și menționează o utilizare pentru fiecare.
3. Imaginează-ți că trebuie să explici unui coleg ce este o reacție reversibilă folosind o comparație din viața de zi cu zi (ex.: drum dus-întors, respirație etc.). Scrie 4–6 rânduri.

Pentru evaluare se va lua în calcul folosirea limbajului accesibil și se va pune accent pe înțelegerea conceptelor nou învățate. Evaluarea va fi una preponderent calitativă.



1.5. Număr de oxidare (N.O.).

Reacții fără modificarea N.O.

Reacții cu modificarea N.O.

Amintește-ți

• Plecând de la **modul de distribuire a electronilor pe straturile electronice**, obținem informații despre **numărul electronilor de valență** și despre **caracterul chimic al elementelor chimice**. Astfel, putem să identificăm **legăturile chimice din substanțele ionice și din molecule**, obținând noi informații despre **valență** (electrovalență și covalență), proprietatea elementelor chimice de a participa la formarea de legături chimice în scopul realizării unei configurații stabile.

Descoperă!

Pentru compușii chimici: NaCl, MgO, H₂O, HCl, CaCl₂ se cunosc sarcinile electrice: Na¹⁺, Mg²⁺, Ca²⁺.

1. Determină sarcinile celorlalte elemente chimice din fiecare compus, astfel încât compusul chimic să fie neutru din punct de vedere electric.

2. Știind că numărul de oxidare este definit ca fiind numărul de sarcini pozitive sau negative care se pot atribui formal unui atom dintr-o combinație chimică, ținând cont de sarcinile reale sau formale ale celorlalți atomi cu care s-a combinat, compară rezultatele obținute și formulează o ipoteză:

★ Suma sarcinilor electrice într-un compus chimic electric neutru este egală cu

★ Ionii metalelor au N.O. egal cu

Ai observat că?

► Ai atribuit sarcini electrice nemetalelor atât în compușii ionici, cât și în molecule. Acestea se numesc numere de oxidare notate N.O.

Investighează

1. Știind că, în compușii ionici, elementele au N.O. egal cu sarcina electrică a ionilor, că suma sarcinilor electrice într-un compus chimic electric neutru este egală cu zero, atribuie N.O. elementelor chimice din substanțele din tabel, în caiet:

NaCl Ionul Na ⁺ are N.O. = + 1 N.O. al Cl se notează cu x și se calculează: 1(+1) + x = 0; x = -1 Ionul Cl ⁻ are N.O. = -1	+ 1 x NaCl +1 -1 NaCl	MgF ₂ Ionul Mg ²⁺ are N.O. = + 2 N.O. al F se notează cu x și se calculează: 1(+2) + 2x = 0; x = -1 Ionul F ⁻ are N.O. = -1	+2 x MgF ₂ +2 -1 MgF ₂
CaO		K ₂ O	
NaH		MgH ₂	
Na ₂ O ₂		FeS	

Termeni-cheie

- valență
- număr de oxidare (N.O.)
- reguli de stabilire a N.O.
- reacții cu și fără modificarea numărului de oxidare

Chimia în societate

Determinarea numerelor de oxidare ajută, de exemplu, la înțelegerea proceselor de coroziune a metalelor (ruginirea fierului). Pe baza variației numerelor de oxidare se proiectează metode de protecție anticorozivă – vopsire, galvanizare, acoperiri metalice.

Chimia și sustenabilitatea

Reacțiile cu modificarea N.O. stau la baza producerii energiei și a proceselor de dezinfectare.

În instalațiile industriale și în sistemele de epurare a apelor, reacțiile cu modificarea numărului de oxidare transformă substanțele toxice în compuși mai puțin nocivi. În același timp, reacțiile fără modificarea numărului de oxidare sunt folosite pentru neutralizarea substanțelor acide sau bazice și pentru purificarea apei.



Stație de epurare a apei

Astfel, chimia contribuie activ la protecția mediului și la utilizarea responsabilă a resurselor.

Panourile solare produc energie fără procese de ardere și fără emisii poluante, reducând impactul reacțiilor redox asupra mediului.

→ N.O. se notează cu cifre, scriind mai întâi și apoi Poate fi un număr sau sau

→ Suma N.O. într-un compus neutru este egală cu

→ Oxigenul are N.O. =

→ În peroxidul de sodiu, O are N.O. =

→ În hidrurile metalice H are N.O. =

2. Analog cu determinarea N.O. în compușii ionici, stabilește N.O. pentru elementele chimice din moleculele prezentate în tabelul următor, notând în caiet:

H ₂ O	+1 -2 H ₂ O	HF	
CO ₂	+4 -2 CO ₂	Cl ₂	
H ₂ S		NH ₃	
N ₂		PH ₃	

→ În molecule, H are N.O. =, iar O are N.O. =

→ Suma algebrică a N.O. într-un compus molecular electric neutru este egală cu

→ Nemetalele pot avea N.O., cât și N.O.

3. În fig. 1 și fig. 2 sunt prezentate aplicații practice a două reacții chimice ale căror ecuații sunt:



Fig. 1 – Medicament antiacid

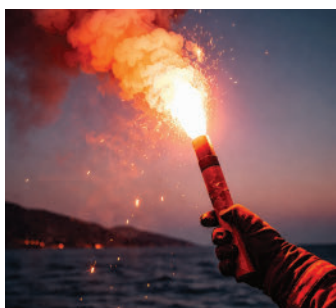
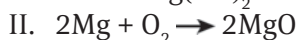
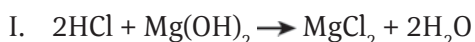


Fig. 2 – Arderea magneziului



a. Stabilește N.O. ale elementelor chimice din compușii implicați în reacțiile date.

b. Subliniază elementele chimice care își schimbă N.O.

c. Compară cele două reacții din punctul de vedere al modificării N.O.

În reacția I, Mg are N.O. =, H are N.O. =, O are N.O. =

În reacția II, Mg în stare elementară are N.O. =, iar în MgO are N.O. = Tot în reacția II, oxigenul în molecula O₂ are N.O. = și în MgO are N.O. =

Ce constăți?

● Metalele au numere de oxidare, însă nemetalele pot avea atât numere de oxidare, cât și

● Suma numerelor de oxidare ale elementelor dintr-un compus electric neutru este egală cu

● În unele reacții chimice, elementele chimice își, N.O., în alte reacții chimice, elementele chimice N.O.

Cum explici?

⇒ Numărul de oxidare se stabilește după anumite reguli.

⇒ Reacțiile chimice pot avea loc cu sau fără modificarea N.O.

Reține!

Numărul de oxidare este definit ca fiind **numărul de sarcini pozitive sau negative care se pot atribui formal unui atom** dintr-o combinație chimică, ținând cont de sarcinile reale sau formale ale celorlalți atomi cu care s-a combinat.

Numărul de oxidare este diferit de valență.

N.O. poate fi pozitiv, negativ sau zero. Acesta **se scrie deasupra simbolului chimic**, mai întâi semnul și apoi cifra arabă.

Unele elemente chimice au mai multe N.O. posibile.

Reacțiile chimice pot avea loc cu sau fără modificarea N.O.

Regulile de atribuire a N.O. elementelor chimice dintr-un compus chimic:

Specia chimică	Exemple
Atomii substanțelor simple au N.O. = 0	0 0 0 0 0 Mg, Zn, Cl ₂ , N ₂ , P ₄
Hidrogenul: - în compușii covalenți are N.O. = +1 - în hidruri metalice are N.O. = -1	+1 +1 -1 HCl NH ₃ NaH
Oxigenul are N.O. = -2 Excepție, în peroxizi are N.O. = -1	-2 -2 -1 CaO CO ₂ H ₂ O ₂

Ionii monoatomici au N.O. = sarcina ionică	+2	+1	+1
Ionii poliatomici au suma N.O. = sarcina ionică	CaO	NaCl	KOH
Suma algebrică a N.O. într-un compus neutru electric este egală cu zero.	+5-2	+4-2	+1-2
Atribuirea N.O. elementelor chi- mice dintr-un compus se face ținând cont de regulile de mai sus.	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	HO ⁻
Ex.: H ₂ SO ₄ - H are N.O. = +1 - O are N.O. = -2 - Suma N.O. într-un compus chi- mic neutru electric este egală cu zero. - N.O. al S se notează cu x și se calculează: 2(+1) + x + 4(-2) = 0; x = +6	+2+4-2	+1+7-2	+1+5-2
	CaCO ₃	KMnO ₄	KClO ₃
	+1 x -2	+1 +6 -2	
	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄	



Verifică dacă ai înțeles!

1. Atribue N.O. elementelor chimice din compuși următori:

- HCl, AlCl₃, Cl₂, NaClO, Cl₂O, Cl₂O₃, HClO₄;
- H₂S, Na₂S, S₈, SO₂, SO₃, H₂SO₄, Na₂SO₃;
- MnO₂, MnCl₂, H₂MnO₄, MnSO₄, Mn.

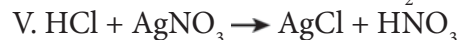
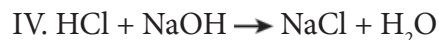
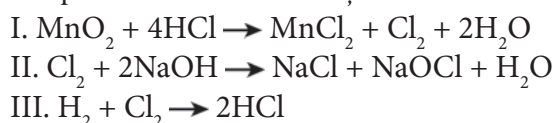
2. Stabilește, notând în caiet, care dintre următoarele afirmații sunt adevărate:

- Numărul de oxidare este o sarcină electrică reală în cazul moleculelor.
- În peroxidul de sodiu (Na₂O₂), oxigenul are N.O. = -2.
- În azotatul de amoniu (NH₄NO₃), hidrogenul are N.O. = +1.
- În azotatul de sodiu (NaNO₃), azotul are N.O. = +5.
- Substanțele simple au N.O. = 0.
- În ionul clorat (ClO₃⁻), clorul are N.O. = +5.



Aplică cele învățate!

1. Clorul și acidul clorhidric sunt două substanțe cu multiple utilizări, precum fabricarea clorurilor și sinteza unor compuși organici. Unele dintre reacțiile în care sunt implicate substanțele menționate sunt redactate prin următoarele ecuații chimice:



- Stabilește N.O. ale elementelor chimice din compușii implicați în reacțiile date.
- Notează în caiet elementele chimice care își schimbă N.O.
- Precizează în care dintre reacții două elemente chimice își schimbă N.O.
- Compară reacțiile II și IV din punctul de vedere al modificării N.O.

Aplică! Lucrează organizat! Lucrează în echipă!

2. Completați, în caiete, diagramele Frayer pentru reacțiile chimice cu și fără modificarea numărului de oxidare, pe baza informațiilor studiate.

Notați caracteristicile, modul de formare, exemple și contraexemple. Includeți în fiecare diagramă cel puțin un exemplu din viața reală.



Echipele roșii completează diagrama pentru reacțiile cu modificarea numărului de oxidare.

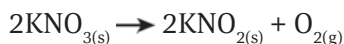


Echipele verzi completează diagrama pentru reacțiile fără modificarea numărului de oxidare.

Reacții cu modificarea N.O.	
Caracteristici	Cum se formează?
Reacții cu modificarea N.O.	
EXEMPLE	
EXEMPLE DIN VIAȚA REALĂ	Contraexemple

Reacții fără modificarea N.O.	
Caracteristici	Cum se formează?
Reacții fără modificarea N.O.	
EXEMPLE	
EXEMPLE DIN VIAȚA REALĂ	Contraexemple

1. În laboratorul de chimie al școlii, un elev dorește să obțină oxigen pentru a demonstra întreținerea arderii. Pentru aceasta, el încălzește o probă de azotat de potasiu într-o eprubetă, favorizând producerea reacției:



Elevul folosește 25 g de azotat de potasiu tehnic, care conține impurități. Pe eticheta flaconului este menționată o puritate de 72%.

a. Determină masa de azotat de potasiu pur din probă.

b. Calculează masa de oxigen care se obține, considerând că reacția are loc complet.

Rezolvare:

$$m_i = 25 \text{ g}$$

$$p = 72\%$$

$$\text{a. } m_p = ?$$

$$\text{b. } m_{\text{O}_2} = ?$$

Mase atomice:

N – 14, O – 16,

K – 39

a. Aplic formula de calcul a purității pentru a determina masa pură de KNO_3 :

$$p = \frac{m_p}{m_i} \cdot 100 (\%)$$

$$72 = \frac{m_p}{25} \cdot 100$$

$$m_p = \frac{72 \cdot 25}{100} = 18 \text{ g}$$

b. Determin numărul de mol de KNO_3

– calculez masa molară a KNO_3

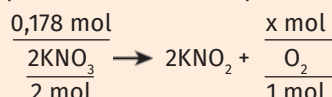
$$M = 1 \cdot 39 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 101 \text{ g/mol}$$

– calculez numărul de mol de KNO_3

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{18}{101} = 0,178 \text{ mol } \text{KNO}_3$$

Aplic raportul molar lucrând pe ecuația reacției chimice:



$$x = 0,089 \text{ mol } \text{O}_2$$

– calculez masa molară a O_2

$$M = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$$

– calculez masa de O_2 aplicând formula numărului de mol

$$0,089 = \frac{m}{32}$$

$$m = 2,848 \text{ g } \text{O}_2$$

2. Ai învățat în clasa a VIII-a că reacția aluminului cu oxizii unor metale mai puțin reactive decât acesta este denumită tehnic „aluminotermie” și este utilizată pentru obținerea anumitor metale, precum fier, crom, mangan, vanadiu, cupru etc.

Un exemplu de astfel de reacție chimică este cea descrisă mai jos:



Calculează masa de fier care se obține dacă se utilizează în proces 3,9 kg de Al, la un randament al reacției de 90%.

Rezolvare:

$$m_{\text{Al}} = 3,9 \text{ kg}$$

$$\eta = 90\%$$

$$m_{\text{Fe}} = ?$$

Mase atomice:

Al – 27, Fe – 56

$m = 3,9 \text{ kg}$ Al reprezintă masa de Al introdusă în proces (C_i). Calculez masa de substanță transformată (C_p), utilizând relația randamentului reacției chimice:

$$\eta = \frac{\text{Cantitatea practică}}{\text{Cantitatea teoretică}} \cdot 100$$

$$\eta = \frac{C_p}{C_t} \cdot 100 (\%)$$

$$90 = \frac{C_p}{3,9} \cdot 100$$

Observație: randamentul (η) poate fi exprimat în funcție de numărul de mol, masă, iar atunci când compusul este în stare gazoasă, și în funcție de volum.

$$C_p = \frac{90 \cdot 3,9}{100} = 3,51 \text{ kg}$$

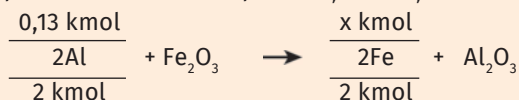


- calculez numărul de mol de Al

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{3,51}{27} = 0,13 \text{ kmol Al}$$

Aplic raportul molar lucrând pe ecuația reacției chimice:



$$x = 0,13 \text{ kmol Fe}$$

- calculez masa de Fe aplicând formula numărului de mol:

$$0,13 = \frac{m}{56}$$

$$m = 7,28 \text{ kg Fe}$$

3. În lucrările de renovare a unei case, muncitorii pregătesc lapte de var pentru tencuieli și pentru dezinfectarea pereților. Varul nestins este amestecat cu apă, proces însoțit de degajare de căldură.

Oxidul de calciu, CaO (varul nestins), se obține prin descompunerea termică a carbonatului de calciu, CaCO₃ (la aproximativ 900 °C).

a. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice care au loc și precizează tipul fiecărei reacții din punct de vedere termochimic.

b. Determină masa de oxid de calciu care se obține din 250 kg de carbonat de calciu de puritate 80%.

Mase atomice: C – 12, O – 16, Ca – 40

Rezolvare:

a. Ecuația reacției de stingerea varului (var nestins = CaO):



Reacție exotermă

Ecuația reacției de descompunere termică a CaCO₃



Reacție endotermă

b.

$$m_i = 250 \text{ kg}$$

$$p = 80\%$$

$$m_{\text{CaO}} = ?$$

Aplic formula de calcul a purității pentru a determina masa pură de CaCO₃:

$$p = \frac{m_p}{m_i} \cdot 100 (\%)$$

$$80 = \frac{m_p}{250} \cdot 100$$

Determin numărul de mol de CaCO₃:

- calculez masa molară a CaCO₃

$$M = 1 \cdot 40 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g/mol}$$

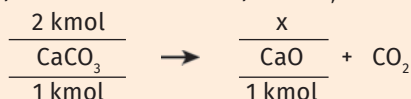
- calculez numărul de mol de CaCO₃

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m_p = \frac{80 \cdot 250}{100} = 200 \text{ kg}$$

$$n = \frac{200}{100} = 2 \text{ kmol CaCO}_3$$

Aplic raportul molar lucrând pe ecuația reacției chimice:



$$x = 2 \text{ kmol CaO}$$

- calculez masa molară a CaO

$$M = 1 \cdot 40 + 1 \cdot 16 = 56 \text{ g/mol}$$

- calculez masa de CaO aplicând formula numărului de mol:

$$2 = \frac{m}{56}$$

$$m = 112 \text{ kg CaO}$$



1. Stabilește care dintre următoarele reacții au loc cu modificarea numărului de oxidare:

- $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

2. Referitor la numărul de oxidare, care dintre afirmațiile de mai jos sunt corecte?

- Elementele chimice în stare liberă au numărul de oxidare 0.
- Suma numerelor de oxidare într-o moleculă neutră este zero.
- Metalele alcaline au întotdeauna numărul de oxidare +2.
- Fluorul are în compuși numărul de oxidare -1.
- Numărul de oxidare poate fi pozitiv, negativ sau zero.

3. Se dau reacțiile chimice de mai jos:

- Arderea metanului;
- Fotosinteza;
- Neutralizarea unui acid cu o bază;
- Descompunerea carbonatului de calciu;
- Arderea cărbunelui.

Completează, în caiet, tabelul:

Reacții exoterme	Reacții endoterme

4. Clasifică, în caiet, reacțiile următoare în funcție de viteza de reacție:

- Ruginirea fierului;
- Explozia unui amestec gazos;
- Fermentația alcoolică;
- Arderea hârtiei;
- Descompunerea resturilor vegetale.

Reacții lente	Reacții rapide

5. Referitor la catalizatori, care dintre afirmațiile de mai jos sunt corecte?

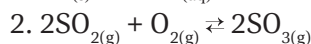
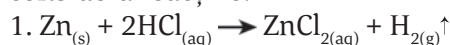
- Măresc viteza reacției chimice;
- Se consumă în timpul reacției;

c. Pot fi enzime;

d. Se adaugă în cantități mari;

e. Se regăsesc cantitativ la sfârșitul reacției.

6. Se consideră reacțiile:



a. Precizează care reacție este reversibilă și care este ireversibilă.

b. Determină numerele de oxidare ale tuturor elementelor chimice din fiecare reacție.

7. Se consideră reacția chimică, având loc într-un amestec exploziv dintre carbon (grafit) și azotatul de potasiu:



a. Calculează raportul atomic al elementelor în azotatul de potasiu (K:N:O);

b. Indică în ce raport molar se amestecă C (grafit) și KNO_3 în amestecul exploziv (C: KNO_3);

c. Precizează N.O. ale tuturor elementelor chimice.

8. 5,75 g de sodiu metalic reacționează cu 100,8 g de H_2O . Din reacție se degajă 2,016 L H_2 (c.n.). Se cere:

a. Puritya sodiului;

b. Concentrația procentuală a soluției obținute.

9. Prin calcinarea a 300 g de piatră de var de puritate 75% se obțin oxid de calciu și dioxid de carbon. Știind că impuritățile nu se descompun, se cere:

a. Scrie ecuația reacției chimice care are loc;

b. Calculează numărul de mol de oxid de calciu obținut;

c. Volumul de dioxid de carbon (măsurat în condiții normale) degajat.

10. Rezolvă, în caiet, SUDOKUL și bucură-te de rezultat! Succes!

N.O. al sulfurului în H_2SO_4	N.O. al clorului în NaClO_3	8
N.O. al manganului în KMnO_4	N.O. al carbonului în CO_2	N.O. al aluminiului în AlCl_3
N.O. al calciului în CaO	9	N.O. al hidrogenului în NH_3

Subiect	Punctaj
I. Pentru următoarele afirmații alege o singură variantă corectă: 1. a. Într-o reacție exotermă se degajă căldură (Q). b. Ruginirea fierului este o reacție rapidă. c. În hidrura de sodiu, NaH, hidrogenul are N.O. = +1. d. Reacția de neutralizare dintre acidul clorhidric, HCl și hidroxidul de sodiu, NaOH are loc cu modificarea N.O. 2. a. Metalele au numere de oxidare negative. b. Numărul de oxidare al S în SO_2 este egal cu +4. c. Suma algebrică a numerelor de oxidare pentru un ion poliatomic este egală cu 0. d. În ionul amoniu, NH_4^+, atomul de azot are N.O. egal cu +3. 3. Numărul de oxidare al clorului în KClO_3 este: a. +3; b. +5; c. -3; d. +7. 4. Care dintre reacțiile de mai jos au loc cu modificarea N.O.? a. $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; c. $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$; b. $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$; d. $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. 5. Carbidul utilizat la obținerea acetilenei se obține conform ecuației termochimice: $\text{CaO}_{(s)} + 3\text{C}_{(s)} + 464,8 \text{ kJ} \rightarrow \text{CaC}_{2(s)} + \text{CO}_{(g)}$. a. Procesul de obținere a carbidului este exoterm; b. Reacția este endotermă; c. Reacția este lentă; d. Numărul de oxidare al carbonului în CaC_2 este +1. 6. Catalizatorul este substanța chimică care: a. se consumă în timpul reacției chimice; c. mărește viteza unei reacții chimice; b. micșorează viteza unei reacții chimice; d. nu influențează viteza reacției chimice.	6x5p=30p
II. Stabilește, pentru fiecare enunț de mai jos, dacă este adevărat sau fals, alegând, după caz, varianta corespunzătoare. Notează, în caiet, litera A, respectiv litera F, pentru fiecare punct (1, 2, 3 etc.). 1. O reacție chimică de tipul: reactanți $\rightarrow$ produși de reacție + Q se numește exotermă. 2. Reacția chimică: $\text{C} + \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}$ are loc fără modificarea numărului de oxidare. 3. În reacția chimică: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$, zincul își modifică numărul de oxidare. 4. Reacția chimică: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$ este o reacție lentă. 5. Reacțiile ireversibile sunt întotdeauna rapide.	5x4p=20p
III. O zi obișnuită poate oferi numeroase exemple de reacții chimice, dacă privim cu atenție fenomenele din jurul nostru. Într-o după-amiază, Andrei observă ruginirea balustradei, aprinde aragazul pentru a găti, aluatul cu bicarbonat crește datorită CO_2 format, iar din suc carbogazos lăsat în pahar se elimină treptat CO_2. După masă, ia un antiacid pe bază de Mg(OH)_2 pentru a neutraliza suc gastric din stomac care conține HCl. Cerințe: 1. Identifică reacțiile lente și reacțiile rapide din situațiile descrise. 2. Precizează care sunt reacțiile reversibile și care sunt cele ireversibile, justificând pe scurt. 3. Indică un exemplu de reacție exotermă și unul de reacție endotermă. 4. a. Alege un exemplu de reacție chimică în care are loc modificarea numărului de oxidare și unul în care nu are loc modificarea numărului de oxidare. b. Calculează numărul de mol de Mg(OH)_2 necesar neutralizării a 2,19 g HCl.	1. 5x2p 2. 5x2p 3. 2x5p 4. 2x5p 40p
Punctaj din oficiu	10p
TOTAL	100p

I. JOC DE ROL – Interviu cu o reacție chimică

Imaginează-ți că o reacție chimică răspunde la întrebările unui reporter. Redactează un scurt interviu în care aceasta își prezintă ecuația chimică, reactanții, produșii și principalele caracteristici. Întrebări-ghid pentru interviu:

1. Cine ești? (denumirea reacției și unde apare în viața de zi cu zi)
2. Te desfășori lent sau rapid?
3. Ești o reacție exotermă sau endotermă?
4. Te desfășori cu sau fără o schimbare a numerelor de oxidare?
5. Ești o reacție reversibilă sau ireversibilă?
6. De ce condiții ai nevoie pentru a avea loc?

Tema poate fi prezentată sub forma unui material video sau prin interpretare directă, în fața clasei.

Observație: răspunsurile trebuie formulate pe baza lecțiilor studiate, folosind exemple din viața de zi cu zi.



II. FIȘĂ INVESTIGATIVĂ

Numărul de oxidare al clorului în substanțe dezinfectante

Scop: Determinarea numărului de oxidare al clorului în compuși utilizați ca dezinfectanți și înălbitori

Analiza produsului: Dezinfectant și înălbitor pentru materiale textile

Produs recomandat ca dezinfectant și agent de înălbire a țesăturilor în procesul de spălare. Este agresiv pentru țesături, de aceea se comercializează la concentrații mai mici decât cele de producție, pentru a permite dozarea corectă. Concentrația recomandată în utilizare: 1-1,5%.

Sarcină de lucru: Analizează eticheta din imaginea alăturată și completează spațiile, ținând cont de utilizarea înălbitorului din perspectivă chimică:

Formula chimică a substanței active este

Denumirea substanței active este

N.O. ale elementelor chimice din substanța activă sunt:

Utilizare:

Concentrație recomandată la utilizare:

Tipul de produs chimic:

Rolul chimic al substanței active este:

Efectul produsului asupra substanțelor colorate din țesături:

De ce este necesară diluarea înainte de utilizare?

Ce s-ar putea întâmpla dacă se folosește la concentrație prea mare?

Notează două reguli de protecție la utilizare:

1.

2.



Eticheta unei soluții de înălbitor

Evaluarea temelor

se realizează prin coerența și relevanța informațiilor, utilizarea corectă a termenilor chimici, originalitatea lucrărilor și a modului de prezentare.

Grilă de autoevaluare

✓ Bifează răspunsul ținând cont de propriile rezultate ale învățării. Fii responsabil!

Criterii	Nu știu	Știu câte ceva	Știu, mă descurc	Știu, pot explica și altora
Pot identifica tipul unei reacții chimice din viața reală după unul sau mai multe criterii de clasificare.				
Pot compara reacții chimice în funcție de caracteristicile lor observate în activități experimentale sau în viața cotidiană.				
Pot aplica algoritmi în rezolvarea unor probleme de calcul stoechiometric pe baza ecuației unei reacții chimice.				

2

REAȚII CU MODIFICAREA NUMĂRULUI DE OXIDARE

Chimia este realitate...

O dimineață obișnuită într-un oraș. Telefonul vibrează, ecranul se aprinde. Un autobuz pornește din stație. Un elev își conectează laptopul la priză. Undeva, sub capota unei mașini, un acumulator furnizează energia necesară pentru a pune motorul în mișcare. Pare doar tehnologie, dar, în realitate, în spatele fiecărui dispozitiv se desfășoară reacții chimice „tăcute”.

În interiorul unei baterii, particule invizibile – electronii – pornesc într-o călătorie. Un metal cedează electroni, altă specie îi primește. Un dezechilibru microscopic produce un efect vizibil: lumină, mișcare, energie.

În același timp, pe o balustradă de fier, expusă ploii și aerului, are loc o altă transformare. Fierul își pierde treptat strălucirea, capătă o culoare roșiatică. Procesul este mai lent, dar esența este aceeași: schimb de electroni.

În tot acest timp, oamenii respiră. Se hrănesc, trăiesc... La fel fac și animalele și plantele. Și viața este susținută de transformări care au loc cu trecerea electronilor de la un compus la altul.

Ceea ce nu vedem, transferul de electroni, este tocmai mecanismul care pune totul în mișcare.

Pentru a înțelege regulile acestui mecanism, va trebui să investighezi!

Întrebare de investigat:

► *Ce rol are transferul de electroni în transformările chimice care produc energie?*

Lecții:

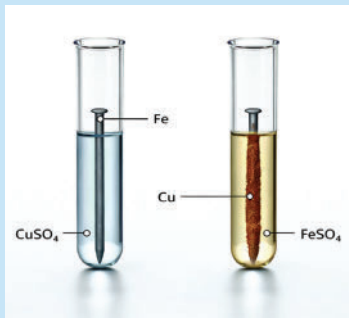
2.1. Oxidare. Reducere

2.2. Elemente galvanice: pila Daniell, acumulatorul cu plumb, bateria litiu-ion



Termeni-cheie

- oxidare
- reducere
- reacție redox
- agent oxidant
- agent reducător



Chimia în societate

Reacțiile cu variația numărului de oxidare sunt implicate în numeroase situații din viața de zi cu zi. Energia electrică furnizată de bateriile telefoanelor mobile, ale telecomenzilor sau ale ceasurilor este rezultatul unor reacții controlate, în care electronii sunt transferați între substanțe diferite.

În gospodărie, multe transformări obișnuite sunt procese de oxidare. Înnegrirea fructelor prin oxidare, ruginirea unui cui lăsat în ploaie sau înnegrirea bijuteriilor din argint sunt exemple de reacții în care se modifică numărul de oxidare al unor elemente.

Reacțiile redox au loc și în organism. Respirația celulară este un proces complex de oxidare prin care substanțele nutritive sunt transformate pentru a elibera energia necesară activităților zilnice. Înțelegerea reacțiilor cu modificarea numărului de oxidare ne ajută să folosim aceste procese în mod util, pentru a produce energie și a preveni efectele nedorite, precum coroziunea metalelor sau degradarea materialelor.

2.1. Oxidare. Reducere

Amintește-ți

• **Distribuirea electronilor pe straturile electronice** ne oferă informații despre **numărul electronilor de valență** și despre **caracterul chimic al elementelor chimice**. Pe baza acestor informații ai putut să identifici **tipul legăturilor chimice** (ionice sau covalente); să explici **valența** elementelor; să determini **numărul de oxidare** al unui element într-o substanță. Numărul de oxidare exprimă modul în care un atom „participă” la legătura chimică, reflectând **pierderea** sau **câștigul aparent de electroni**.

• **Metalele** au tendința de a **ceda electroni** și de a **forma ioni pozitivi**. Nu toate metalele cedează electroni cu aceeași ușurință.

• În **seria activității metalelor** (seria Beketov-Volta), metalele sunt așezate în **ordinea descrescătoare a reactivității** lor.

• Un metal situat mai la stânga în această serie poate înlocui dintr-o soluție ioni unui metal aflat mai la dreapta în serie.

Descoperă!

Analizează reacția chimică și notează în caiet:

$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$, stabilind N.O. pentru Zn și Cu înainte și după reacție.

★ Înainte de reacția chimică:

Zn are N.O. = Cu are N.O. =

★ După reacția chimică:

Zn are N.O. = Cu are N.O. =

★ Cum variază N.O. ale Zn și Cu?

Ai observat că?

► Comparând valorile N.O. ale celor două metale, înainte și după reacție, pentru Zn numărul de oxidare crește de la 0 la +2, iar pentru Cu, numărul de oxidare scade de la +2 la 0.

Fereastra de laborator!

Împreună cu un coleg/o colegă, vei observa reacția fierului cu o soluție de sulfat de cupru.

Atenție!

Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator: un cui de fier, soluție de CuSO_4 , eprubetă, ochelari de protecție, mănuși.

Denumire experiment: Reacția chimică dintre Fe și soluția de CuSO_4 (experiment frontal)

Ce ai de făcut?

Într-o eprubetă introdu un cui de Fe și adaugă 4–5 mL de soluție de CuSO_4 . Așteaptă câteva minute.

Ce constăți?

Se observă depunerea unui strat de pe cuiul de Fe. Culoarea soluției de CuSO_4 capătă o culoare ușor

Scrive ecuația reacției chimice care are loc.

Cum s-a modificat numărul de oxidare al fierului?



N.O. al fierului de la la
Sarcina electrică a electronului fiind negativă, fierul de la un N.O. mai trece la un N.O. mai prin de electroni.

Cum s-a modificat numărul de oxidare al cuprului?



N.O. al cuprului de la la
Sarcina electrică a electronului fiind negativă, cuprul de la un N.O. mai trece la un N.O. mai prin de electroni.

Cele două procese de modificare ale N.O. ale fierului și cuprului se petrec cu

Reacția chimică dintre Fe și CuSO_4 este o reacție cu

Ce constăți?

● În timpul reacției chimice, pe măsură ce substanțele inițiale se în produși, numerele de oxidare ale unor elemente se Numărul de oxidare al fierului Numărul de oxidare al cuprului

● Într-o reacție chimică, modificarea numerelor de oxidare are loc pentru două specii chimice diferite.

Cum explici?

⇒ Modificarea numerelor de oxidare arată că, în timpul reacției, are loc un schimb de electroni între speciile chimice implicate. Pentru ca atomii de fier să treacă de la N.O. 0 la +2, ei trebuie să cedeze doi electroni.

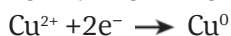
⇒ Pentru ca ionii de cupru să treacă de la N.O. +2 la 0, ei trebuie să primească doi electroni.

⇒ Prin urmare: atomii de fier cedează electroni, iar ionii de cupru primesc electroni. Această cedare și primire de electroni explică transformarea reactanților în produși de reacție.

⇒ Cele două procese chimice care au loc se notează:



OXIDARE



REDUCERE

Reține!

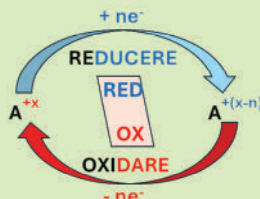
În reacțiile în care se modifică numerele de oxidare are loc un **transfer de electroni**.

Oxidarea este procesul în care o specie chimică **cedează electroni**, iar numărul său de oxidare **crește**.

Reducerea este procesul în care o specie chimică **primește electroni**/acceptă electroni, iar numărul său de oxidare **scade**.

Oxidarea și reducerea au loc simultan și formează o reacție de oxidare-reducere (reacție redox).

În figura de mai jos sunt reprezentate cele două procese: oxidarea, respectiv reducerea. x reprezintă N.O. al elementului chimic A, iar n este numărul de electroni cedați sau acceptați. Un element chimic poate să se oxideze într-o anumită reacție, iar în alta poate să se reducă.

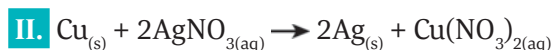
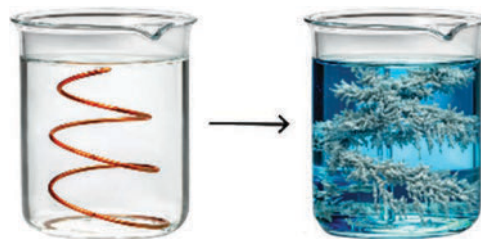
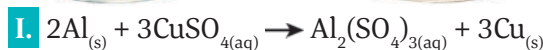
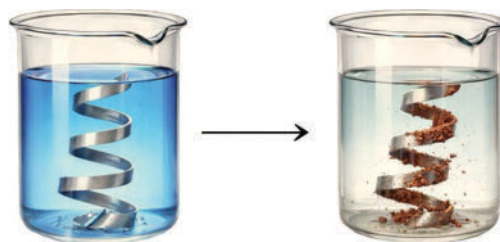


Metalele sunt situate, în seria activității chimice (seria Beketov-Volta), în ordinea descrescătoare a capacității lor de a ceda electroni, deci de a se oxida.



Verifică dacă ai înțeles!

1. Analizează reacțiile chimice reprezentate prin ecuațiile I și II în imaginile de mai jos și observă depunerile de metale.



Stabilește N.O. ale elementelor chimice din ecuațiile reacțiilor chimice I și II.

a. Scrie, în caiet, procesele de oxidare, respectiv de reducere care au loc în cele două reacții chimice.

b. Identifică agentul oxidant și agentul reductor din cele două reacții.

c. Cum se comportă cuprul în cele două reacții chimice?



Chimia și sustenabilitatea

În natură, majoritatea metalelor nu se găsesc în stare liberă, ci sub formă de compuși (oxizi, sulfuri, săruri), în minereuri.

Pentru a obține metalul pur, ionii metalici trebuie reduși, adică trebuie să primească electroni. Etapele obținerii metalului sunt:

- extragerea minereului din scoarța terestră;
- concentrarea și prelucrarea minereului (îndepărtarea impurităților);
- reducerea chimică sau electrolică (sub acțiunea curentului electric) a ionilor metalici și obținerea metalului.

Pentru a extrage un metal din minereu este necesară o reacție de reducere, care implică un consum mare de energie (adesea energie electrică). Astfel, reciclarea metalelor este importantă, deoarece, folosind metalul deja obținut, se evită repetarea acestui proces redox energointensiv.

2. Completează, transcriind în caiet, enunțurile:

Oxidarea este procesul în care o specie chimică electroni și numărul său de oxidare

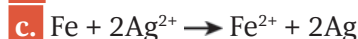
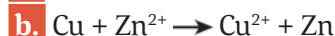
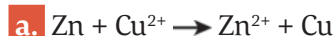
Reducerea este procesul în care o specie chimică electroni și numărul său de oxidare

Aplică cele învățate!

1. Se dă ecuația reacției chimice: $\text{Mg}_{(s)} + \text{CuSO}_{4(aq)} \rightarrow \text{MgSO}_{4(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$

Scrie, în caiet, procesele de oxidare, respectiv de reducere care au loc.

2. Având la dispoziție seria activității chimice a metalelor, care dintre reacțiile următoare pot avea loc? Argumentează răspunsul.



Seria activității chimice a metalelor:

$\text{K} > \text{Ca} > \text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Ni} > \text{Sn} > \text{Pb} > (\text{H}) > \text{Cu} > \text{Hg} > \text{Ag} > \text{Pt} > \text{Au}$

3. Scrie, în caiet, răspunsul dintre paranteze care completează corect fiecare dintre afirmațiile următoare:

În reacția următoare: $3\text{C} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$, carbonul joacă rol de (oxidant/reducător).

Elementele cu caracter (oxidant/reducător) sunt situate după hidrogen în seria reactivității chimice.

4. Referitor la reacțiile redox, este corectă afirmația:

a. reducătorul acceptă electroni;

c. reducătorul cedează protoni;

b. oxidantul acceptă electroni;

d. oxidantul cedează protoni.

Importanța acțiunii oxidante a permanganatului de potasiu (KMnO_4) asupra ionului Fe^{2+} în mediu acid

$\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Agent oxidant puternic

De ce este importantă?

- Analiză chimică (titrarea Fe^{2+})
- Tratarea apei (îndepărtarea Fe^{2+})
- Dezinfectant (proprietăți antimicrobiene)

Concluzie:

KMnO_4 oxidează ionii Fe^{2+} în Fe^{3+} (în mediu acid)

Agent oxidant puternic

Aplicații importante:

- Analiză chimică (titrări redox)
- Tratarea apei (oxidarea Fe^{2+})
- Laborator & Medicină (Dezinfectant, antiseptic)

Oxidarea Fe^{2+}

$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

Ecuatia globală

- KMnO_4 oxidează $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
- Mediu acid: H^+ este esențial

Culoarea violetă dispare!

KMnO_4 (violet) + Fe^{2+} (verde) + H^+ (mediu acid) $\rightarrow$ Mn^{2+} (incolor) + Fe^{3+} (galben-brun)

5. Datorită caracterului său oxidant, permanganatul de potasiu are multiple utilizări. Analizează imaginea alăturată și răspunde, în caiet, la următoarele cerințe:

a. scrie procesele de oxidare și reducere care au loc;

b. identifică agentul oxidant și agentul reducător;

c. explică de ce este necesar mediul acid;

d. argumentează importanța acestei reacții într-un domeniu practic.

2.2. Elemente galvanice: pila Daniell, acumulatorul cu plumb, bateria litiu-ion

Amintește-ți

- **Metalele** au tendința de a **ceda electroni** și de a **forma ioni pozitivi**. Nu toate metalele cedează electroni cu aceeași ușurință.
- În **seria activității metalelor** (seria Beketov-Volta), metalele sunt așezate în **ordinea descrescătoare a reactivității** lor.
- În **reacțiile chimice cu modificarea numărului de oxidare** are loc un transfer (cedare sau primire) de electroni; **oxidarea și reducerea au loc simultan**.

Descoperă!

Analizează cu colega/colegul de bancă dispozitivele și obiectele din următoarele imagini.

★ Obiectele din imagini funcționează fără a fi conectate permanent la priză?

★ Ce au în comun telecomanda, lanterna și ceasul, automobilele, laptopurile?

★ Care dintre dispozitive trebuie reîncărcate și care doar înlocuite?

★ Ce se întâmplă dacă scoatem bateria din fiecare dintre aceste dispozitive?

★ Pe care dintre aceste dispozitive le folosești tu? În ce situații? Care dintre ele se regăsesc în casa ta? Ai schimbat vreodată bateriile unui astfel de dispozitiv? La care? Ce formă de energie oferă? De unde crezi că provine această energie?



Ai observat că?

► Toate dispozitivele din imagini au nevoie de energie pentru a funcționa.

► Energia necesară funcționării este furnizată de baterie sau de acumulator.

► Telecomanda și ceasul folosesc baterii care, după descărcare, trebuie înlocuite cu unele noi și colectate selectiv pentru reciclare.

► Telefonul și mașina electrică folosesc baterii care pot fi reîncărcate.

► Funcționarea lor este posibilă datorită unor procese cu transfer de electroni. În interiorul acestor dispozitive are loc transformarea energiei chimice în energie electrică.

Fereastra de laborator!

Împreună cu un coleg/o colegă, vei observa transformarea energiei chimice în energie electrică într-un sistem format din zinc și cupru.

Atenție!

Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator: o lamelă/bară/sârmă de Zn și o lamelă/bară/sârmă de Cu, două pahare Berzelius cu soluție de ZnSO_4 , respectiv cu soluție de CuSO_4 , hârtie de filtru tăiată în forma literei „U”, îmbibată în soluție saturată de NaCl, KCl sau de KNO_3 , fire conductoare cu clești și voltmetru sau un LED, ochelari de protecție, mănuși.

Termeni-cheie

- pilă electrică sau element galvanic
- oxidare
- agent oxidant
- reducere
- agent reducător
- punte de sare
- electrod
- anod
- catod

Denumire experiment: Transformarea energiei chimice în energie electrică într-un dispozitiv numit „element galvanic” (experiment frontal)

A. Ce ai de făcut?

Identifică materialele din *fig. 1* și asociază fiecare electrod cu soluția corespunzătoare.

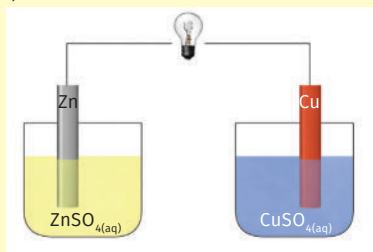
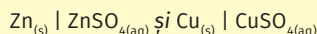


Fig. 1 – Sistemele chimice



Introdu lamela de Zn în paharul cu soluția de ZnSO_4 și lamela de Cu în paharul cu soluția de CuSO_4 . Conectează electrozii la voltmetru (sau LED) folosind firele conductoare cu clești.

Închide circuitul și observă dacă apare tensiune/semnal electric. Notează valoarea tensiunii și descrie orice schimbare vizibilă la electrozi/soluții.

Ce constăți?

Voltmetrul (indică o tensiune de V/nu indică tensiune).

LED-ul (se aprinde/nu se aprinde).

B. Ce ai de făcut?

În instalația realizată în experimentul A introdu hârtia de filtru umezită în soluția saturată salină ca în *fig. 2*. Observă dacă apare tensiune/semnal electric.

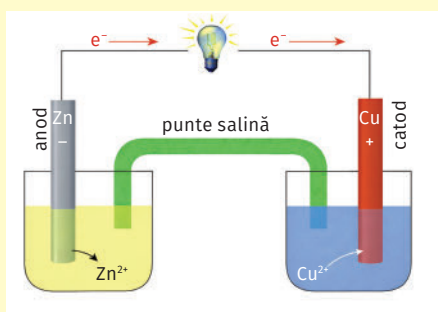


Fig. 2 – Sistemul electrochimic



Notează valoarea tensiunii și descrie orice schimbare vizibilă la electrozi sau în soluții.

Ce ai făcut diferit în experimentul B?

Din *fig. 2* observă ce procese chimice au loc. Cum circulă electronii? Care este anodul și care este catodul? Ce proces chimic are loc la anod? Dar la catod? Cum este reprezentat acest dispozitiv în *fig. 2*?

Ce constăți?

Voltmetrul indică o tensiune de aproximativ V.

LED-ul (se aprinde/nu se aprinde), ceea ce arată că

În circuit apare un curent electric deoarece Electronii circulă prin firele conductoare de la electrodul de către electrodul de Electrodul de este anodul, iar cel de este catodul.

La electrodul de Zn are loc procesul de, iar la electrodul de Cu are loc procesul de

Scrie reacția de oxidare:

Scrie reacția de reducere:

Adună cele două procese scrise:

Această reacție globală, alcătuită dintr-o semireacție de oxidare și o semireacție de reducere, este reacția generatoare de curent electric.

Hârtia de filtru umezită cu soluție saturată salină se numește PUNTE DE SARE și permite între cele două soluții prin intermediul ionilor.

Se observă la electrodul de că se depune în timp Soluția de CuSO_4 își culoarea. Reacția chimică care are loc în pilă este o reacție cu

Zincul este mai decât cuprul, de aceea el electroni.



Dispozitivul construit de tine se numește **element galvanic** sau **pilă electrică** și **transformă energia chimică în energie electrică**.

Pila electrică (elementul galvanic) este alcătuită din **două semicelule** (metal/soluție), **punte de sare** și **voltmetru**.

Electronii circulă prin conductorul exterior **de la anod către catod**.

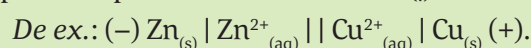
La anod are loc procesul de oxidare, iar la catod are loc procesul de reducere.

Anodul are potențial electric negativ, pe când catodul are potențial electric pozitiv.

Puntea de sare menține **neutralitatea electrică** a soluțiilor prin **migrarea ionilor** dintr-o soluție în alta, nepermițând amestecarea acestora. **Tensiunea electrică** apare datorită diferenței de potențial dintre cei doi electrozi.

Reprezentarea convențională a unei pile electrice este:

(-) ANOD || CATOD (+). **Puntea de sare** este reprezentată prin **linia verticală dublă** (||), iar separarea conductorului metalic de soluția în care se află se reprezintă printr-o **linie verticală** (|).



Investighează elementele galvanice utilizate în tehnică

1. Pila Zn-Cu (numită și pila Daniell)

Observă imaginile din *fig. 3* și *fig. 4* și compară cele două dispozitive: ce elemente componente au în comun? Prin ce se deosebesc? Cum sunt separate cele două semicelule? Ce rol are puntea de sare? Cum circulă electronii în circuitul exterior?

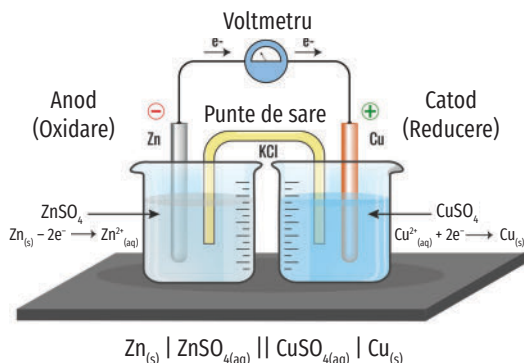


Fig. 3 – Pila Zn-Cu

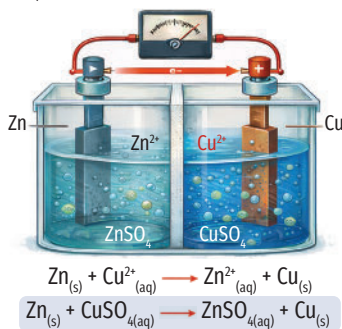


Fig. 4 – Pila Daniell

Ce constăți?

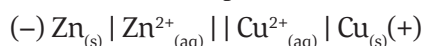
Ambele dispozitive sunt formate din:

- Anodul cu potențial electric este format din electrodul de imersat în soluție ce conține ioni de La anod are loc procesul de
- Catodul cu potențial electric este format din electrodul de imersat în soluție ce conține ioni de La catod are loc procesul de
- Puntea de sare, în pila este reprezentată de În pila sunt două compartimente despărțite de o membrană semipermeabilă.
- Dispozitivul care măsoară se numește
- Electronii circulă prin conductorul electric exterior de la la
- Reacția generatoare de curent electric este:
- Pila Daniell este reprezentată convențional

Cum explici?

→ Cele două semicelule (compartimente) sunt despărțite de o membrană semipermeabilă, adică de un perete construit dintr-un material poros care nu permite amestecarea soluțiilor, dar permite trecerea ionilor sulfat (SO_4^{2-}) dintr-o parte în alta în timpul funcționării pilei pentru a menține neutralitatea electrică a soluțiilor din cele două compartimente și pentru a închide circuitul electric. Diafragma sau membrana semipermeabilă are același rol ca puntea de sare.

Pila Daniell se reprezintă astfel:



2. Acumulatorul cu plumb

Analizează cu atenție imaginea din *fig. 5*, care reprezintă acumulatorul cu plumb, și răspunde la următoarele întrebări:

- Ce componente ale acumulatorului cu plumb poți identifica în imagine?
- Din ce materiale sunt confecționați cei doi electrozi ai acumulatorului?
- Ce tip de electrolit se află în interiorul acumulatorului și ce rol are în funcționarea lui?
- Analizează legătura dintre: anod și borna negativă (-); catod și borna pozitivă (+). Ce observi?
- La ce electrod are loc procesul de oxidare? La ce electrod are loc procesul de reducere? Ce specie chimică se oxidează la anod?
- Ce specie chimică se reduce la catod? Ce produs comun se formează la ambii electrozi?
- În ce direcție circulă electronii prin circuitul exterior?

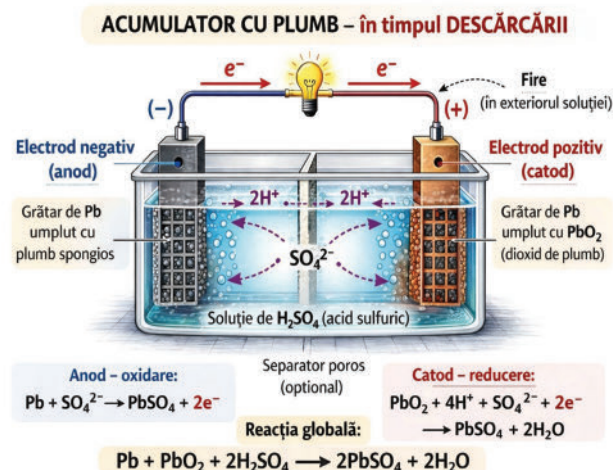


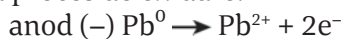
Fig. 5 – Acumulatorul cu plumb

Ce constăți?

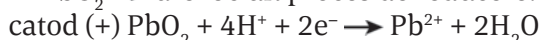
- Anodul, cu potențial electric este electro-
dul format din grătar de ce are
ochiurile umplute cu, imersat în soluție
de La anod are loc procesul de
- Catodul, cu potențial electric este elec-
trodul format din grătar de ce
are ochiurile umplute cu, imersat în
soluție de La catod are loc procesul
de
- Dispozitivul care măsoară se
numește
- Electronii circulă prin conductorul exterior de
la la
- La ambii electrozi se formează

Cum explici?

→ La anod, plumbul cedează electroni → are loc
un proces de oxidare.



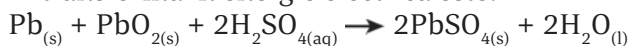
→ Electronii ajung la catod, unde sunt acceptați de
 $\text{PbO}_2 \rightarrow$ are loc un proces de reducere:



→ Electrolitul (acidul sulfuric) permite deplasarea
ionilor în soluție, în timp ce electronii circulă
prin conductorul exterior.

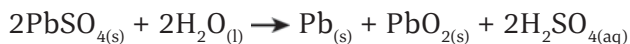
→ Electronii nu pot circula direct prin soluția de
electrolit (acidul sulfuric), ci doar prin conduc-
torul electric exterior.

→ Reacția globală prin care energia chimică se
transformă în energie electrică este:



(DESCĂRCARE)

Sub acțiunea curentului electric are loc reacția
inversă. Acumulatorul se încarcă.



(ÎNCĂRCARE)

Concluzii:

În acumulatorul cu plumb are loc o reacție de
oxidare-reducere prin care energia chimică se trans-
formă în energie electrică.

În timpul descărcării:

- La anod are loc oxidarea plumbului (Pb).
- La catod are loc reducerea dioxidului de plumb
(PbO_2).
- La ambii electrozi se formează sulfat de plumb
(PbSO_4).

→ Ionii din electrolit (soluția de acid sulfuric) asi-
gură transportul sarcinii în interiorul acumula-
torului și mențin neutralitatea electrică.

3. Descoperă!

- Crezi că bateria din telefonul tău este tot o pilă
electrică?
- Ce condiție trebuie să îndeplinească un dispo-
zitiv pentru a fi numit pilă electrică?
- Bateriile litiu-ion sunt utilizate în telefoane, lap-
topuri, mașini electrice și numeroase dispozi-
tive moderne. Ele funcționează pe baza unor
reacții de oxidare și reducere, în care electronii
circulă prin circuitul exterior, generând ener-
gie electrică.
- Aceste baterii conțin: litiu – metal foarte reac-
tiv, electroliți inflamabili, metale precum cobalt,
nichel sau mangan.

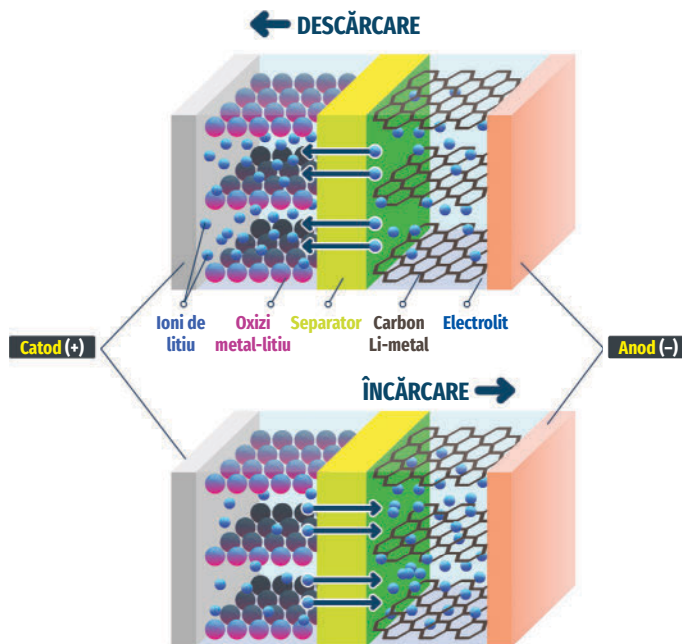


Fig. 6 – Bateria litiu-ion

O baterie litiu-ion are următoarele componente:

- anodul (electrodul negativ) de obicei este din gra-
fit. În timpul funcționării, la anod are loc oxida-
rea. De aici pornesc electronii în circuitul exte-
rior. Este „punctul de plecare” al electronilor.
- catodul (electrodul pozitiv) este realizat
dintr-un compus care conține litiu (ex.: oxid
de litiu și cobalt, oxid de litiu și mangan). La
catod are loc reducerea. Electronii ajung aici
prin circuitul exterior. Este „punctul de sosire”
al electronilor.

- electrolitul este o soluție ce conține o sare de litiu și care permite deplasarea ionilor de litiu (Li^+) între anod și catod. Nu permite trecerea electronilor prin interiorul pilei. Ionii circulă doar prin electrolit.
- separatorul este o membrană subțire între anod și catod, care împiedică atingerea directă a electrozilor și permite trecerea ionilor Li^+ . Previne scurtcircuitul.

Cum funcționează?

Când bateria alimentează un dispozitiv:

- electronii circulă prin circuitul exterior (produc energie electrică);
- ionii Li^+ circulă prin electrolit, de la anod la catod;
- au loc reacții de oxidare și reducere.

Ecuția reacției globale: $\text{Li} + \text{CoO}_2 \rightarrow \text{LiCoO}_2$

La încărcare, procesul se inversează, ionii de Li^+ circulă de la catod spre anod.



Reține!

O **pilă electrică** este un **dispozitiv** care **transformă energia chimică** în **energie electrică** prin intermediul unei reacții de oxidare-reducere.

Pile primare (ex.: pila Daniell)

Substanțele din interior se consumă treptat. Când reacția se termină, pila nu mai funcționează. Pilele primare nu pot fi reîncărcate.

Pile secundare (ex.: acumulatorul cu plumb, pila litiu-ion)

Prin conectare la o sursă externă de curent (redresor), reacția poate fi inversată. **Pilele secundare** se pot **reîncărca** și **reutiliza** de mai multe ori.

La **descărcare**: energie chimică $\rightarrow$ energie electrică

La **încărcare**: energie electrică $\rightarrow$ energie chimică



Verifică dacă ai înțeles!

Se consideră ecuația reacției chimice:

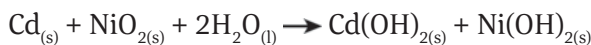


- Identifică procesul de oxidare și procesul de reducere.
- Dacă reacția se desfășoară într-o pilă galvanică, precizează care este anodul pilei și care este catodul pilei.
- Reprezintă convențional pila electrică a cărei funcționare se bazează pe această reacție.



Aplică cele învățate!

Bateria nichel-cadmium, utilizată pentru obiecte casnice care funcționează cu baterii, are la bază următoarea reacție redox generatoare de curent electric:



Se cere:

- identifică substanța care se oxidează și substanța care se reduce;
- scrie, în caiet, procesele chimice care au loc la electrozi;
- scrie, în caiet, reprezentarea simbolică a pilei electrice Ni-Cd.



Chimia și sustenabilitatea

Reacțiile de oxidare-reducere stau la baza tehnologiilor moderne de producere și stocare a energiei. Bateriile reîncărcabile din telefoane, laptopuri și mașini electrice funcționează datorită unor reacții redox care pot fi controlate și repetate de multe ori. Dezvoltarea automobilelor electrice și a sistemelor de stocare a energiei produse de panouri solare sau turbine eoliene depinde de baterii eficiente și durabile. Cu cât aceste reacții sunt mai bine înțelese și optimizate, cu atât energia poate fi utilizată mai curat și mai responsabil.

În același timp, reciclarea bateriilor și reducerea folosirii metalelor poluante contribuie la protejarea mediului. Prevenirea coroziunii metalelor înseamnă mai puține resurse consumate și o durată de viață mai mare a materialelor.

Astfel, studiul reacțiilor cu modificarea numărului de oxidare nu este doar o temă de chimie, ci un pas important spre un viitor mai sustenabil.

POLUAREA SOLULUI ȘI A APEI



Substanțe toxice eliberate în mediu

Bateriile aruncate la gunoierul menajer pot produce scurtcircuituri și incendii și pot elibera substanțe poluante în sol și apă.

Reciclarea bateriilor permite:

- recuperarea metalelor utile;
- reducerea exploatarea resurselor naturale;
- diminuarea poluării;
- protejarea mediului.

Energia electrică obținută prin reacții chimice este utilă, dar utilizarea responsabilă și reciclarea bateriilor sunt esențiale pentru un comportament sustenabil.

Alege un singur răspuns corect:

- Într-o pilă electrică, energia chimică se transformă în:
 - energie termică; c. energie luminoasă;
 - energie electrică; d. energie mecanică.
- În pila Daniell, anodul este electrodul de:
 - Cu; b. Zn; c. H; d. Ag.
- La anodul unei pile electrice are loc procesul de:
 - reducere; c. oxidare;
 - neutralizare; d. dizolvare fizică.
- Sensul de circulație al electronilor în circuitul exterior al unei pile electrice este:
 - de la catod la anod; c. din soluție spre electrod;
 - de la anod la catod; d. prin puntea de sare.
- Metalele alcaline sunt:
 - oxidanți puternici; c. reducători puternici;
 - oxidanți slabi; d. reducători slabi.
- O pilă electrică este:
 - o sursă de curent alternativ;
 - o sursă de curent continuu;
 - un consumator de curent continuu;
 - un consumator de curent alternativ.
- Având la dispoziție seria activității chimice a metalelor (seria Beketov-Volta), alege din șirul de metale de mai jos două metale care pot forma o pilă electrică funcțională: Mg, Zn, Fe, Cu, Ag. Precizează:
 - care este anodul și care este catodul;
 - justifică alegerea folosind poziția lor în seria Beketov-Volta;
 - scrie, în caiet, ecuația reacției globale;
 - notează pila în formă convențională.
- De ce o baterie litiu-ion nu trebuie aruncată la gunoiul menajer? Explică folosind noțiuni despre reacții chimice și transfer de electroni.
- Fierul se poate obține din hematită (Fe_2O_3), conform reacției: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
 - Stabilește care este agentul reducător în această reacție.
 - Determină, prin calcul, în caiet, puritatea hematitei știind că din 2,5 t s-au obținut 1,68 t fier.
- Analizează cele trei tipuri de pile studiate – pila Daniell, acumulatorul cu plumb și bateria litiu-ion – și realizează, în caiet, diagrama Venn.

PROIECT

PROIECTUL va fi discutat alături de profesor și de colegi în cadrul unei „mese rotunde”.

Reacții redox în viața reală – Puterea oxidantă a permanganatului de potasiu

Argument – Permanganatul de potasiu (KMnO_4) este o substanță chimică importantă datorită proprietăților sale oxidante puternice, fiind utilizată în medicină, tratarea apei și în diverse procese chimice. Studiarea acestei substanțe ajută la înțelegerea reacțiilor redox și evidențiază legătura dintre chimie și viața de zi cu zi.

Problema de urmărit: Care este legătura dintre proprietățile oxidante ale KMnO_4 și care sunt aplicațiile sale practice?

Sarcini de lucru:

- Documentează-te folosind cel puțin două surse diferite. Notează sursele consultate.
- Compară informațiile obținute și selectează ideile relevante despre proprietățile și utilizările permanganatului de potasiu.
- Analizează cel puțin două reacții chimice redox în care este implicat KMnO_4 :
 - determină speciile care se oxidează și se reduc;
 - identifică transferul de electroni;
 - precizează agentul oxidant și agentul reducător;
 - explică rolul permanganatului de potasiu în procesele de eliminare a substanțelor periculoase și a mirosurilor neplăcute.

Modalitatea de prezentare – Organizarea unei mese rotunde de explorare și experimentare.

Termen de realizare – Două săptămâni, în funcție de cerințele profesorului.

Autoevaluare

Am explicat rolul KMnO_4 ?	DA/NU
Am oferit exemple?	DA/NU
Proiectul este clar și structurat?	DA/NU

Evaluare

Se vor puncta: documentarea corectă, selectarea informațiilor relevante, coerența și corectitudinea explicațiilor, utilizarea adecvată a termenilor chimici și originalitatea. Avantajul „mesei rotunde” este oferirea feedbackului instantaneu din partea profesorului și a colegilor.

Subiect	Punctaj
I. Alege un singur răspuns corect: 1. În pila Daniell: a. electronii circulă prin soluție de la anod la catod; c. zincul se oxidează; b. anodul este electrodul pozitiv; d. ionii Cu^{2+} cedează electroni. 2. Numărul de oxidare al zincului în reacția chimică: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$: a. rămâne 0; b. devine +1; c. devine +2; d. devine -2. 3. Reacția generală a pilei Daniell, scrisă ionic, este: a. $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$; c. $\text{Zn} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$; b. $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$; d. $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}$. 4. În timpul descărcării acumulatorului cu plumb: a. densitatea electrolitului crește; c. ambii electrozi se transformă în Pb și PbO_2; b. acidul sulfuric se consumă; d. reacția are loc fără modificarea numerelor de oxidare. 5. Reacția: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ este: a. reacție fără modificarea N.O.; c. reacție de reducere; b. reacție chimică în care Mg se oxidează; d. Mg este agent oxidant. 6. În pila Daniell, anodul este electrodul la care: a. are loc reducerea; b. are loc oxidarea; c. se depune cupru; d. nu are loc reacție chimică.	6x5p=30p
II. Stabilește, pentru fiecare enunț de mai jos, dacă este adevărat sau fals, alegând, după caz, varianta corespunzătoare și notând răspunsurile în caiet: 1. Specia chimică care acceptă electroni reducându-se se numește agent oxidant. 2. Într-un proces de oxidare N.O. crește. 3. Reacția din acumulatorul cu plumb este reversibilă. 4. În reacția chimică $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ are loc oxidarea cuprului. 5. Oxidarea este procesul în care o specie chimică cedează electroni.	5x4p=20p
III. Andrei observă că bateria mașinii nu mai funcționează corespunzător într-o dimineață rece de iarnă. El știe că bateria funcționează pe baza reacțiilor chimice dintre plumb, dioxid de plumb și soluție de acid sulfuric. Analizând situația: 1. Precizează dacă acumulatorul cu plumb este reîncărcabil. Scrie, în caiet, ecuațiile reacțiilor care au loc. 2. Explică de ce densitatea acidului sulfuric scade la descărcare. 3. Indică la ce electrod are loc oxidarea și la ce electrod are loc reducerea în acumulator. 4. Acumulatorul consumă 19,6 g soluție de acid sulfuric (H_2SO_4), de concentrație 38%, în timpul descărcării. Calculează, scriind în caiet: a. numărul de mol de H_2SO_4 consumat; b. masa de PbSO_4 obținută.	1. 2x4p 2. 2x6p 3. 1x2p 4a. 8p 4b. 10p 40p Punctaj din oficiu 10p TOTAL 100p

Toate subiectele sunt obligatorii.

Timp de lucru: 50 de minute.

Grilă de autoevaluare

✓ Bifează răspunsul ținând cont de propriile rezultate ale învățării. Fii responsabil!

Criterii	Nu știu	Știu câte ceva	Știu, mă descurc	Știu, pot explica și altora
Pot să reprezint corect procese de oxidare și de reducere din reacții cu modificarea numărului de oxidare.				
Pot să explic legătura dintre transferul de electroni și funcționarea unei pile electrice.				
Pot să formulez corect concluzii științifice privind funcționarea pilei electrice, utilizând adecvat termenii specifici (anod, catod, oxidare, reducere).				



3

ÎNVELIȘUL DE ELECTRONI AL ATOMULUI. CARACTER METALIC. CARACTER NEMETALIC

Chimia este realitate...

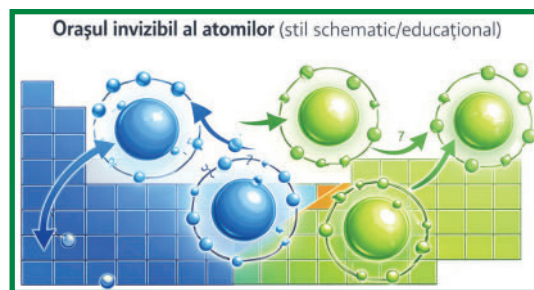
Imaginează-ți că locuiești într-un imobil invizibil cu șapte paliere și mai multe apartamente (TABELUL PERIODIC) și că ai puterea de a micșora obiecte obișnuite – o linguriță de metal, un diamant sau o sârmă de cupru – până la dimensiunea atomilor. Fiecare atom obținut, de același fel, este un „apartament” (ELEMENT CHIMIC), iar în fiecare apartament se mișcă niște „locuitori” foarte energici: ELECTRONII. Apartamentele sunt diferite. Unele își „lasă” foarte ușor electronii să plece la vecini, altele nu, îi păzesc cu strictețe. Pentru a înțelege regulile acestui imobil invizibil, va trebui să investighezi!

Întrebare de investigat:

- ▶ De ce atomii dintr-o anumită zonă a Tabelului periodic seamănă între ei din punctul de vedere al comportamentului chimic?

Lecții:

- 3.1. Structura învelișului de electroni.
Configurația electronică a elementelor
- 3.2. Corelații între configurația electronică a primelor 20 de elemente chimice și poziția acestora în Tabelul periodic
- 3.3. Caracterul metalic
- 3.4. Caracterul nemetalic



3.1. Structura învelișului de electroni. Configurația electronică a elementelor

Amintește-ți

• **Atomul** este divizibil având o **structură internă complexă**.
• **Particulele** care alcătuiesc atomul se numesc **particule subatomice**: **electroni, protoni, neutroni** (fig. 1).

• **Protonii și neutronii** formează **nucleul**, acesta fiind **partea centrală a atomului**, unde este concentrată aproape întreaga **sarcină pozitivă și masa atomului**. Protonii și neutronii poartă denumirea de **nucleoni**, forțele de atracție dintre aceștia sunt foarte puternice, ele numindu-se **forțe nucleare**.

• **Sarcina nucleului** este egală cu numărul de protoni din nucleu, aceasta se notează cu **Z** și se numește **număr atomic** sau **număr de ordine**.

• **Numărul de nucleoni** reprezintă **suma numărului de protoni și a numărului de neutroni**. Se notează cu **A** și se numește **număr de masă**.

Descoperă!

Privește reprezentările atomului din fig. 2, 3 și 4 și răspunde la următoarele întrebări:

- ★ Unde se află electronii în raport cu nucleul atomului?
- ★ Ce formează totalitatea electronilor din jurul nucleului?
- ★ Compară numărul protonilor din nucleu cu numărul electronilor. Ce observi?

- ★ Cum se mișcă electronii? Identifică două tipuri de mișcare.
- ★ Sunt electronii distribuiți uniform sau organizați în anumite zone?
- ★ Cum se numesc aceste zone în care sunt grupați electronii?
- ★ Cum se realizează distribuția electronilor pe straturile din învelișul electronic al unui atom?

Ai observat că?

► Învelișul de electroni al atomului este format din totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului (fig. 2).

► Numărul de protoni din nucleu este egal cu numărul de electroni din învelișul electronic și se notează cu **Z** (număr atomic). Astfel, atomul este neutru din punct de vedere electric (fig. 2).

- Electronii se rotesc în jurul axei proprii (fig. 3) și în jurul nucleului.
- Învelișul de electroni este structurat în straturi electronice sau niveluri de energie (fig. 4).

Investighează

Studiază, împreună cu colega/colegul de bancă, variația energiei straturilor electronice, folosind imaginea alăturată (fig. 5), și rezolvă următoarele cerințe:

- Cum se notează straturile electronice?
- Cum variază energia lor?
- Care strat electronic este cel mai aproape de nucleu?

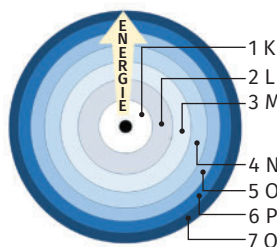


Fig. 5 – Variația energiei straturilor electronice

Termeni-cheie

- înveliș electronic
- configurație electronică
- electron distinctiv
- electroni de valență
- configurație electronică stabilă

PARTICULE SUBATOMICE

Particulă	PROTON	NEUTRON	ELECTRON
Simbol	p^+	n^0	e^-
Sarcină electrică (C)	$+1,602 \times 10^{-19}$	0	$-1,602 \times 10^{-19}$
Masă (kg)	$1,6726 \times 10^{-27}$	$1,6749 \times 10^{-27}$	$9,109 \times 10^{-31}$

Fig. 1 – Particule subatomice

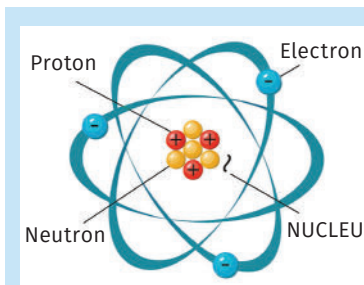


Fig. 2 – Structura atomului

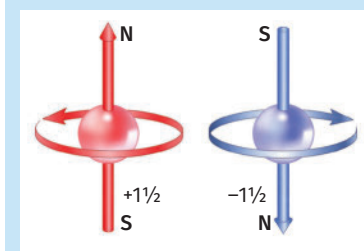


Fig. 3 – Mișcarea de spin

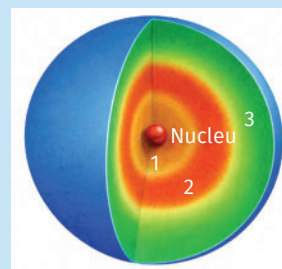


Fig. 4 – Structura învelișului electronic

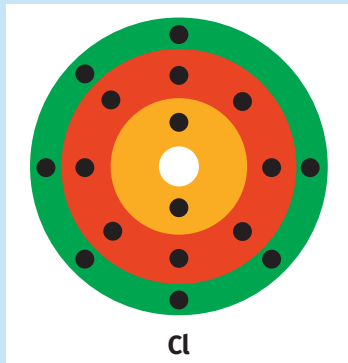
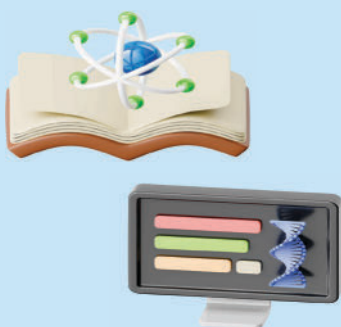


Fig. 6 – Configurația electronică a atomului de clor



Chimia în societate

Odată cu descoperirea particulelor subatomice, s-a deschis calea pentru formularea de noi teorii.

Unele dintre cele mai strălucite personalități care au contribuit la dezvoltarea modelului atomic sunt:

→ John Dalton – în 1808 a formulat teoria atomică.

→ În anul 1879, fizicianul britanic J.J. Thomson a descoperit că există particule încărcate negativ, numite ulterior electroni. Pentru această descoperire a primit în anul 1906 Premiul Nobel pentru Fizică.

→ Ernest Rutherford a stabilit experimental că atomul este alcătuit dintr-un nucleu mai greu, încărcat pozitiv, în jurul căruia gravitează electroni, încărcăți negativ, mult mai ușori. În anul 1908 a primit Premiul Nobel pentru Chimie datorită cercetărilor legate de dezintegrarea elementelor și chimia substanțelor radioactive.

- Determină numărul maxim de electroni de pe un strat electronic notat n , știind că acesta poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni, $n \leq 4$.
- Completează spațiile libere din tabelul următor cunoscând configurația electronică a ${}_{17}\text{Cl}$ din fig. 6 și datele din tabel.
- Prin ce diferă elementele X și T din tabelul de mai jos?
- Câți electroni sunt în stratul electronic exterior pentru fiecare dintre atomii elementelor chimice?
- Care configurații electronice sunt stabile?
- Ce observi în configurația atomului elementului chimic Q?

Z	Element chimic	Strat				Număr electroni de valență
		1 (K)	2 (L)	3 (M)	4 (N)	
	Cl					7
11	X					
	Y	2	4			
	A	2				
12	T					
	Q	2	8	8	2	
	R		8			



Ce constăți?

- Distribuția electronilor pe straturile electronice se numește
- Straturile electronice se notează cu de la 1 la 7 sau cu K, L, M, N, O, P, Q.
- Energia de la stratul electronic 1 (K) la stratul electronic 7 (Q).
- Energia cea mai o are stratul 1 (K), care este cel mai apropiat de nucleu.
- Aplicând formula $2n^2$ pentru $n \leq 4$, numărul maxim de electroni de pe un strat este: 1 (K) – e^- , 2 (L) – e^- , 3 (M) – e^- , 4 (N) – e^- .
- Elementele X și T diferă printr-un singur
- Electronii de valență sunt electronii de pe strat electronic.
- Prezintă structură stabilă de dublet elementul, care are 2 electroni în stratul 1 (K), și configurație stabilă de octet elementul
- În stratul electronic 4 (N) sunt electroni, cu toate că în stratul electronic 3 (M) sunt doar 8 electroni, ci nu



Cum explici?

- ⇒ Distribuția electronilor pe straturi electronice se face respectând ordinea crescătoare a energiei straturilor electronice.
- ⇒ Numărul maxim de electroni dintr-un strat electronic n se calculează cu relația $2n^2$, $n \leq 4$.
- ⇒ Electronii de valență sunt electronii de pe ultimul strat electronic.
- ⇒ Prezintă structuri stabile de dublet elementul cu 2 electroni în stratul 1 (K) și configurație stabilă de octet elementele cu 8 electroni în stratul $n \geq 2$.
- ⇒ La atomul de potasiu ($Z = 19$) se începe completarea cu electroni a stratului electronic 4, deși stratul 3 nu este complet ocupat cu electroni. Se revine la completarea stratului 3 (M) cu până la 18 e^- după ce stratul 4 este completat cu 2 e^- .

**Reține!**

Învelișul de electroni al unui atom este alcătuit din **totalitatea electronilor** care **gravitează în jurul nucleului**. Este format din **straturi electronice** sau **nivele de energie**, notate cu **cifre arabe de la 1 la 7** sau cu **litere K, L, M, N, O, P, Q**.

Electronii sunt atrași de nucleu prin **forțe electrostatice**, care scad cu creșterea distanței față de nucleu, electronii tinzând să ocupe poziții cât mai apropiate de nucleu.

Configurația electronică reprezintă **distribuția electronilor pe straturile din învelișul electronic al unui atom**.

Straturile electronice se ocupă cu electroni în ordinea creșterii energiei acestora, de la stratul 1 (K) la stratul 7 (Q).

Numărul maxim de electroni dintr-un strat electronic n se calculează cu relația $2n^2$, $n \leq 4$.

Electronul distinctiv este electronul prin care învelișul electronic al unui atom cu numărul atomic Z diferă de cel al atomului cu numărul atomic $Z - 1$.

Electronii de valență sunt electronii de pe ultimul strat electronic.

Prezintă structură stabilă de dublet elementul He cu 2 electroni în stratul 1 (K) și configurație stabilă de octet elementele cu 8 electroni în stratul $n \geq 2$, astfel explicându-se stabilitatea chimică mare a gazelor nobile.

Configurația electronică a primelor 20 de elemente chimice respectă regula: 2-8-8-2.

**Verifică dacă ai înțeles!**

A. Precizează dacă afirmațiile de mai jos sunt adevărate sau false.

1. Energia straturilor electronice crește de la stratul 1 (K) la stratul 7 (Q).
2. Stratul electronic 3 (M) poate fi ocupat cu maximum 8 electroni.
3. Elementul chimic cu $Z = 8$ are structură stabilă de octet.

B. Se consideră elementele X, Y despre care se cunosc următoarele informații:

● atomul elementului X are trei straturi în învelișul electronic și 3 electroni de valență;

● atomul elementului Y mai are nevoie de 3 electroni pentru a avea configurația electronică a gazului nobil din perioada a 3-a.

Indică:

- a. configurațiile electronice ale atomilor elementelor X, Y;
- b. numărul electronilor de valență al elementului Y.

**Aplică cele învățate!**

1. Accesează simularea interactivă prin scanarea codului QR pentru a analiza configurația electronică a elementelor din perioada a 2-a. Formulează o concluzie privind structura învelișului electronic.

2. Un element chimic X are 2 straturi electronice și un electron de valență. Folosind simularea interactivă prin scanarea codului QR, identifică elementul X, precizând numărul de protoni ai acestuia. Argumentează răspunsul.



→ Fizicianul danez Niels Bohr a propus un model al atomului în care electronul putea ocupa doar anumite orbite în jurul nucleului. Pentru cercetările în vederea elucidării structurii atomului și a radiației emise de acesta, în anul 1922 i s-a decernat Premiul Nobel pentru Fizică.

→ Teorii moderne ale structurii atomului: electronul se comportă ca o undă, nu putem ști traiectoria pe care o parcurge. E. Schrödinger a dezvoltat teoria mecanicii cuantice, care reprezintă fundamentul teoriei moderne a atomului.

Desigur, activitatea unor fizicieni de la începutul secolului al XX-lea a dovedit că, de fapt, atomul este divizibil, dar a trebuit să așteptăm până la sfârșitul anilor 1960, atunci când oamenii de știință au descoperit că atât protonii cât și neutronii sunt particule compozite ce au rezultat din unirea unor particule și mai mici denumite quarcuri.

**Chimia și sustenabilitatea**

Nanotehnologia studiază și utilizează materiale extrem de mici, de ordinul nanometrilor (1 nanometru = 10^{-9} m, adică de aproximativ 100 000 de ori mai mic decât grosimea unui fir de păr). În nanotehnologie, comportamentul electronilor de pe ultimul strat se modifică, obținându-se materiale mai rezistente, eficiente și durabile, utilizate în purificarea apei, protecția mediului și economisirea resurselor.

**Știi că?**

✓ Configurația electronică este folosită astăzi pentru a proiecta materiale noi, precum semiconductori sau aliaje avansate, utilizate în telefoane mobile și computere.

✓ Comportamentul electronilor de valență determină dacă un material este conductor, semiconductor sau izolator electric.

3.2. Corelații între configurația electronică a primelor 20 de elemente chimice și poziția acestora în Tabelul periodic

Amintește-ți

- Elementele chimice sunt organizate în **Tabelul periodic** în **perioade** și în **grupe**.
- **Perioadele** Tabelului periodic sunt în număr de **șapte**, notate cu **cifre arabe de la 1 la 7**.
- **Grupele** Tabelului periodic sunt notate cu **cifre arabe de la 1 la 18**.
- Fiecare **element chimic** este alcătuit din **atomi** care conțin un **nucleu** în jurul căruia gravitează **electroni**.
- **Numărul de electroni** al unui atom este **egal** cu **numărul protonilor** din **nucleul atomic** și astfel este corelat cu **numărul atomic** al elementului chimic respectiv ($Z = p^+ = e^-$).
- **Electronii** nu sunt distribuiți la întâmplare, ci sunt așezați în **jurul nucleului** în **straturi electronice**. Numărul maxim de electroni dintr-un strat electronic este egal cu $2n^2$, unde n reprezintă numărul stratului ($n \leq 4$).

Descoperă!

Scrie, în caiet, configurațiile electronice ale elementelor chimice N, O, Na, K. Precizează numărul electronilor de valență și numărul de straturi electronice ocupate cu electroni. Studiază Tabelul periodic al elementelor și răspunde la următoarele întrebări:

- ★ Cum se corelează numărul de straturi electronice ocupate cu electroni cu perioada din Tabelul periodic în care se găsește elementul chimic respectiv?
- ★ Cum se corelează numărul de electroni de pe ultimul strat cu grupa în care se află elementul chimic corespunzător în Tabelul periodic?
- ★ Cum poți folosi aceste corelații pentru a anticipa proprietăți chimice ale elementelor?

Ai observat că?

- Elementele N și O fac parte din aceeași perioadă, având același număr de straturi electronice ocupate cu electroni, iar elementele Na și K fac parte din aceeași grupă, având același număr de electroni pe ultimul strat (stratul de valență).

Termeni-cheie

- înveliș electronic
- strat electronic
- electroni de valență
- grupă
- perioadă

Investighează

Pe baza configurației electronice, precizează numărul electronilor de valență și numărul de straturi electronice ocupate cu electroni pentru următoarele cupluri de elemente chimice: Na și K, respectiv Na și Cl. Studiază Tabelul periodic al elementelor și precizează grupa și perioada din care fac parte aceste elemente.

Ce constă?

- Elementele chimice aflate în Tabelul periodic în perioadă au număr de straturi electronice.
- Elementele chimice aflate în Tabelul periodic în grupă au număr de electroni pe ultimul strat (strat de valență).
- Într-o perioadă, numărul electronilor de pe ultimul strat de la stânga la dreapta.
- Într-o grupă, numărul de straturi electronice de sus în jos.
- Perioada din Tabelul periodic în care se găsește un element chimic este determinată de ocupate cu electroni.
- Grupa principală din Tabelul periodic în care se găsește un element chimic este determinată de de pe strat.

Cum explici?

- ⇒ Numărul perioadei în care se află un element chimic în Tabelul periodic este indicat de numărul de straturi electronice ocupate cu electroni.
- ⇒ Numărul grupei principale în care se găsește un element chimic în Tabelul periodic este indicat de numărul electronilor de valență, adică de numărul electronilor de pe ultimul strat.

Reține!

Configurația electronică arată modul de **distribuire a electronilor** pe straturi electronice într-un atom.

Numărul de straturi electronice ocupate determină **perioada** în care se găsește un element chimic în Tabelul periodic.

Numărul de electroni de pe stratul exterior determină numărul **grupei principale** din Tabelul periodic în care se află elementul chimic.

Elementele chimice din **aceeași perioadă** a Tabelului periodic au **aceiași număr de straturi electronice**.

Elementele chimice din **aceeași grupă** principală a Tabelului periodic au **aceiași număr de electroni pe ultimul strat**.

★ Verifică dacă ai înțeles!

Alege afirmația corectă:

- Toate elementele chimice din aceeași perioadă a Tabelului periodic au același număr de electroni pe ultimul strat.
- Elementele chimice din aceeași grupă a Tabelului periodic au același număr de straturi electronice.
- Numărul de straturi electronice determină numărul perioadei din Tabelul periodic în care se află un element chimic.
- Numărul grupe principale din Tabelul periodic în care se află un element chimic nu are legătură cu configurația sa electronică.

Aplică cele învățate!

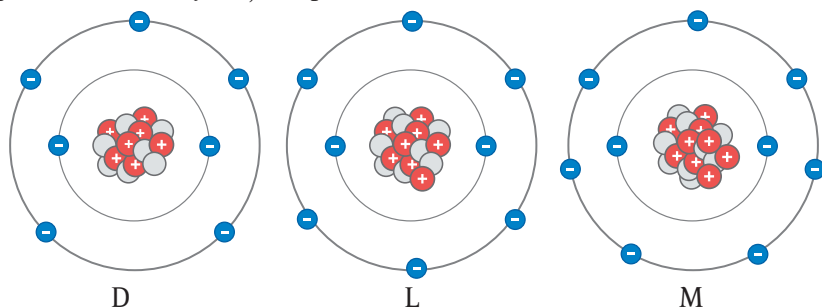
- Completează, în caiet, tabelul de mai jos:

Elementul chimic	Numărul atomic	Configurația electronică	Poziția în Tabelul periodic	
			Număr grupă	Număr perioadă
			1 (IA)	3
O		K - 2e ⁻ ; L - 6e ⁻		
	20			

- Asociază, în caiet, fiecare configurație electronică cu elementul chimic corespunzător din șirul: F, N, Ar, Na, K:

- K - 2e⁻; L - 8e⁻; M - 1e⁻
- K - 2e⁻; L - 5e⁻
- K - 2e⁻; L - 7e⁻
- K - 2e⁻; L - 8e⁻; M - 8e⁻

- Analizează elementele chimice D, L și M, având configurațiile electronice prezentate mai jos, și răspunde, în caiet, la următoarele întrebări:



- În ce grupă și în ce perioadă din Tabelul periodic se află fiecare element chimic?
- Câte straturi complet ocupate are fiecare element chimic?
- Din configurațiile electronice ale elementelor D, L și M, prezentate mai sus, identifică numărul atomic Z pentru fiecare dintre cele trei elemente.

Aplicații integrate

Alege una dintre activitățile de mai jos pentru a aprofunda noțiunile învățate.

- „Construiește atomul”:
 - Elevii folosesc o simulare (ex.: *Build an Atom PhET*).
 - Adaugă electroni pe straturi.
 - Observă când atomul devine stabil.

Sarcină:

Creează atomii de H, Be și Ne și notează numărul de electroni pe fiecare strat, accesând codul QR.



- Mini-poster: „Atomul meu preferat din imobilul invizibil este...”

Prezintă o carte de vizită care să cuprindă:

- configurația electronică;
- poziția în Tabelul periodic;
- electronii de valență;
- o aplicație practică în viața cotidiană;
- unde se găsește în natură.

- Realizează o hartă conceptuală care să lege noțiunile: atom – electron – configurație electronică – perioadă – grupă.

Observarea sistematică a activității elevului

Identific corect perioadele și grupele Tabelului periodic?	DA	NU
Identific structura învelișului electronic a primelor 20 de elemente chimice?	DA	NU
Plasez corect elementele în Tabelul periodic pe baza structurii învelișului electronic?	DA	NU

Termeni-cheie

- ion pozitiv
- cation
- proces de ionizare
- caracter metalic

Chimia în societate

Alumiuniul este un metal cu densitate mică, conductibilitate electrică și termică bune, rezistență la coroziune și maleabilitate ridicate, este netoxic și reciclabil. Datorită acestor proprietăți el are numeroase utilizări: la realizarea de tâmplărie, fațade și structuri ușoare; în construcția avioanelor, automobilelor, trenurilor și navelor, contribuind la reducerea greutății acestora și a consumului de combustibil; în industria electrotehnică, la fabricarea cablurilor electrice și a liniilor de înaltă tensiune; în domeniul energetic și al tehnologiilor moderne, în panouri fotovoltaice, în construcția bateriilor și în tehnologiile aerospațiale; la producerea radiatoarelor și a schimbătoarelor de căldură; în pirotehnie, pentru obținerea unor efecte luminoase intense și în industria alimentară, pentru protejarea produselor împotriva luminii, aerului și umidității și la fabricarea ambalajelor, vaselor și ustensilelor de bucătărie.



Fig. 2 – Sodiu metalic

3.3. Caracterul metalic

Amintește-ți

● Tabelul periodic facilitează înțelegerea proprietăților elementelor chimice. Poziția în Tabelul periodic a unui element chimic face posibilă precizarea caracterului chimic al acelui element.

Descoperă!

Analizează Tabelul periodic și procesul de ionizare din fig. 1.

★ Unde sunt situate metalele în Tabelul periodic?

★ Ce se întâmplă cu atomul de sodiu în procesul de ionizare?

★ Ce particulă pierde atomul pentru a deveni ion pozitiv?

★ Cum se modifică sarcina atomului după cedarea electronului?

★ Crezi că toate elementele cedează la fel de ușor electroni? De ce?

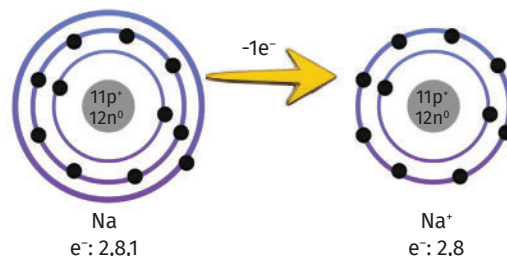


Fig. 1 – Procesul de ionizare a atomului de sodiu

Ai observat că?

► Elementele chimice sunt organizate în Tabelul periodic respectând anumite tipare. Unele elemente chimice au proprietăți asemănătoare.

► Atomii elementelor chimice pot realiza structură stabilă de dublet sau octet prin cedare sau acceptare de electroni, proces în urma căruia se formează ioni (fig. 1).

► Procesul de ionizare poate fi scris:



► Proprietatea elementelor chimice de a ceda electroni transformându-se în ioni pozitivi se numește caracter metalic.



Fereastra de laborator!

Împreună cu un coleg/o colegă, verifică variația caracterului metalic în perioadă.

Atenție!

→ Nu privi fix flacăra cu care arde magneziul!

→ Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator: sodiu metalic, panglică de magneziu, pilitură de aluminiu, apă, fenolftaleină, cristalizor sau pahar Berzelius, eprubete, clește metalic, clește de lemn, cuțit, spatulă, bec de gaz, sticlă de ceas, hârtie de filtru, ochelari de protecție, mănuși.

Denumire experiment: Studiul comportării sodiului față de oxigenul din aer (experiment demonstrativ)

Se scoate de sub petrol Na (fig. 2) cu ajutorul cleștelui metalic.

Se așază bucata scoasă pe o sticlă de ceas pe care e pusă hârtie de filtru și se taie o bucătică de Na de mărimea unui bob de mazăre.

Ce constăți?

Na este un metal de culoare, în tăietură proaspătă

Na se păstrează sub petrol pentru că în aer cu oxigenul.

Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.

Denumire experiment: Studiul comportării sodiului față de apă (experiment demonstrativ)

Într-un cristalizor cu apă se adaugă câteva picături de fenolftaleină și bucăți de Na tăiate anterior.

Ce constăți?

Na reacționează cu apa, în urma reacției se degajă și se formează Fenolftaleina se în mediu

Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.

Denumire experiment: Studiul comportării magneziului față de oxigenul din aer (experiment frontal)

Prinde o panglică de Mg (fig. 3) cu cleștele metalic și introdu-o în flacăra unui bec de gaz. Urmărește cum arde.

Ce constăți?

Mg arde cu flacără

..., se formează o pulbere de culoare

Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.



Fig. 3 – Magneziu (panglică)

Denumire experiment: Studiul comportării magneziului față de apă (experiment frontal)

Introdu o panglică de Mg într-o eprubetă cu apă, adaugă câteva picături de fenolftaleină. Încălzește eprubeta pe care o ții cu un clește de lemn.

Ce constăți?

Mg cu apa, la cald. Soluția de se colorează, $Mg(OH)_2$ este o bază mai decât NaOH.

Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.

Denumire experiment: Studiul comportării aluminiului față de oxigenul din aer (experiment frontal)

Presară, cu ajutorul unei spatule, pulbere de Al (fig. 4) în flacăra unui bec de gaz. Urmărește cum arde.

Ce constăți?

Pulberea de Al arde cu scânteii rezultând

Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.



Fig. 4 – Aluminu (pulbere)

Denumire experiment: Studiul comportării aluminiului față de apă (experiment frontal)

Introdu pulbere de Al într-o eprubetă cu apă, adaugă câteva picături de fenolftaleină. Încălzește eprubeta pe care o ții cu un clește de lemn.

Ce constăți?

Al cu apa, la cald.

Concluzii

Na are caracter metalic decât Mg, iar Mg are caracter metalic decât Al.

În perioadă, caracterul metalic de la la, odată cu scăderea numărului de electroni de

Cum explici?

⇒ Reacțiile Na și Mg cu apa evidențiază faptul că Na (grupa 1 sau IA) reacționează energic cu apa la rece, în timp ce Mg (grupa 2 sau IIA) reacționează lent cu apa caldă. Experimentele demonstrează că Na are caracter metalic mai accentuat decât Mg, iar acesta mai accentuat decât Al.

Reține!

Sensul legii periodicității constă în faptul că se revine periodic la distribuții electronice identice pe stratul exterior, numit strat de valență.

Atomii elementelor chimice au tendința de a-și realiza **configurații electronice stabile**, asemănătoare gazului nobil cel mai apropiat, astfel se explică reactivitatea chimică.

Proprietatea elementelor chimice de a ceda electroni, transformându-se în ioni pozitivi (cationsi), se numește **caracter metalic**.

Caracterul metalic depinde de ușurința cu care atomii cedează electroni, transformându-se în ioni pozitivi. Acesta este influențat de distanța electronilor de pe ultimul strat față de nucleu și de numărul de electroni cedați. Astfel, **caracterul metalic scade în perioadă de la stânga la dreapta**.

Verifică dacă ai înțeles!

Folosind simbolurile chimice și punctele pentru a reprezenta electronii, modelează procesele de ionizare pentru atomii elementelor Mg și Al. Utilizează Tabelul periodic.

Aplică cele învățate!

Consultă Tabelul periodic și indică elementul cu caracterul metalic cel mai pronunțat din fiecare serie. Argumentează, scriind în caiet, răspunsul.

- Al, Si, Cl;
- Mg, Na, Si;
- Na, Al, Mg;
- S, Al, Mg.



Termeni-cheie

- ion negativ
- anion
- proces de ionizare
- caracter nemetalic

Chimia în societate

Deși sunt invizibile, nemetalele au un rol esențial în viața noastră de zi cu zi. Când respirăm, oxigenul din aer ajunge în plămâni și ajută organismul să funcționeze. Azotul, care se găsește în cantitate mare în aer, face ca atmosfera să fie echilibrată și potrivită pentru viață.

Clorul din apa potabilă sau din cea de la piscină contribuie la menținerea apei curate, distrugând microorganismele. Pasta de dinți pe care o folosim ar putea conține ioni de fluor. Folosind sare iodată la masă, ne asigurăm aportul de iod, un element important pentru buna funcționare a organismului.

Știi că?

- ✓ Pungile de chipsuri sunt umflate deoarece conțin azot (E 941), care previne rănecizarea lor.
- ✓ Aurora boreală, un fenomen optic natural, este formată în urma ionizării atomilor de oxigen și azot din straturile superioare ale atmosferei.

Dacă vrei să știi mai mult!

Ionii negativi se numesc anioni, pentru că, la electroliză (reacția chimică provocată de trecerea curentului electric), ei migrează la anod, electrodul pozitiv.

Prin acceptare de electroni, numărul electronilor din anionul respectiv devine mai mare decât al protonilor.

3.4. Caracterul nemetalic

Amintește-ți

- Metalele cu număr mic de electroni pe ultimul strat au tendința de a ceda electroni, formând ioni pozitivi cu structură electronică mai stabilă.
- Caracterul metalic al elementelor chimice se corelează cu poziția lor în Tabelul periodic, și anume crește de sus în jos într-o grupă principală și scade de la stânga la dreapta într-o perioadă.
- Această variație este legată de numărul de straturi electronice, respectiv de numărul de electroni de pe ultimul strat.

Descoperă!

Consultă Tabelul periodic și scrie, în caiet, configurațiile electronice ale elementelor N, O, F.

★ Făcând analogie cu Na, Mg, Al, cum pot N, O, F să realizeze structură electronică stabilă pe ultimul strat?

★ Este mai ușor pentru un atom cu 7 electroni pe ultimul strat să ajungă la un strat complet ocupat decât pentru un atom cu 5 electroni pe ultimul strat?

★ Ce reprezintă caracterul nemetalic?

Ai observat că?

► Atomii elementelor chimice situate în partea stângă a Tabelului periodic cedează electroni din stratul de valență pentru a dobândi configurații stabile de octet sau de dublet pe ultimul strat, transformându-se în ioni pozitivi și au caracter metalic.

► Elementele N, O, F sunt situate în dreapta Tabelului periodic și au tendința de a accepta electroni pentru a-și realiza configurație stabilă de octet. Această proprietate se numește caracter nemetalic.

A. Investighează

Analizează imaginea din fig. 1. Observă ce se întâmplă cu electronii de pe ultimul strat al atomului de clor.

Compară comportamentul atomului de clor cu cel al unui atom de metal întâlnit în lecția anterioară, de ex.: sodiul.

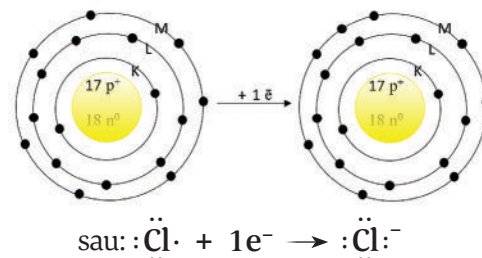


Fig. 1 – Procesul de ionizare al atomului de clor

Ce constăți?

- clor un electron, formând un ion
- După acceptarea electronului, ultimul strat devine ocupat.
- Clorul se comportă diferit față de metale, care electroni pentru a ajunge la configurație stabilă de octet, transformându-se în ioni

Cum explici?

⇒ Atomul de clor are 7 electroni pe ultimul strat, fiind foarte aproape de un strat complet.

⇒ Acceptarea unui electron este mai ușoară decât cedarea a 7 electroni, astfel clorul prezintă un caracter nemetalic pronunțat.

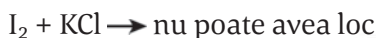
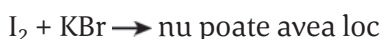
B. Investighează

Care dintre elementele N, O și F are cel mai mare număr de electroni pe ultimul strat?

Care element este cel mai aproape de a avea un strat electronic exterior complet ocupat?

Care dintre elementele Cl, Br și I are cel mai mic număr de straturi electronice? Notează răspunsurile și încearcă să stabilești o legătură între poziția în Tabelul periodic și comportamentul unui nemetal.

Apoi, analizează ecuațiile reacțiilor chimice de mai jos:



Ce constăți?

● Atomul de clor bromul din bromura de potasiu.

● Atomul de brom iodul din iodura de potasiu.

● Atomul de iod bromul sau clorul din combinațiile lor.

Cum explici?

⇒ Atomii nemetalelor au ultimul strat electronic aproape complet ocupat. De aceea, pentru a ajunge la o configurație electronică stabilă, aceștia tind să accepte electroni, nu să îi cedeze.

⇒ Într-o perioadă, de la stânga la dreapta, crește numărul electronilor de pe ultimul strat, iar caracterul nemetalic devine mai pronunțat.

⇒ Într-o grupă, de sus în jos, crește numărul de straturi electronice, ceea ce face ca tendința de a accepta electroni să scadă, deci caracterul nemetalic se diminuează.

⇒ Clorul are un caracter nemetalic mai pronunțat decât bromul.

⇒ Bromul are un caracter nemetalic mai pronunțat decât iodul.

Reține!

Caracterul nemetalic reprezintă proprietatea atomilor de a **accepta electroni** și de a **se transforma în ioni negativi**.

Caracterul nemetalic al elementelor chimice **crește într-o perioadă**, de la **stânga la dreapta**, de la grupa 1 la grupa 17, odată cu creșterea sarcinii nucleare și cu scăderea numărului de electroni acceptați.

Caracterul nemetalic al elementelor chimice **scade într-o grupă**, de **sus în jos**, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni.

Caracterul nemetalic este legat de **numărul electronilor de pe ultimul strat** și de **poziția elementului chimic în Tabelul periodic**.

Verifică dacă ai înțeles!

Precizează variația caracterului nemetalic, comparând elementele N și P, respectiv N și O:

- într-o grupă principală;
- într-o perioadă în Tabelul periodic.

Argumentează răspunsurile.

Aplică cele învățate!

1. Stabilește, pentru fiecare afirmație de mai jos, dacă este adevărată (A) sau dacă este falsă (F), notând în caiet:

- Nemetalele sunt situate în partea dreaptă a Tabelului periodic.
- Caracterul chimic nemetalic influențează reactivitatea nemetalelor.
- Caracterul nemetalic al azotului este mai pronunțat decât al fluorului.
- Dintre nemetale, fluorul prezintă caracterul nemetalic cel mai puțin pronunțat.
- Bromul prezintă un caracter nemetalic mai pronunțat decât al clorului.

2. Se dau elementele chimice X, Y și Z, toate aparținând primelor 20 de elemente din Tabelul periodic:

- X este un element din grupa 15, perioada a 3-a;
- Y este un element din grupa 17, perioada a 3-a;
- Z este un element din grupa 16, perioada a 3-a.

- Precizează simbolurile chimice ale elementelor X, Y și Z, folosind Tabelul periodic.
- Stabilește caracterul chimic (metalic sau nemetalic) al elementelor X și Z.
- Stabilește care dintre elementele X, Y și Z prezintă cel mai accentuat caracter chimic nemetalic și argumentează răspunsul pe baza poziției în Tabelul periodic.

1. Asociază fiecare configurație electronică cu elementul chimic corespunzător, notând în caiet:

Configurația electronică	Element chimic
1. $1(K) - 2e^-; 2(L) - 1e^-$	a. Na ($Z = 11$);
2. $1(K) - 2e^-; 2(L) - 8e^-$	b. Ne ($Z = 10$);
3. $1(K) - 2e^-; 2(L) - 8e^-; 3(M) - 1e^-$	c. Li ($Z = 3$);
	d. N ($Z = 7$).

2. Consultă Tabelul periodic și asociază fiecare element chimic cu tipul său:

Element chimic	Tipul elementului chimic
1. Sodiu;	a. metal;
2. Magneziu;	b. nemetal;
3. Oxigen;	c. gaz nobil.
4. Clor;	
5. Neon.	

3. Indică dacă afirmațiile sunt adevărate (A) sau false (F):
a. Elementele chimice aflate în aceeași perioadă au același număr de straturi electronice.

b. Metalele au, în general, un număr mare de electroni pe ultimul strat.

c. Nemetalele tind să accepte electroni pentru a atinge configurația stabilă de octet.

d. Clorul și sodiul se află în aceeași grupă.

e. Oxigenul este un nemetal.

4. Analizează care dintre următoarele afirmații sunt adevărate despre elementul chimic (E) care are cu 2 electroni mai puțin decât al 3-lea gaz nobil din Tabelul periodic.

a. Elementul chimic E este metal.

b. Atomul elementului chimic E formează ioni E^{2-} .

c. Atomul elementului chimic E are 6 electroni de valență.

d. Pentru a forma configurație stabilă, atomul elementului E cedează 2 electroni.

e. Elementul chimic E se află în grupa 16 (VIA) din Tabelul periodic.

5. Completează, în caiet, spațiile libere astfel încât afirmațiile să fie adevărate:

a. Caracterul metalic reprezintă tendința atomilor de a _____ electroni.

b. Caracterul nemetalic reprezintă tendința atomilor de a _____ electroni pentru a atinge configurația de _____.

c. Cu excepția hidrogenului, elementele chimice cu caracter nemetalic se află în partea _____ a Tabelului periodic.

6. Scrie configurația electronică pe straturi pentru următoarele elemente chimice folosind Tabelul periodic.

a. Li; b. O; c. Na; d. Ca.

7. a. Precizează perioada și grupa, din Tabelul periodic, pentru următoarele elemente chimice, cunoscând distribuția electronilor pe straturile electronice:

● Mg (2,8,2); ● F (2,7); ● K (2,8,8,1).

b. Precizează caracterul chimic al elementelor Mg, F, K.

8. Compară elementele Na și Mg, precizând:

a. o asemănare legată de configurația electronică;

b. o diferență legată de poziția în Tabelul periodic.

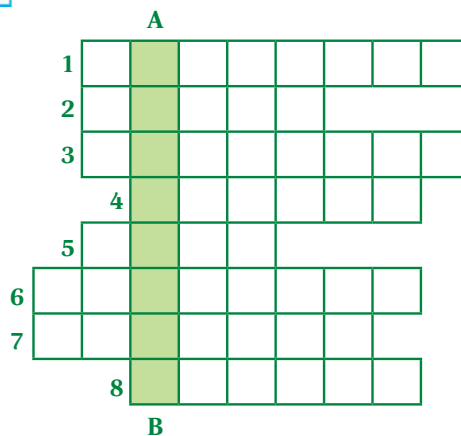
9. a. În nucleul unui atom sunt 74 de neutroni, iar în învelișul electronic al acestuia 53 de electroni. Determină numărul protonilor, respectiv numărul de masă al atomului.

b. Modelează procesul de ionizare al atomului de azot (${}_7N$), utilizând simbolurile elementelor chimice și puncte pentru reprezentarea electronilor. Notează caracterul chimic al azotului.

c. Compară caracterul chimic al azotului cu cel al elementului chimic care se găsește în perioada a 2-a și grupa 16 (VIA).



10. Descoperă cuvântul scris pe verticală între punctele A și B și definește/descrie noțiunea pe care o reprezintă.



1. Modul în care variază proprietățile elementelor din Tabelul periodic.

2. Elementul cu caracterul nemetalic cel mai pronunțat.

3. Sarcina electronului.

4. Există în diamant.

5. Cea mai mică particulă dintr-o substanță simplă ce păstrează individualitatea acesteia și nu poate fi divizată prin procedee chimice obișnuite.

6. În învelișul electronic, electronii sunt repartizați pe

7. Specii de atomi cu același număr atomic, dar cu număr de masă diferit.

8. Partea centrală a atomului.

Ionii furnizați de alimente

Studiu de caz

Alimentele sănătoase sunt principalii furnizori de ioni esențiali pentru organismul uman, datorită unor săruri speciale, denumite săruri minerale – cum ar fi clorura de sodiu, carbonatul de calciu sau iodurile – care se regăsesc în multe alimente.

De ex.:

- Concentrații adecvate de ioni Na^+ , K^+ , Cl^- permit realizarea regulată a proceselor de osmoză celulară.
- Concentrațiile semnificative de ioni Mg^{2+} , Na^+ , K^+ sunt indispensabile pentru activitatea musculară, chiar și pentru eforturile intense.

- Ionii precum Mn^{2+} și Mg^{2+} sunt componente fundamentale ale numeroaselor enzime.

Întrebare: Cum trebuie să ne alimentăm pentru a asigura organismului concentrațiile necesare de săruri minerale?

Instrucțiuni generale:

1. Lucrați în grupuri de 3–4 elevi.
2. Fiecare grup primește un caz diferit de alimentație și stil de viață.
3. Analizați dieta tipică și identificați ionii minerali care lipsesc sau sunt insuficienți (Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+ , Cl^- , I^- , Mn^{2+}).
4. Explicați rolul fiecărui ion în organism.
5. Propuneți modificări alimentare pentru a asigura aportul adecvat de săruri minerale.

Ex.:

- Adolescent care mănâncă haotic. Activitate fizică 0–1 oră/săptămână.
- Vegetarian neechilibrat. Activitate fizică: yoga, 1 oră/zi.
- Sportiv cu shake-uri proteice. Activitate fizică: antrenamente intense, 2–3 ore/zi.
- Dietă rapidă și multă mâncare de tip fast-food. Activitate fizică: plimbare scurtă.
- Persoană cu alimentație redusă. Activitate fizică: mers pe jos 30 de minute/zi.

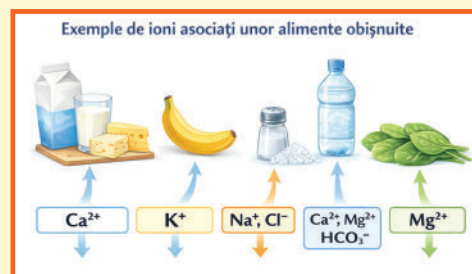


Studiul de caz va fi evaluat în funcție de corectitudinea identificării ionilor minerali și a rolului acestora, de corelarea dietei cu eventualele carențe, de claritatea explicațiilor, de organizarea și analiza datelor, de creativitate, de modul de prezentare și de colaborarea în cadrul grupului.

Grilă de autoevaluare

✓ Bifează răspunsul ținând cont de propriile rezultate ale învățării. Fii responsabil!

Criterii	Nu știu	Știu câte ceva	Știu, mă descurc	Știu, pot explica și altora
Pot recunoaște și explica unele proprietăți chimice ale elementelor în funcție de configurația electronică.				
Pot elabora concluzii, utilizând terminologia specifică chimiei, în urma investigării variației caracterului metalic și nemetalic în Tabelul periodic.				
Pot rezolva exercițiile propuse utilizând algoritmi specifici chimiei.				



4

LEGĂTURI CHIMICE

Chimia este realitate...

Invizibilă pentru ochiul uman, lumea particulelor este plină de mișcare. Atomii și ionii se apropie, se îndepărtează și se atrag, asemenea partenerilor unui dans, cu o coregrafie bazată pe reguli precise. Între unii dintre ei se stabilesc și legături. Unii atomi devin ioni, cei cu sarcini opuse se atrag, formând structuri solide și stabile. Alții rămân atomi neutri, dar aleg să pună în comun electronii, rămânând legați în molecule. Fiecare legătură spune o poveste despre echilibru, energie și stabilitate. Din acest dans microscopic se nasc substanțele care alcătuiesc lumea din jurul nostru. Înțelegând legăturile chimice, înțelegem materia însăși. Pentru a înțelege regulile dansului, va trebui să investighezi!

Întrebare de investigat:

- *De ce atomii nu rămân izolați, ci se leagă între ei pentru a forma substanțe cu proprietăți foarte diferite?*

Lecții:

- 4.1. Legătura ionică. Formarea compușilor ionici
- 4.2. Cristalul de clorură de sodiu. Proprietățile fizice ale clorurii de sodiu
- 4.3. Legătura covalentă. Molecule



Termeni-cheie

- electroni de valență
- configurație stabilă de gaz nobil
- ion pozitiv
- ion negativ
- compus ionic
- legătură ionică

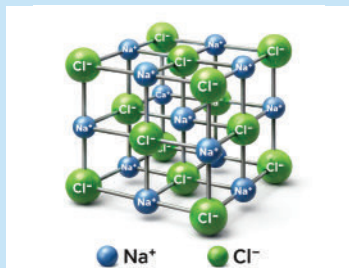


Fig. 1 – Structura cristalină de clorură de sodiu

Chimia în societate

Clorura de sodiu este indispensabilă vieții oamenilor și animalelor. Participând la formarea sucului gastric, NaCl este introdusă zilnic în organism sub formă de sare de bucătărie. Soluția de clorură de sodiu cu concentrația de 0,9%, având aceeași concentrație cu plasma sanguină, se folosește în medicină ca ser fiziologic.

Acțiunea antiseptică a clorurii de sodiu și-a găsit aplicație la conservarea alimentelor și a pieilor.

În industrie, clorura de sodiu este considerată cea mai importantă materie primă anorganică. Ea constituie substanța de bază a unei ramuri industriale care o prelucraază pentru obținerea sodiului (Na), clorului (Cl_2), acidului clorhidric (HCl), hidroxidului de sodiu (NaOH), carbonatului de sodiu (Na_2CO_3) etc. În același timp, NaCl este utilizată și în industria lacurilor, vopselelor, hârtiei, masei plastice, în industria textilă și în alte domenii de activitate. În industria metalurgică este folosită ca reductor, iar în electronică se folosește la fabricarea lămpilor cu vapori de sodiu. De asemenea, NaCl este utilizată și în industria chimică organică și în industria farmaceutică.

4.1. Legătura ionică. Formarea compușilor ionici

Amintește-ți

● Substanțele chimice sunt formate din **atomi uniți între ei prin legături chimice**. În **reacțiile chimice**, **atomii** elementelor tind să realizeze **configurații stabile de dublet sau de octet ale gazului nobil cel mai apropiat**. Aceste configurații se pot realiza prin **transfer de electroni** sau prin **punere în comun de electroni**. **Metalele** au capacitatea de a **forma ioni pozitivi** (cationi), iar **nemetalele** au capacitatea de a **forma ioni negativi** (anioni). La fizică ai învățat că sarcinile electrice de semn contrar se atrag, prin urmare și **ionii se atrag**.

Descoperă!

★ NaCl (sarea de bucătărie) este una dintre substanțele cele mai răspândite în natură. Observă cu atenție *fig. 1* și notează din ce este formată clorura de sodiu. Cum se realizează legătura chimică în clorura de sodiu?

Ai observat că?

► Folosești în viața de zi cu zi sarea. Aceasta este formată din ioni de Na^+ și ioni clorură (Cl^-). Forțele care se exercită între aceștia sunt forțe de atracție.

Investighează

Pentru a vedea ce tip de legătură chimică este în NaCl și cum se realizează, completează, în caiet, tabelul următor:

	Na	Na ⁺	Ne
Numărul de electroni (e⁻)			
Configurația electronică			
Procesul de ionizare	 În general: $M \longrightarrow M^{n+} + ne^{-}$		
Atomul de Na poate electroni pentru a ajunge la structuri mai stabile de , transformându-se în ion (cation). Ionul Na ⁺ și atomul de Ne au , adică sunt specii izoelectronice. Sodiul are caracter			

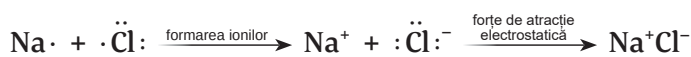
	Cl	Cl ⁻	Ar
Numărul de electroni (e ⁻)			
Configurația electronică			
Procesul de ionizare	 În general: E + ne ⁻ → E ⁿ⁻		
Atomul de Cl poate electroni pentru a ajunge la structuri mai stabile de , transformându-se în ion (anion). Ionul Cl ⁻ și atomul de Ar sunt specii , au electroni. Clorul are caracter..... .			

Ce constăți?

● În urma reacției chimice dintre cei doi atomi, atomul de Na (metal) un electron atomului de Cl (nemetale), formându-se ioni cu sarcini, și anume ionul de Na^+ și ionul clorură Cl^- , care se prin forțe electrostatice, rezultând compusul ionic, clorura de sodiu.

Cum explici?

- ⇒ Legătura chimică din NaCl se realizează în două etape:
 - în prima etapă are loc transferul de electroni de la atomul de Na la atomul de Cl cu formarea ionilor de semne opuse;
 - în etapa a doua, cei doi ioni se atrag prin forțe electrostatice puternice, formând o legătură ionică.
- ⇒ Modelarea formării compusului ionic NaCl folosind simbolurile chimice și punctele pentru electroni se reprezintă astfel:



- ⇒ Compusul NaCl este neutru din punct de vedere electric, deoarece numărul sarcinilor pozitive este egal cu numărul sarcinilor negative.

Reține!

Compușii ionici se formează între **elemente cu caracter chimic diferit** (metale și nemetale) prin **cedare**, respectiv **acceptare de electroni**.

Compușii ionici sunt **neutri din punct de vedere electric** deoarece numărul sarcinilor pozitive este egal cu numărul sarcinilor negative.

Legătura ionică se realizează **pe baza transferului de electroni** de la atomii elementului cu caracter chimic metalic la atomii elementului cu caracter chimic nemetalic și a interacției electrostatice puternice între ionii formați.

Substanțele ionice sunt: **sărurile, oxizii bazici, hidroxizii, hidrurile metalice**.

Verifică dacă ai înțeles!

La următoarele întrebări alege un singur răspuns corect.

1. Care dintre următoarele perechi de elemente pot genera legături ionice?
 - a. N și O; b. Al și F; c. Mg și Na; d. C și H.
2. Compusul ionic format din ioni izoelectronici este:
 - a. NaBr; b. MgS; c. CaCl_2 ; d. K_2O .

Aplică cele învățate!

Se consideră elementele X, Y, Z despre care se cunosc următoarele informații:

- atomul elementului X are 1 electron în stratul 3 (M);
- numărul atomic al elementului Y este cu două unități mai mic decât numărul atomic al gazului nobil din perioada a 2-a;
- atomul elementului Z are 9 electroni în învelișul electronic.

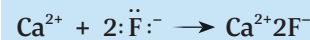
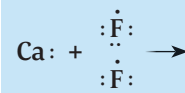
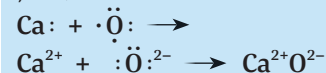
Se cere:

1. Identifică elementele chimice X, Y, Z.
2. Modelează legăturile chimice din compușii care se formează între X și Y, respectiv între X și Z, folosind simbolurile chimice ale elementelor identificate și punctele pentru electroni (simboluri Lewis).



Dacă vrei să știi mai mult!

Modelarea legăturilor ionice în oxidul de calciu și în fluorura de calciu



Chimia în societate

Sarea iodată este clorură de sodiu la care se adaugă cantități foarte mici de compuși ai iodului, pentru a preveni carența de iod în alimentație. Iodul este un element esențial pentru funcționarea glandei tiroide, implicată în reglarea metabolismului. Introducerea sării iodate a reprezentat o măsură importantă de sănătate publică, reducând semnificativ apariția afecțiunilor cauzate de lipsa iodului în organism. Astfel, un produs chimic cunoscut din Antichitate a devenit un instrument modern de prevenție.



Chimia și sustenabilitatea

Cunoașterea structurii cristaline ionice a clorurii de sodiu permite utilizarea responsabilă a sării în industrie, medicină și protecția mediului. Proprietățile sale: solubilitatea, stabilitatea și capacitatea de a furniza ioni, sunt utilizate în procese de purificare a apei, conservare a alimentelor și tratare a dezechilibrelor electrolitice, contribuind la o utilizare eficientă a resurselor naturale.

Termeni-cheie

- cristal ionic
- rețea ionică
- rețea cubică
- număr de coordinare
- punct de topire
- conductibilitate electrică

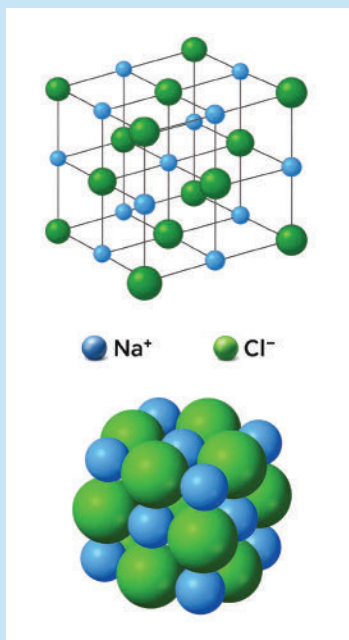


Fig. 1 – Structura cristalului de clorură de sodiu

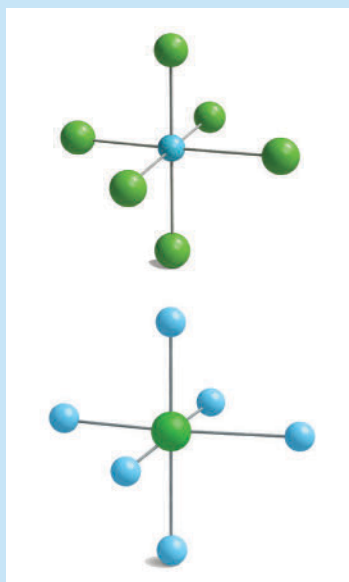


Fig. 2 – Ionul Na^+ , respectiv ionul Cl^- înconjurat de alți 6 ioni de semn contrar

4.2. Cristalul de clorură de sodiu. Proprietățile fizice ale clorurii de sodiu

Amintește-ți

● **Legătura ionică** se formează prin **transfer de electroni** între atomii elementelor chimice cu **caracter metalic pronunțat** și atomii elementelor chimice cu **caracter nemetalic pronunțat**.

Descoperă!

★ Observă cu atenție culorile, dimensiunile bilelor și modul lor de aranjare din fig. 1. Cum se formează legăturile dintre ioni? Ce formă geometrică are structura cristalului de NaCl și unde sunt poziționați ionii?

Ai observat că?

► Cristalul de clorură de sodiu are formă geometrică regulată, de tip cubic. Structura cubică se repetă identic în toate direcțiile.

Investighează

Privește fig. 1 și fig. 2 și notează, în caiet, cel puțin trei observații legate de:

- forma geometrică a cristalului de clorură de sodiu și modul de aranjare a ionilor (poziția lor în rețea);
- numărul ionilor de Cl^- care înconjoară ionul de Na^+ , respectiv numărul ionilor de Na^+ care înconjoară ionul de Cl^- ;
- sarcina electrică a cristalului de clorură de sodiu.

Ce constăți?

- Cristalul de clorură de sodiu are formă geometrică regulată, de tip
- Ionii de Na^+ și de Cl^- sunt aranjați, într-o rețea cristalină ordonată.
- Fiecare ion de Na^+ este înconjurat de ioni de Cl^- , iar fiecare ion de Cl^- este înconjurat de ioni de Na^+ .
- Numărul ionilor pozitivi este cu numărul ionilor negativi.

Cum explici?

- ⇒ Ionii cu sarcini opuse se atrag prin forțe electrostatice, formând o legătură ionică.
- ⇒ Înconjurarea fiecărui ion cu 6 ioni de semn opus conferă stabilitate cristalului de NaCl.
- ⇒ Neutralitatea electrică a cristalului rezultă din egalitatea numărului de ioni pozitivi și negativi.

Reține!

Ionii nu sunt izolați, ci organizați într-o structură regulată numită rețea ionică. Această organizare determină forma cristalului.

Fiecare ion tinde să se înconjoare de un număr maxim de ioni de semn contrar, dispuși la o distanță minimă la care se echilibrează forțele de atracție dintre ionii de semn opus cu forțele de repulsie dintre învelișurile electronice ale ionilor. Astfel, **rețelele ionice sunt agregate tridimensionale de ioni.**

Numărul de ioni de semn contrar cu care se înconjoară la distanță minimă un ion se numește **număr de coordinare** sau **număr de coordinație**.

În cristalul de NaCl, ionii de Na^+ și ionii de Cl^- sunt dispuși într-o rețea cristalină cubică, numărul de coordinare al ionilor în cristal fiind egal cu 6, raportul dintre numărul ionilor este 1:1.

Într-un **cristal ionic**, **numărul de sarcini pozitive** este **egal** cu **numărul de sarcini negative**, cristalul ionic fiind neutru din punct de vedere electric.

Modul de aranjare al ionilor în cristal determină proprietățile substanței.

Fereastra de laborator!

Împreună cu un coleg/o colegă, verifică proprietățile fizice ale clorurii de sodiu.

Atenție!

Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator: clorură de sodiu (cristale mari și mici), tetraclorură de carbon (CCl_4), ulei de bucatărie, apă distilată, spatulă, baghetă de sticlă, creuzet, clește metalic, mojar cu pistil, eprubete, stativ pentru eprubete, placă montaj circuit electric, conductori metalici (fire de legătură), bec pus în suport, sursă de curent electric, cuvă electrolitică/cristalizor/pahar Berzelius, electrozi de grafit, spirtieră sau bec de gaz, ochelari de protecție, mănuși.

Denumire experiment: Observarea proprietăților organoleptice ale clorurii de sodiu (experiment frontal)

Observă proba de clorură de sodiu din *fig. 3*. Analizează clorura de sodiu utilizând simțurile văzului și ale mirosului și cunoștințele tale anterioare din viața cotidiană, identifică și notează proprietățile organoleptice ale acesteia.



Fig. 3

Denumire experiment: Comportarea cristalelor de NaCl la mărunțire (experiment frontal)

Pune într-un mojar o cantitate mică de cristale de sare de bucatărie și mărunțește-o.

Ce constăți?

Cristalul de clorură de sodiu se, adică este

Denumire experiment: Aprecierea punctului de topire a clorurii de sodiu (experiment demonstrativ)

Urmărește ce face profesorul.

Se pune o cantitate mică de cristale de NaCl într-un creuzet care se prinde cu un clește metalic și se încălzește câteva minute în flacăra unei spirtiere/bec de gaz. Urmărește timpul în care se topește.

Ce constăți?

Clorura de sodiu are punctul de topire (mic sau ridicat?)

Denumire experiment: Studiul solubilității clorurii de sodiu (experiment frontal)

În stativ ai trei eprubete. În prima adaugă câțiva mL de apă, în a doua câțiva mL de tetraclorură de carbon și în a treia câțiva mL de ulei de bucatărie. Adaugă cristale de NaCl în fiecare eprubetă. Amestecă.

Ce constăți?

Cristalele de NaCl se dizolvă în și nu se dizolvă în

Denumire experiment: Studiul conductibilității electrice a clorurii de sodiu în stare solidă și în soluție apoasă (experiment demonstrativ)

Urmărește ce face profesorul.

Se construiește un montaj simplu ca în *fig. 4*, de pe pagina următoare, format dintr-o placă de montaj pentru circuit electric, fire metalice de legătură, bec pus în suport, sursă de curent electric (4,5–9V), cuvă electrolitică/cristalizor/pahar Berzelius, electrozi de grafit.

a. Într-un pahar Berzelius/cuvă electrolitică/cristalizor se pun cristale de clorură de sodiu și se introduc electrozii de grafit. Observă dacă se aprinde becul la închiderea circuitului electric.

b. Repetă experimentul înlocuind cristalele de clorură de sodiu cu soluție apoasă de NaCl. Observă dacă becul se aprinde la închiderea circuitului electric.

Accesează codul QR pentru a observa dacă NaCl conduce curentul electric în soluție apoasă. Formulează o concluzie privind conductibilitatea electrică a soluției apoase de NaCl.

Ce constăți?

Clorura de sodiu conduce curentul electric în



Concluzii

Pe baza experimentelor realizate, am observat că NaCl este o substanță

....., de culoare, miros, cu gust

Prin acțiunea unei forțe exterioare se

NaCl are punct de topire.....

Aceasta este solubilă în, formând o soluție limpede.

În stare solidă, clorura de sodiu curentul electric, însă în soluție apoasă curentul electric.

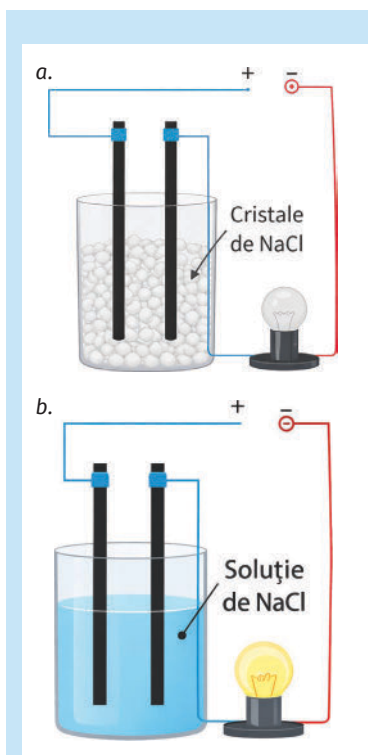


Fig. 4 – Experiment de demonstrare/evidențiere a conductibilității electrice a NaCl
a. solidă; b. soluție apoasă

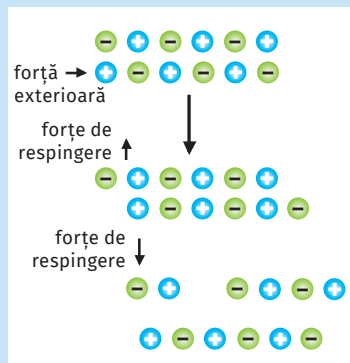


Fig. 5 – Dislocuirea ionilor dintr-un cristal de NaCl

Cum explici?

⇒ Clorura de sodiu este o substanță ionică, alcătuită din ioni de Na^+ și ioni de Cl^- aranjați regulat într-o rețea cristalină.

⇒ Atunci când asupra cristalului se exercită o forță exterioară, planurile de ioni se pot deplasa. În urma acestei deplasări, ionii cu aceeași sarcină ajung față în față, ceea ce duce la apariția unor forțe de respingere. Ca urmare, cristallul se rupe, iar clorura de sodiu se comportă ca o substanță casantă (fig. 5).

⇒ Punctul de topire ridicat se datorează forțelor electrostatice puternice dintre ionii de semne contrare din rețeaua cristalină.

⇒ În stare solidă, ionii de Na^+ și de Cl^- ocupă poziții fixe în rețeaua cristalină și nu se pot deplasa, motiv pentru care clorura de sodiu nu conduce curentul electric.

⇒ În soluție apoasă, NaCl conduce curentul electric, ionii se desprind din rețeaua cristalină devenind mobili, ei deplasându-se ordonat sub acțiunea curentului electric.



Reține!

Clorura de sodiu este o substanță **solidă, cristalină, incoloră, fără miros, cu gust sărat**.

Este **solubilă în apă** și **insolubilă în solvenți** ca CCl_4 , ulei, benzină.

Nu conduce curentul electric în stare solidă, dar conduce curentul electric în topitură și în soluție apoasă.

Este o **substanță casantă** și are **punct de topire ridicat** (801°C).



Verifică dacă ai înțeles!

Asociază, notând în caiet, proprietatea clorurii de sodiu din coloana A cu explicația corectă din coloana B:

A.

1. solubilitate în apă;
2. lipsa conductibilității electrice în stare solidă;
3. conductibilitate electrică în soluție;
4. casant;
5. punct de topire ridicat;
6. nu se dizolvă în CCl_4 .

B.

- a. ionii sunt mobili;
- b. forțe electrostatice puternice între ioni;
- c. apa este solvent;
- d. ionii au poziții fixe în rețeaua cristalină;
- e. deplasarea straturilor de ioni duce la respingere.



Aplică cele învățate!

O substanță AB prezintă următoarele proprietăți: este solidă, cristalină, solubilă în apă, nu conduce curentul electric în stare solidă, însă conduce curentul electric în soluție. Referitor la substanța AB, sunt adevărate afirmațiile:

1. este formată din două nemetale;
2. este o substanță formată din ioni de semne contrare;
3. are punctul de topire ridicat;
4. cristalizează în rețea ionică;
5. legătura chimică din substanță se realizează prin transfer de electroni între un metal și un nemetal.

4.3. Legătura covalentă. Molecule

Termeni-cheie

- legătură covalentă
- moleculă
- electroni de valență
- electroni necuplați

Amintește-ți

● **Legătura ionică** se formează între un atom metalic și un atom nemetalic, prin cedarea și respectiv acceptarea de electroni, rezultând ioni de semne contrare care se atrag prin forțe de atracție electrostatică, formând **compuși ionici**.

Descoperă!

Azotul (N_2) din aer și apa (H_2O) sunt două substanțe indispensabile vieții. Observă cu atenție *fig. 1* și *fig. 2* și identifică cum își realizează structura electronică stabilă de gaz nobil fiecare dintre elementele componente ale celor două substanțe chimice.

★ Ce fel de legături chimice se formează?

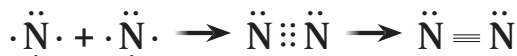


Fig. 1 – Formarea legăturilor chimice în molecula de azot (N_2)

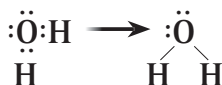


Fig. 2 – Formarea legăturilor chimice în molecula de apă (H_2O)

Ai observat că?

► Atomul de azot conține $5e^-$ de valență. Pentru a-și forma configurație stabilă (de gaz nobil), el pune în comun $3e^-$ cu un alt atom de azot (*fig. 1*).

► Atomul de oxigen prezintă $6e^-$ de valență. Pentru a-și completa octetul, el pune în comun câte un electron cu 2 atomi de hidrogen (*fig. 2*).

Investighează

Analizează modul de formare a legăturilor chimice (din *fig. 3*) ce corespund moleculelor de hidrogen și de acid clorhidric și stabilește ce tip de legătură se formează.

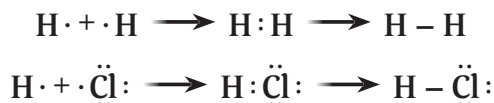


Fig. 3 – Formarea legăturilor chimice în molecula de hidrogen și în molecula de acid clorhidric

Ce constatăi?

● Urmărind modul de formare a legăturilor din compușii H_2 și HCl , se constată că atomii un număr de electroni din stratul de valență.

● Atomul de hidrogen pune în comun câte electron cu un alt atom de hidrogen pentru a dobândi configurație stabilă de Se formează molecula de hidrogen.

● Un atom de hidrogen pune în comun său necuplat cu necuplat dintre cei șapte electroni de valență ai unui atom de clor, pentru a dobândi structură stabilă de, respectiv de Se formează o moleculă de acid clorhidric.

● Pentru că fiecare atom participă cu câte un electron, legătura formată va fi una simplă și se notează printr-o liniuță. Spre deosebire de legătura ionică, care este o atracție electrostatică între, legătura covalentă este orientată în spațiu.

Cum explici?

⇒ Atomii pun în comun un număr de electroni din stratul de valență pentru a forma configurații stabile de gaz nobil.

⇒ Legătura chimică formată între doi atomi prin punere în comun de electroni se numește legătură covalentă.

⇒ Legătura covalentă conduce la formarea moleculelor constituite din atomi.

⇒ La formarea legăturii covalente participă numai electroni necuplați (impari) din stratul de valență.

⇒ Moleculele formate diferă prin felul atomilor participanți.

⇒ Moleculele formate din atomi identici sunt moleculele alcătuite din atomii aceluiași element chimic.

Ex.: molecula de azot, N_2 ; molecula de hidrogen, H_2 ; molecula de clor, Cl_2 .

⇒ Moleculele formate din atomi diferiți sunt moleculele alcătuite din atomii unor elemente chimice diferite.

Ex.: molecula de acid clorhidric, HCl; molecula de apă, H₂O; molecula de amoniac, NH₃; molecula de metan, CH₄; molecula de dioxid de carbon, CO₂.

⇒ Moleculele pot fi diferite și prin numărul de atomi participanți la formarea legăturii covalente.

⇒ Moleculele formate din 2 atomi identici sau diferiți se numesc molecule diatomice.

Ex.: molecula de HCl; molecula de H₂; molecula de Cl₂; molecula de O₂; molecula de N₂.

⇒ Moleculele formate din mai mulți atomi se numesc molecule poliatomice.

Ex.: molecula de H₂O; molecula de CH₄; molecula de NH₃; molecula de CO₂; molecula de tetraclorură de carbon CCl₄.



Reține!

Legătura covalentă este legătura chimică ce se formează între **atomi nemetalici, identici sau diferiți**, prin **punerea în comun a unui număr de electroni din stratul de valență**, pentru a realiza configurații stabile de gaz nobil.

Compușii chimici formați doar din **legături covalente** se numesc **molecule**.

Molecula este **cea mai mică particulă dintr-o substanță** care poate exista în stare liberă și care, în aceleași condiții, păstrează particularitățile substanței respective.

Moleculele pot fi formate din **atomi identici** sau **diferiți de nemetale**.

În cazul în care cei 2 atomi care se leagă au în stratul de valență un număr mai mare de electroni impari (necuplați), se pot forma legături covalente duble care se pot reprezenta prin două liniuțe „=”, respectiv legături covalente triple care se pot reprezenta prin trei liniuțe „≡”, după cum se pun în comun două perechi de electroni, respectiv trei perechi de electroni.

Moleculele pot fi **diatomice** (formate din 2 atomi) sau **poliatomice** (formate din 3 sau mai mulți atomi).



Verifică dacă ai înțeles!

1. Activitate în perechi. Cu ajutorul trusei de modele pe care o utilizezi în laboratorul de chimie, construiește molecule precum hidrogen, metan, acid clorhidric, amoniac.

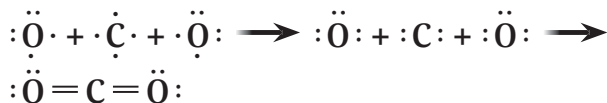
2. Accesează simularea interactivă prin codul QR pentru a construi diferite molecule.



Exercițiu rezolvat!

► Se dau elementele C și O. Modelează formarea moleculei de CO₂, folosind simbolurile Lewis pentru cele două elemente chimice și precizează natura legăturilor chimice din aceasta. Argumentează răspunsul.

Rezolvare:



În molecula de dioxid de carbon există 2 legături covalente duble C = O.

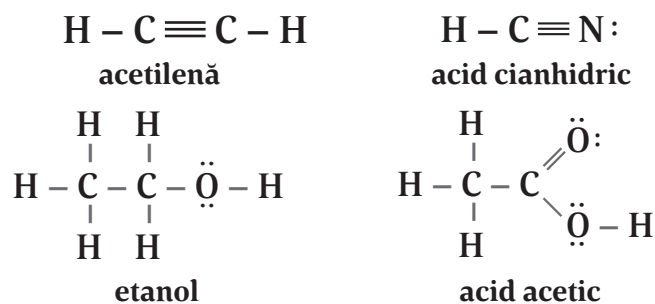
Deoarece fiecare atom de oxigen participant la legătură pune în comun câte 2e⁻ din cei 6e⁻ de valență, iar atomul de carbon participă cu toți cei 4 electroni de valență, punând în comun câte 2 electroni cu fiecare atom de oxigen, se formează două legături covalente duble.

Aplică cele învățate!

1. Modelează formarea moleculei de amoniac folosind simboluri pentru elemente chimice și puncte pentru electroni.

2. Reprezintă formarea legăturilor chimice în metan, CH₄.

3. Identifică legăturile simple, duble și triple din următoarele molecule:



4. Se dau elementele chimice A (Z = 9) și B (Z = 1).

a. Precizează caracterul chimic al elementelor A și B, pe baza poziției în Tabelul periodic.

b. Modelează formarea legăturii chimice corespunzătoare compușilor: BA, A₂ și B₂.

5. Apreciază dacă afirmațiile de mai jos sunt adevărate sau false.

a. Legătura covalentă se formează prin punerea în comun a electronilor de pe ultimul strat.

b. Electronii din legătura covalentă aparțin unui singur atom.

c. Atomii nemetalici pot forma molecule.

1. Asociază, în caiet, formulele substanțelor chimice din coloana A cu caracteristicile corespunzătoare din coloana B.

A	B
1. N_2	Cristalizează în rețea cubică.
2. HCl	Este solvent pentru NaCl.
3. NaCl	Conține șase electroni necuplați.
4. H_2O	Conține legături duble.
5. CO_2	Are în moleculă o legătură triplă.
6. CCl_4	

2. Stabilește care dintre următoarele afirmații referitoare la compușii ionici sunt comune cu ale clorurii de sodiu:

- a. sunt solizi;
- b. sunt gazoși;
- c. sunt de culoare albă;
- d. au punct de topire ridicat;
- e. nu se dizolvă în CCl_4 .

3. Stabilește dacă afirmațiile de mai jos sunt adevărate (A) sau false (F).

- a. Numărul electronilor transferați de la calciu la oxigen în formarea oxidului de calciu este doi.
- b. Numărul total de electroni puși în comun în molecula de azot este șase.
- c. În molecula de apă există două perechi de electroni neparticipanți.
- d. Oxidul de sodiu este un compus covalent.
- e. Dioxidul de carbon este o moleculă diatomică.

4. Referitor la clorura de sodiu, sunt corecte afirmațiile:

- a. Este un compus ionic.
- b. Este insolubilă în apă.
- c. Se cunoaște sub denumirea de sodă caustică.
- d. Este utilizată în alimentație.
- e. Cristalizează în rețea cubică.

5. Alege cuvântul dintre paranteze astfel încât afirmațiile să fie adevărate:

- a. La formarea legăturii (ionice/covalente) atomii pun în comun (electroni/protoni).
- b. Electrovalența se formează prin (transfer/punere în comun) de electroni.
- c. Legătura (ionică/covalentă) se întâlnește în majoritatea sărurilor.
- d. La formarea legăturii covalente simple fiecare atom pune în comun (unu/doi) electroni.

6. Se dau substanțele: H_2O , H_2 , NH_3 , N_2 , NaCl, CaF_2 , CH_4 , CO_2 , Na_2O , Cl_2 , KBr, CaO, NaF. Completează tabelul de mai jos, în caiet, cu formulele corespunzătoare:

Substanțe ionice	
Molecule diatomice	
Molecule poliatomice	

7. Se consideră elementele chimice: ${}_1H$, ${}_{11}Na$ și ${}_{9}F$. Se cere:

- a. Notează simbolul Lewis pentru fiecare dintre atomii dați.
- b. Modelează formarea legăturilor ionice din fluorura de sodiu.
- c. Modelează legătura chimică din molecula de fluor.

8. Clorul are multiple utilizări, printre care fabricarea acidului clorhidric.

- a. Precizează tipul legăturilor chimice din molecula de clor și din molecula acidului clorhidric.
- b. Modelează formarea legăturii în acidul clorhidric.

9. Explică de ce Na_2O este substanță ionică, iar CO_2 este moleculă cu toate că ambele substanțe chimice sunt oxizi. Modelează legăturile din acești compuși folosind simbolurile Lewis.

10. **Lucrați în diadă.** Completați diagrama Venn de mai jos, în caiete, comparând legătura ionică și legătura covalentă. Utilizați noțiunile învățate și un limbaj științific corect. Prezentați concluziile voastre.

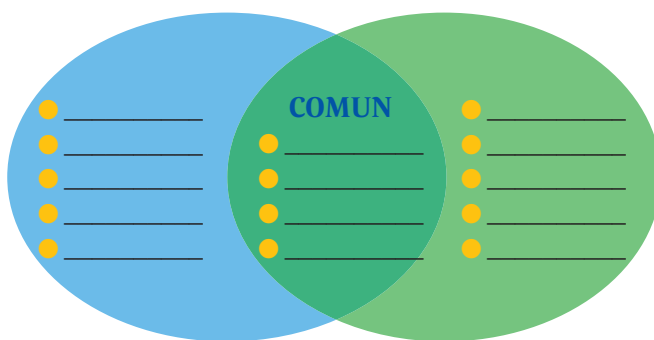
- În cercul corespunzător legăturii ionice, notați caracteristicile specifice acestui tip de legătură.
- În cercul corespunzător legăturii covalente, notați caracteristicile specifice acesteia.
- În zona COMUN, notați asemănările dintre cele două tipuri de legături.
- În spații similare cu cele de mai jos, în caiete, completați cu exemple de substanțe ionice și molecule.

DIAGRAMĂ VENN:

LEGĂTURĂ IONICĂ vs. LEGĂTURĂ COVALENTĂ

Legătură
IONICĂ

Legătură
COVALENTĂ



Substanțe ionice:

- _____
- _____
- _____
- _____
- _____

Molecule:

- _____
- _____
- _____
- _____
- _____

Subiect	Punctaj
I. Pentru următoarele afirmații alege un singur răspuns corect. 1. Legătura ionică se formează prin: - punerea în comun a electronilor de valență; - transferul electronilor de la un metal la un nemetal; - atracția electronilor de la un nemetal la un metal; - formarea de dublete neparticipante comune. 2. Ionul de sodiu Na^+ se formează când atomul de sodiu: - acceptă 1 electron; - cedează 1 electron; - acceptă 2 electroni; - cedează 2 electroni. 3. În molecula de amoniac există: - două legături covalente simple; - o legătură covalentă triplă; - trei legături covalente simple; - o legătură ionică. 4. Sunt ioni izoelectronici: Na^+ și O^{2-}; Cl^- și N^{3-}; S^{2-} și F^-; K^+ și Na^+. 5. În cristalul de NaCl: - există molecule de NaCl independente; - ionii sunt așezați ordonat într-o rețea cristalină; - electronii sunt puși în comun între Na și Cl; - există doar atomi neutri de Na și Cl. 6. Indică afirmația falsă. - Substanțele ionice conduc curentul electric în topitură. - Substanțele ionice au, de regulă, puncte de topire ridicate. - Substanțele ionice sunt, în general, solide cristaline la temperatura camerei. - Substanțele ionice conduc curentul electric în stare solidă, deoarece ionii se pot deplasa.	6x5p=30p
II. Stabilește, pentru fiecare enunț de mai jos, dacă este adevărat sau fals. 1. Legătura covalentă se formează prin punerea în comun a unei perechi de electroni de către fiecare dintre cei doi atomi. 2. În molecula de H_2, fiecare atom de hidrogen contribuie cu câte un electron la dubletul comun. 3. În molecula de HCl, clorul își completează octetul, iar hidrogenul dubletul. 4. Într-un compus ionic, particulele sunt molecule neutre. 5. Substanțele ionice sunt solubile în apă.	5x4p=20p
III. Elementele chimice X, Y, Z, T, Q ocupă, în Tabelul periodic, următoarele poziții: X se găsește în perioada a 3-a, grupa 1 (IA); Y se găsește în perioada a 2-a, grupa 16 (VIA); Z se găsește în perioada a 3-a, grupa 17 (VIIA); T se găsește în perioada a 2-a, grupa 15 (VA); Q se găsește în perioada a 3-a, grupa 2 (IIA). 1. Precizează caracterul chimic al elementelor X și Z. 2. Scrie procesele de ionizare ale elementelor chimice T și Q folosind simbolurile chimice și punctele pentru reprezentarea electronilor. 3. Indică natura legăturii chimice formate între elementele Q și T. 4. Scrie formula chimică a compusului format între Q și Z. 5. Modelează formarea legăturii chimice utilizând simbolurile elementelor și punctele pentru electroni pentru compusul format de X și Z.	1. 2x6p 2. 2x6p 3. 1x2p 4. 1x4p 5. 1x10p 40p
Punctaj din oficiu	10p
TOTAL	100p

„Sarea – mai mult decât un condiment?”

Metoda: PhotoVoice

Tipul activității: Activitate individuală, cu valorificare frontală prin expoziție

Realizează o lucrare pentru portofoliu folosind metoda PhotoVoice, în care să demonstrezi că sarea este mai mult decât un condiment, prin intermediul imaginilor și al explicațiilor științifice.



Sarea nu e doar pentru gust, ci și pentru drumuri mai sigure

Instrucțiuni generale:

1. Fotografiere (Photo)

Realizează 2–3 fotografii proprii în care apar utilizările clorurii de sodiu. Fotografiile trebuie să fie făcute de tine (nu de pe internet). Nu fotografia persoane!

2. Titlu + Mesajul tău (Voice)

Adaugă un titlu sugestiv și un mesaj. Folosește AI. Mesajul tău trebuie să fie clar, creativ și să răspundă la întrebarea:

De ce este importantă sarea în situația surprinsă în fotografie?

3. Expoziția mixtă PhotoVoice

- Expoziție fizică în clasă.
- Colecție digitală cu toate lucrările (ex.: aplicația Padlet).

Lucrările realizate vor fi prezentate în cadrul unei expoziții PhotoVoice pe care, cu toții, o veți organiza în clasă. Fiecare elev își va expune lucrarea și va prezenta pe scurt mesajul transmis. Lucrările vor fi reunite și într-o colecție digitală. Se va ține cont de organizarea tematică: sarea în alimentație, sarea în sănătate, sarea în industrie, sarea în mediul înconjurător.



Tema de portofoliu va fi evaluată în funcție de relevanța fotografiilor, calitatea și relevanța mesajului, coerența fotografie – titlu – mesaj, utilizarea corectă a termenilor chimici, originalitatea lucrării, de modul de prezentare.

Grilă de autoevaluare

✓ Bifează răspunsul ținând cont de propriile rezultate ale învățării. Fii responsabil!

Criterii	Nu știu	Știu câte ceva	Știu, mă descurc	Știu, pot explica și altora
Pot identifica tipurile de legături chimice în diferiți compuși ionici și molecule.				
Pot justifica proprietățile substanțelor în funcție de tipul de legături chimice dintr-un compus folosind corect limbajul chimic.				
Pot utiliza corect simbolurile Lewis în modelarea formării ionilor, a moleculelor și pentru denumirea substanțelor.				

5 SOLUȚII



Chimia este realitate...

Mai mult decât un lichid?

În cabinetul medical sunt folosite serul fiziologic și soluțiile perfuzabile. În baie, găsești apă de gură și soluții dezinfectante. În bucătărie există oțet, sirop și vin. În agricultură, sunt folosite soluții nutritive pentru plante. În industrie, metalele sunt curățate sau protejate cu soluții speciale. Toate par simple lichide. Și, totuși, nu au același rol. Unele pot fi ingerate. Altele dezinfectează. Altele pot deveni periculoase dacă sunt utilizate greșit. Ce le diferențiază? Cu siguranță nu culoarea sau recipientul, ci substanțele dizolvate într-un solvent, cel mai adesea apa, și proprietățile pe care acestea le conferă soluției. Pentru a înțelege de ce o soluție este folosită într-un anumit domeniu, trebuie să identificăm: componentele ei, concentrațiile, tipul de amestec format și legătura dintre proprietăți și utilizare.

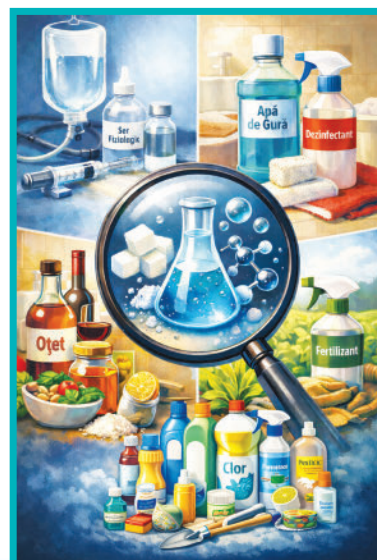
Pentru a înțelege toate acestea, va trebui să investighezi!

Întrebare de investigat:

► Cum poate același tip de lichid să devină medicament, aliment sau chiar să fie periculos?

Lecții:

- 5.1. Soluții apoase utilizate în viața cotidiană
- 5.2. Efecte termice la dizolvare în apă
- 5.3. Concentrația molară a unei soluții
- 5.4. Prepararea soluțiilor apoase cu anumite concentrații procentuale și molare



5.1. Soluții apoase utilizate în viața cotidiană

Amintește-ți

• În anii anteriori ai învățat ce reprezintă un **amestec** și prin ce se deosebește un **amestec omogen** de unul **eterogen**. Ai studiat **structura unei soluții** și ai recunoscut numeroase soluții apoase utilizate în viața cotidiană, precum saramura, siropul, oțetul sau serul fiziologic.

• Totodată, ai definit **dizolvarea**, **solubilitatea** unei substanțe, **concentrația procentuală masică**. În funcție de solubilitate, ai clasificat **soluțiile** ca fiind **saturate** sau **nesaturate**. Știi că masa de substanță dizolvată (solvat sau solut) în 100 g soluție reprezintă concentrația procentuală masică. În funcție de aceasta, **soluțiile** pot fi **concentrate** sau **diluate**.

Descoperă!

Analizează imaginile din colajul următor:



★ Completează, în caiet, tabelul, identificând solutul, solventul și tipul soluției, după modelul prezentat:

Soluție	Solut	Solvent	Tipul soluției
sirop	zahăr	apă	solid-lichid

★ Îți sunt cunoscute aceste produse? Ce au ele în comun? Ce fel de amestecuri sunt? Ce tipuri de soluții ai identificat în colaj? Poate aceeași substanță dizolvată să aibă utilizări diferite în funcție de concentrație?

Ai observat că?

- ▶ Majoritatea produselor utilizate în viața cotidiană sunt amestecuri omogene, adică soluții.
- ▶ Apa este prezentă în majoritatea produselor lichide din colaj, fiind un solvent eficient și accesibil.
- ▶ Soluțiile apoase sunt utilizate în diferite domenii: medicină, alimentație, agricultură, curățenie, cosmetică etc.
- ▶ O soluție apoasă este un amestec omogen în care apa este solventul.
- ▶ În funcție de starea de agregare a solutului și a solventului, întâlnim soluții: solid-lichid, lichid-lichid, gaz-lichid, gaz-gaz, solid-solid.
- ▶ Concentrația unei soluții determină domeniul său de utilizare.

Termeni-cheie

- solvat/solut
- solvent/dizolvant
- soluție
- soluție apoasă

Chimia în societate

Băuturile izotonice și echilibrul organismului

În timpul antrenamentului, organismul pierde apă și electroliți prin transpirație. Pentru a preveni deshidratarea, sportivii consumă băuturi izotonice – soluții care conțin apă, săruri minerale și glucide într-o concentrație apropiată de cea a lichidelor din corp.

Concentrația electroliților este importantă deoarece permite:

- rehidratarea eficientă;
- refacerea echilibrului mineral;
- funcționarea normală a mușchilor.

Dacă soluția ar fi prea concentrată, absorbția apei ar fi îngreunată, iar organismul ar putea pierde și mai multă apă. Astfel, concentrația unei soluții influențează direct efectele acesteia asupra sănătății.

Chimia și sustenabilitatea

Plantele și soluțiile din sol

Plantele nu absorb substanțe solide direct din sol. Ele preiau din sol soluții apoase ale sărurilor minerale.

Apa din sol dizolvă compuși minerali ce conțin ioni precum NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} .

Aceste substanțe formează o soluție apoasă care este absorbită prin rădăcini și transportată către toate părțile plantei.

Concentrația sărurilor minerale din sol influențează:

- creșterea plantelor;
- producția agricolă;
- calitatea recoltelor.

Chimia soluțiilor joacă un rol esențial în producerea hranei și în protejarea mediului.

Investighează

Lucrează în echipă și comunică! „Explorarea soluțiilor chimice din viața profesională”

Fiecare elev alege o profesie din cele descrise pe cardurile de mai jos. În funcție de profesie, se formează echipe de câte 4–6 elevi.

Sarcini de lucru:

- identificați soluții utilizate în domeniul respectiv folosind cardul pe care l-ați primit;
- precizați tipul soluției și componentele acesteia (solvent și solut);
- explicați utilizarea practică a soluției;
- argumentați de ce este importantă respectarea concentrației;
- identificați ce riscuri pot apărea dacă concentrația nu este corectă;
- realizați produsul final: poster/infografic/prezentare scurtă (3–5 minute), cu ajutorul unor instrumente TIC (Canva, Padlet, Google Slides, PowerPoint, Genially etc.).


Stomatolog

- Soluție de **fluorură de sodiu** ● Apă de gură **antiseptică**
- Soluție de **hipoclorit de sodiu** ● Soluție anestezică (lidocaină)


Bucătar

- Saramură ● Oțet ● Sirop ● Apă minerală **carbogazoasă**
- Soluții de **electroliti**


Specialist agricol

- Soluții nutritive pentru plante ● Soluție de azotat de amoniu
- Soluție de sulfat de cupru ● Soluții pentru tratamente fitosanitare

Ce constăți?

- Soluțiile chimice sunt utilizate în numeroase
- Apa este cel mai frecvent utilizat în activitățile cotidiene.
- Aceeași substanță poate avea utilizări în funcție de
- Multe profesii depind de pentru igienă, conservare, tratament sau nutriție.
- Respectarea este un criteriu de siguranță, eficiență și responsabilitate profesională.

Cum explici?

- ⇒ Soluțiile sunt amestecuri omogene în care o substanță (solutul) este dizolvată într-un solvent.
- ⇒ Proprietățile soluției depind de natura componentelor și de concentrație.

⇒ În domeniul medical sau cosmetic, concentrația determină siguranța utilizării.

⇒ În agricultură și alimentație, concentrația influențează eficiența și calitatea produsului.

⇒ Dacă soluția este prea diluată, nu își face efectul (nu dezinfectează, nu tratează, nu curăță eficient).

⇒ Dacă soluția este prea concentrată, poate deveni periculoasă (iritantă, toxică, corozivă).

Reține!

O **soluție** este un **amestec omogen** format din minimum un **solvat/solut/substanță dizolvată** și **solvent/dizolvant**. O soluție apoasă este un amestec omogen în care apa este solventul. Soluțiile pot exista în toate stările de agregare: solid-lichid, lichid-lichid, gaz-lichid, gaz-gaz, solid-solid.

Proprietățile și efectele/utilizările unei **soluții** depind nu doar de **natura substanței dizolvate**, ci și de **concentrația** acesteia. În funcție de concentrație, **aceeași soluție poate fi: utilă** (ex.: soluții medicinale), **inofensivă** (ex.: băuturi) sau **periculoasă** (ex.: soluții concentrate, iritante sau toxice). De aceea, **prepararea soluțiilor** necesită **precizie, calcul și responsabilitate**. Chimia soluțiilor este esențială în sănătate, alimentație, agricultură, igienă și cosmetică.

Verifică dacă ai înțeles!

Identifică solvatul, solventul și starea de agregare a soluției pentru fiecare dintre următoarele cazuri:

- a.** o monedă care conține 95% Cu și 5% Zn;
- b.** o soluție de curățat geamuri ce conține amoniac dizolvat în apă;
- c.** tinctură de iod (o cantitate mică de iod dizolvată în alcool etilic);
- d.** clor (gaz) dizolvat în apa unui bazin de înot;
- e.** o soluție de sodă caustică de concentrație 4%.

Aplică cele învățate!

Pe eticheta unei soluții pentru curățat geamuri scrie:

„Conține 85% apă, 10% alcool și 5% amoniac.”

- a.** Identifică solventul și solvații din această soluție.
- b.** Ce rol crezi că au alcoolul și amoniacul în curățarea geamurilor?
- c.** De ce această soluție este considerată un amestec omogen?
- d.** Menționează altă soluție din viața cotidiană pe care o utilizezi și identifică componentele care o formează citind eticheta produsului respectiv.

5.2. Efecte termice la dizolvare în apă

Amintește-ți

● **Dizolvarea** constă în **trecerea în soluție a unei substanțe solide, lichide sau gazoase** și în repartizarea uniformă a particulelor de solut în tot volumul soluției până la formarea unui amestec omogen. **Viteza de dizolvare** depinde de gradul de mărunțire al componentei solide, de temperatură, de procesul de agitare a componentelor.

● **Solubilitatea** este proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un solvent, la o anumită temperatură. Multe substanțe au proprietatea de a fi ușor solubile în anumiți solvenți și greu solubile în alții.

Descoperă!

Uneori în funcție de natura substanței dizolvate, temperatura soluției poate crește sau poate scădea.

✪ Observă imaginile alăturate din *fig. 1* și *fig. 2* și răspunde la întrebări:

- Ce se întâmplă cu temperatura soluției atunci când se dizolvă sodă caustică în apă?
- Ce se întâmplă cu temperatura soluției atunci când se dizolvă un îngrășământ pentru legume?
- Ce concluzie poți formula despre efectul termic al procesului de dizolvare?
- Când dizolvi sarea în apă pentru a obține o saramură, efectul termic este sesizabil?

Ai observat că?

► Dizolvarea are loc cu degajare sau cu absorbție de căldură sau fără schimb de căldură.

Fereastra de laborator!

Lucrează în echipă și comunică!

Observă modificările temperaturii în timpul dizolvării unor substanțe în apă și identifică tipul procesului în funcție de schimbul de căldură.

Atenție!

Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator: NaOH, NH_4Cl , NaCl, apă distilată, trei pahare Berzelius numerotate (1, 2, 3), termometre, baghete de sticlă, spatule, ochelari de protecție, mănuși.

Denumire experiment: Determinarea efectului termic la dizolvarea unor substanțe în apă (experiment frontal)

Ce ai de făcut?

Pune câte 100 mL apă distilată în cele trei pahare Berzelius. Măsoară temperatura cu ajutorul termometrului. Notează valoarea temperaturii apei.

✓ $t_0 = \dots\dots\dots$

În paharul 1 adaugă aproximativ 20 g NaOH (o spatulă), în paharul 2 adaugă aproximativ 20 g NH_4Cl , în paharul 3 adaugă aproximativ 20 g NaCl. Agită până la dizolvarea substanței solide. Măsoară temperatura fiecărei soluții și notează valoarea acesteia, atunci când rămâne constantă.

Termeni-cheie

- soluție
- dizolvare
- proces endoterm
- proces exoterm
- proces atermic
- solvatare
- ioni hidratați



Fig. 1 – Dizolvarea sodei caustice în apă



Fig. 2 – Dizolvarea îngrășămintelor chimice în apă

Chimia în societate

Un exemplu comun de dizolvare exotermă este dizolvarea hidroxidului de sodiu în apă, proces utilizat în industrie și în laborator. În schimb, dizolvarea azotatului de amoniu în apă este un proces endoterm, fenomen exploatat în realizarea punților frigorifice instant folosite în medicină și sport pentru reducerea inflamațiilor.

Prin urmare, studiul efectelor termice la dizolvare demonstrează modul în care procesele chimice influențează direct confortul, sănătatea și activitățile economice ale societății.

Ce constăți?

- ✓ $t_1 = \dots\dots\dots$
- ✓ $t_2 = \dots\dots\dots$
- ✓ $t_3 = \dots\dots\dots$

Temperatura soluției de NaOH este mai decât temperatura apei, dizolvarea a avut loc cu de căldură.

Temperatura soluției de NH_4Cl este mai decât temperatura apei, dizolvarea a avut loc cu de căldură.

Temperatura soluției de NaCl este temperatura apei, dizolvarea a avut loc de căldură.

Cum explici?

⇒ Creșterea temperaturii demonstrează caracterul exoterm al dizolvării hidroxidului de sodiu. Energia eliberată sub formă de căldură confirmă că procesul este însoțit de degajare de energie în mediul înconjurător. Este un proces exoterm, deoarece:

- se rup legăturile ionice din rețeaua cristalină a NaOH;
- se formează interacțiuni între ionii Na^+ , respectiv HO^- și moleculele de apă (hidratare);
- energia eliberată prin hidratarea ionilor este mai mare decât energia necesară pentru ruperea rețelei cristaline.

⇒ Scăderea temperaturii demonstrează caracterul endoterm al dizolvării clorurii de amoniu. Energia necesară pentru desfășurarea procesului este absorbită din mediul înconjurător, ceea ce determină răcirea soluției.

⇒ Procesul reprezintă un proces endoterm, deoarece:

- se rup legăturile ionice din rețeaua cristalină a clorurii de amoniu, proces care necesită un aport de energie;
- se formează interacțiuni între ionii NH_4^+ , respectiv Cl^- și moleculele de apă (hidratare);
- energia necesară pentru ruperea rețelei cristaline este mai mare decât energia eliberată prin hidratarea ionilor.

⇒ Dizolvarea NaCl în apă este un proces atermic, în care nu au loc efecte termice, adică temperatura soluției rămâne constantă, iar cantitatea de căldură absorbită este egală cu cantitatea de căldură degajată. Energia necesară pentru ruperea rețelei cristaline a NaCl este egală cu energia eliberată la hidratarea ionilor.

Reține!

În funcție de **raportul** dintre **căldura absorbită** și **căldura degajată** în timpul procesului de dizolvare, dizolvarea poate fi:

- ✓ **exotermă** – când se degajă căldură;
- ✓ **endotermă** – când se absoarbe căldură;
- ✓ **atermică** – când efectul termic este neglijabil.

În timpul dizolvării au loc **două procese simultan**:

- desprinderea particulelor de solut și răspândirea lor printre moleculele solventului – fenomen fizic însoțit de **absorbție de căldură** (proces endoterm);
- interacția particulelor de solut cu moleculele solventului, cu stabilirea unor legături – fenomen numit solvatare, iar când solventul este apa, hidratare; acest proces este însoțit, de regulă, de **degajare de căldură** (proces exoterm).

Efectul termic al dizolvării depinde de raportul dintre aceste două procese, determinând caracterul **exoterm**, **endoterm** sau **atermic** al dizolvării.

Verifică dacă ai înțeles!

1. Analizează situațiile de mai jos.

Trei elevi dizolvă, în pahare diferite, câte o substanță în apă.

În paharul A, temperatura soluției crește.

În paharul B, temperatura soluției scade.

În paharul C, temperatura soluției rămâne aproape constantă.

a. Precizează, pentru fiecare pahar, dacă procesul de dizolvare este exoterm, endoterm sau atermic.

b. Compară energia necesară pentru ruperea rețelei cristaline cu energia eliberată prin hidratarea ionilor, în fiecare caz.

c. Asociază fiecărui pahar una dintre substanțele: NaCl, NH_4Cl , NaOH.

2. Un elev trebuie să prepare o soluție diluată de acid sulfuric, în laborator. El știe că la dizolvarea H_2SO_4 în apă se degajă o cantitate mare de căldură. Pentru aceasta, el are două posibilități:

Varianta A: toarnă apă peste acidul sulfuric concentrat.

Varianta B: toarnă acidul sulfuric concentrat peste apă, în cantități mici, amestecând ușor.

Care dintre variante este corectă? Argumentează răspunsul, ținând cont de efectul termic al procesului de dizolvare.

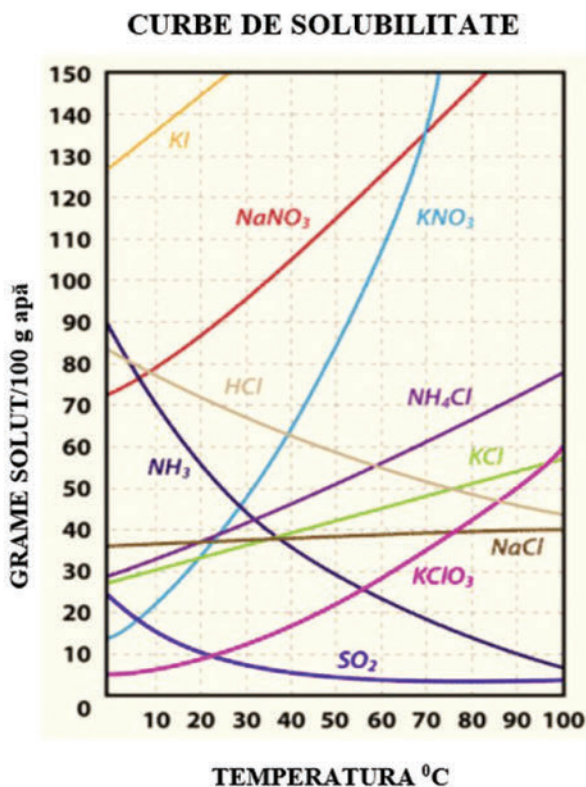
Aplică cele învățate!

1. Un elev dizolvă sare de bucătărie în apă. La început, sarea se dizolvă complet. După adăugarea repetată a unor cantități de sare, observă că o parte din sare rămâne nedizolvată pe fundul paharului.

- Ce crezi că s-a întâmplat?
- De ce nu se mai dizolvă întreaga cantitate de sare?
- Cum se numește proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un solvent?

2. Solubilitatea unei substanțe se exprimă prin coeficientul de solubilitate sau solubilitatea S , care reprezintă cantitatea maximă de solut, exprimată în grame, ce se poate dizolva în 100 g de apă la o anumită temperatură.

În graficul alăturat este prezentată variația solubilității unor substanțe, în funcție de temperatură:



Știi că?

✓ Substanțele pot fi clasificate, după solubilitatea lor în apă, la 20 °C, în:

→ substanțe ușor solubile, dacă solubilitatea este mai mare de 10 g în 100 g H_2O (ex.: NaCl, NaOH);

→ substanțe puțin solubile, dacă solubilitatea este mai mică de 1 g în 100 g H_2O [ex.: $Ca(OH)_2$, $CaSO_4$];

→ substanțe greu solubile, dacă solubilitatea este mai mică de 0,01 g în 100 g H_2O (ex.: AgCl, $BaSO_4$).



Dacă vrei să știi mai mult!

Solvenții pot fi clasificați în solvenți polari și solvenți nepolari.

Substanțele cu molecule nepolare, ca sulfura de carbon (CS_2), tetraclorura de carbon (CCl_4), benzenul (C_6H_6) sunt solvenți pentru substanțele cu structuri nepolare. De asemenea, uleiul nu se dizolvă în apă, dar se dizolvă în CS_2 . Două lichide care se dizolvă unul în celălalt se numesc lichide miscibile. Lichidele care nu formează soluții între ele se numesc nemiscibile.

a. Pe baza curbelor de solubilitate, citește valorile aproximative ale solubilității, pentru substanțele indicate, la temperaturile date, și completează, în caiet, tabelul:

Substanța	Temperatura °C	Solubilitatea în 100 g H_2O
NH_4Cl	50	
NH_4Cl	70	
NaCl	10	
NaCl	80	
HCl	20	
HCl	50	
KNO_3	50	

b. La ce temperatură au aproximativ aceeași solubilitate KNO_3 și NH_4Cl ?

c. Pe baza datelor din curbele de solubilitate, precizează cum variază solubilitatea substanțelor solide odată cu creșterea temperaturii.
Cum variază solubilitatea substanțelor gazoase în aceleași condiții?

d. Determină concentrația procentuală a soluției saturate de KNO_3 la 50 °C, știind că solubilitatea se exprimă în g solut per 100 g H_2O .

Termeni-cheie

- soluție
- solvat/solut
- solvent
- concentrația molară c_M

$$c_M = \frac{n_d}{V_s}$$

n_d – număr de mol de solvat (mol)

V_s – volumul soluției

$$n_d = \frac{m_d}{M}$$

m_d – masa de solvat (g)

M – masa molară (g/mol)

Chimia în societate

Soluțiile etalon

În laborator se prepară soluții etalon cu concentrații exacte și cunoscute (ex.: 0,1 M).

Acestea sunt folosite pentru: calibrarea aparatelor, compararea probelor analizate.

Dacă concentrația etalonului nu este corectă, toate rezultatele analizelor vor fi eronate.

În laboratoarele de analize medicale, multe determinări se bazează pe reacții chimice care au loc între proba biologică și soluții cu concentrație cunoscută. Concentrația exactă a reactivilor este esențială pentru obținerea unor rezultate corecte și reproductibile. Astfel, respectarea concentrației nu este doar o cerință tehnică, ci o condiție fundamentală pentru siguranța și corectitudinea diagnosticului medical.



5.3. Concentrația molară a unei soluții

Amintește-ți

● În anii anteriori, ai învățat că **molul** este **unitatea de măsură** pentru cantitatea de **substanță**. Un mol reprezintă cantitatea de substanță care conține $6,022 \cdot 10^{23}$ particule (atomi, molecule sau ioni).

● Ai învățat că **masa molară** se determină folosind **Tabelul periodic**.

● De asemenea, ai studiat **concentrația procentuală masică**, care reprezintă masa de substanță dizolvată (solvat/solut) în 100 g de soluție.

$$c_p = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

m_d = masa de solvat, m_s = masa de soluție

$m_s = m_d + m_{\text{apă}}$

Descoperă!

Află relația dintre numărul de mol, volumul soluției și concentrație accesând simularea Phet prin codul QR.

★ Selectează modul *Molarity* și setează unitatea în mol/L. Bifează:

✓ Show solution volume; ✓ Show solute amount.

★ Umple recipientul până la 0,5 L. Adaugă NaCl și notează valorile pentru m_d și V_s . Introdu sonda de concentrație în soluție. Notează valoarea concentrației.

Calculează numărul de mol de NaCl cu relația: $n = \frac{m}{M}$

Împarte numărul de mol la volumul de soluție: $\frac{n}{V_s}$

★ Ce rezultat ai obținut? Compară rezultatul calculat cu valoarea concentrației indicată în simulare. Cum sunt cele două valori? Care este unitatea de măsură a acestui raport?

Ai observat că?

► Valoarea obținută prin împărțirea numărului de mol la volumul soluției este egală cu valoarea concentrației indicată de simulare. Rezultă, astfel, concentrația unei soluții care depinde de numărul de mol de substanță dizolvată și de volumul soluției.

► Concentrația molară reprezintă raportul dintre numărul de mol de solut și volumul soluției,

$$c_M = \frac{n_d}{V_s} \quad \text{unde: } \rightarrow c_M - \text{concentrația molară (mol/L);}$$

$$\rightarrow n_d - \text{numărul de mol de solut (mol);}$$

$$\rightarrow V_s - \text{volumul soluției (L).}$$

► Unitatea de măsură a concentrației molare este mol/L (se notează M și se citește *molar*).

Investighează

Investighează, cu ajutorul simulării de la „Descoperă!”, relația dintre numărul de mol, volumul soluției și concentrația.



1. Variaza numărul de mol (V_s constant).

Fixează volumul la 0,5 L. Adaugă treptat solut. Notează valorile pentru n și c_M .

→ Cum se modifică concentrația când numărul de mol crește, iar volumul rămâne constant?

2. Variaza volumul soluției (n constant).

Păstrează aceeași cantitate de solut. Adaugă apă. Notează noile valori pentru V_s și c_M .

→ Cum se modifică concentrația când volumul crește?

3. Evaporă o parte din solvent.

Observă ce se întâmplă cu V_s și c_M .

→ De ce crește concentrația molară chiar dacă nu ai adăugat solut?

4. Doublează numărul de mol și volumul de soluție.

→ Ce se întâmplă cu concentrația molară?

Ce constăți?

● Atunci când numărul de mol crește, iar volumul rămâne constant, concentrația molară

● Concentrația molară este direct proporțională cu

● Când volumul de soluție crește, concentrația molară

Concentrația molară este invers proporțională cu

● La evaporarea unei cantități de solvent, concentrația, deoarece numărul de mol de solut, iar volumul soluției

● Dacă se doublează atât numărul de mol de solut, cât și volumul soluției, concentrația molară

Reține!

Concentrația molară (molaritatea) a unei soluții reprezintă **numărul de mol de substanță dizolvată într-un litru de soluție**,

$$c_M = \frac{n_d}{V_s}$$

unde:

n_d – numărul de mol de solut (mol)

V_s – volumul soluției (L)

Unitatea de măsură a c_M : $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ = molar = M

Concentrația molară este:

– **direct proporțională** cu **numărul de mol** de solut;

– **invers proporțională** cu **volumul** soluției.

Verifică dacă ai înțeles!**1.** În 250 mL soluție sodă caustică sunt dizolvate 16 g NaOH.

a. Calculează numărul de mol de NaOH.

b. Determină concentrația molară a soluției.

2. Determină concentrația molară a unei soluții de NaCl obținută prin diluarea a 250 mL soluție 3 M la un volum dublu de soluție.**Chimia și sustenabilitatea**

În industrie, concentrația soluțiilor utilizate în procesele chimice trebuie controlată cu precizie pentru a reduce consumul de materii prime și pentru a limita formarea de deșeuri.

De exemplu, în stațiile de epurare a apelor uzate, substanțele aplicate pentru neutralizarea sau precipitarea poluanților sunt utilizate la concentrații bine stabilite. O concentrație prea mare poate genera reziduuri suplimentare, iar una prea mică nu asigură eliminarea eficientă a substanțelor nocive.

În procesele industriale moderne, monitorizarea concentrației permite optimizarea reacțiilor chimice, reducerea consumului de energie și diminuarea impactului asupra mediului.

Astfel, controlul concentrației contribuie la eficiență economică și la protejarea mediului.

**Chimia în societate**

pH-ul în viața de zi cu zi

Determinarea pH-ului este importantă în multe domenii ale vieții cotidiene.

De ex.: pH-ul apei potabile este controlat pentru a asigura calitatea și siguranța acesteia. În magazine, putem găsi apă minerală sau apă alcalină, iar pe eticheta produsului este indicată valoarea pH-ului.

pH-ul este verificat și în alte produse utilizate zilnic, precum cosmeticele, șampoanele, săpunurile sau produsele de curățenie, deoarece valoarea pH-ului influențează modul în care acestea acționează asupra pielii sau asupra suprafețelor curățate.

3. Se amestecă o soluție de HCl de concentrație 0,5 M cu o soluție de HCl de concentrație 2 M pentru a obține 3 L soluție de HCl 1 M.

a. Determină raportul volumelor soluțiilor de HCl amestecate.

b. Calculează volumele soluțiilor de HCl 0,5 M, respectiv 2 M necesare obținerii celor 3 L de soluție 1 M.

Aplică cele învățate!

Legătura dintre concentrația molară și pH-ul soluțiilor

În gimnaziu, ai utilizat scala de pH pentru a stabili dacă o soluție este acidă, neutră sau bazică. În această lecție ai învățat noțiunea de concentrație molară a soluțiilor. Pentru acizii tari (HA) și bazele tari (BOH) există o legătură simplă între concentrația molară a soluției și valoarea pH-ului. Acizii tari sunt total ionizați în soluție apoasă, fapt pentru care concentrația molară este egală cu concentrația ionilor H^+ pe care o notăm 10^{-pH} . Atunci când concentrația molară a unui acid tare este exprimată sub forma unei puteri a lui 10, de tipul 10^{-n} mol/L, $10^{-pH} = 10^{-n}$, adică $pH = n$. În mod analog, pentru o bază tare care este total ionizată în soluție apoasă, având concentrația molară de forma 10^{-n} mol/L, $10^{-pOH} = 10^{-n}$, atunci $pOH = n$.

La temperatura de 25 °C, între valorile pH și pOH există relația:

$$pH + pOH = 14, \text{ adică } 10^{-pH} \cdot 10^{-pOH} = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

CALCUL RAPID AL pH-ULUI ȘI pOH-ULUI

ACID TARE

$$c = 10^{-n} \text{ mol/L} \rightarrow pH = n$$

Exemplu: 10^{-2} mol/L $\rightarrow pH = 2$

BAZĂ TARE

$$c = 10^{-n} \text{ mol/L} \rightarrow pOH = n$$

Exemplu: 10^{-3} mol/L $\rightarrow pOH = 3$

LEGĂTURA DINTRE pH ȘI pOH

$$pH + pOH = 14 \quad \leftarrow \text{(la 25 °C)}$$



1. Stabilește, împreună cu colega/colegul de bancă, dacă afirmațiile următoare sunt adevărate și corectează-le, în caiet, pe cele false.

a. pH-ul unei soluții de HCl cu concentrația 0,01 mol/L este 2.

b. O soluție de HCl cu $pH = 3$ are concentrația 10^{-3} mol/L.

c. O soluție cu $pH = 3$ are caracter bazic.

d. O soluție cu $pH = 9$ are caracter bazic.

e. Dacă pOH-ul unei soluții de NaOH este 4, atunci $pH = 10 - 4$.

f. Dacă $pH = 6$, soluția este neutră.

g. Într-o soluție cu $pH = 11$, fenolftaleina se colorează în albastru.

h. Într-o soluție acidă, turnesolul se colorează în roșu.

2. Un chimist trebuie să identifice conținutul a trei pahare etichetate A, B și C, care conțin soluții apoase de NaCl, HCl și NaOH. Pentru identificarea lor, s-au realizat două teste: măsurarea pH-ului și utilizarea hârtiei indicatoare de turnesol.

Rezultatele experimentelor sunt prezentate în tabel:

Soluția	pH	Culoarea turnesolului
A	2	roșu
B	9	albastru
C	7	violet

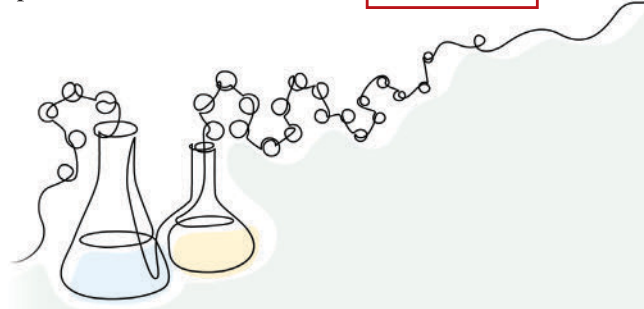
a. Identifică soluția din fiecare pahar.

b. Precizează caracterul chimic al fiecărei soluții.

c. Explică, pe scurt, cum ai ajuns la aceste concluzii.

Indicator	Culoarea indicatorului		
	Mediu acid	Mediu neutru	Mediu bazic
Fenolftaleină	incolor	incolor	roșu
Turnesol	roșu	violet	albastru
Metil oranj	roșu	portocaliu	galben

3. Verifică relația dintre numărul de mol, volumul și concentrația molară, modificând cantitățile pentru a înțelege cum funcționează. Accesează simularea prin codul QR alăturat.



5.4. Prepararea soluțiilor apoase cu anumite concentrații procentuale și molare

Amintește-ți

• Pentru a înțelege modul de preparare a soluțiilor, reamintește-ți cum se exprimă **concentrația procentuală** și **concentrația molară** a unei soluții, ce ustensile de laborator se folosesc pentru **cântărirea masei** și pentru **măsurarea volumului substanțelor**, care sunt **regulile** care trebuie respectate în **prepararea unei soluții** de o anumită concentrație.

Descoperă! Lucrează în echipă.

Pentru a prepara o soluție cu o anumită concentrație, chimistul trebuie să stabilească cantitatea de solut și cantitatea de solvent necesare, precum și ustensilele de laborator potrivite.

Vei folosi următoarele substanțe și ustensile de laborator: NaCl, soluție NaCl 0,5 mol/L, soluție NaCl 10%, pisetă cu apă distilată, balanță electronică, sticlă de ceas, spatulă, baghetă de sticlă, pahare Berzelius, cilindru gradat, balon cotat de 250 mL, pipetă, pâlnie de sticlă.

★ Analizează situațiile de mai jos și descrie etapele de lucru.

Grupa 1 – Se cere prepararea a 250 g soluție de NaCl 0,9% ($\rho = 1 \text{ g/mL}$).

Grupa 2 – Se cere prepararea a 250 mL soluție de NaCl 0,5 mol/L folosind NaCl solid.

Grupa 3 – Se cere prepararea a 250 mL soluție de NaCl 0,1 mol/L folosind soluție de NaCl de concentrație 0,5 mol/L.

Grupa 4 – Se cere prepararea a 250 mL soluție de NaCl 0,1 mol/L folosind o soluție de NaCl 10% ($\rho = 1 \text{ g/mL}$).

Ai observat că?

► Pentru prepararea unei soluții cu o anumită concentrație este necesar să se determine cantitatea de solut și cantitatea de solvent sau volumul final al soluției. În funcție de tipul de concentrație, modul de lucru este diferit:

- la concentrația procentuală masică, se stabilesc masele de solut și de solvent care trebuie cântărite; ● la concentrația molară, se calculează cantitatea de solut care se dizolvă în apă, iar soluția se completează cu apă distilată până la volumul final, într-un balon cotat.
- Etapele preparării unei soluții de concentrație procentuală masică:
 - notarea datelor cunoscute;
 - calcularea maselor de solut și solvent necesare;
 - alegerea ustensilelor de laborator;
 - cântărirea masei de solut;
 - măsurarea volumului de apă;
 - dizolvarea solutului în apă și omogenizarea soluției.
- Etapele preparării unei soluții de concentrație molară:
 - notarea datelor cunoscute;
 - calcularea cantității de solut necesară;
 - cântărirea masei de solut;
 - alegerea balonului cotat de capacitatea cerută și a celorlalte ustensile;

Termeni-cheie

- soluție apoasă
- concentrație procentuală masică

$$c_p = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

- concentrație molară (c_M)

$$c_M = \frac{n_d}{V_s}$$

n – număr de mol (g/mol)

$$n = \frac{m}{M}$$

M – masa molară (g/mol)

- diluție
- balon cotat
- omogenizarea soluției



Chimia în societate

De la apa mărilor la serul fiziologic

Serul fiziologic, utilizat frecvent în medicină pentru perfuzii, hidratarea organismului sau curățarea rănilor, este o soluție de clorură de sodiu cu concentrația de aproximativ 0,9%. Această concentrație este apropiată de salinitatea lichidelor din organismul uman, motiv pentru care soluția este bine tolerată de corp.

Apa mărilor și oceanelor este o soluție naturală complexă, care conține numeroase săruri dizolvate, în special clorură de sodiu.

Salinitatea nu este aceeași peste tot:

- Marea Neagră: aproximativ 1,7–1,8%, deoarece primește cantități mari de apă dulce din râuri, precum Dunărea;
- Oceanele: aproximativ 3,5%, valoarea medie a salinității;
- Marea Roșie: aproximativ 4%, deoarece evaporarea apei este intensă, iar aportul de apă dulce este redus.

Diferențele de salinitate influențează densitatea apei, circulația curenților marini și organismele care pot trăi în aceste ecosisteme.

- introducerea solutului în balonul cotate;
- omogenizarea soluției din balonul cotate și completarea cu apă distilată până la semn;
- când e aproape de semn, se adaugă apă cu grijă, pentru a nu depăși nivelul.

Fereastra de laborator!

Lucrează în echipă și comunică! Atenție!

Respectă normele de protecție a muncii în laboratorul de chimie!

Vei folosi următorii reactivi și următoarele ustensile de laborator: NaCl, soluție de NaCl 10%, pisetă cu apă distilată, spatulă, baghetă de sticlă, cilindru gradat, balanță electronică, sticlă de ceas, pahar Berzelius, balon cotate de 250 mL, pipetă gradată de 5 mL, pâlnie de sticlă, ochelari de protecție, mănuși.

Denumire experiment: Prepararea unor soluții cu concentrații procentuale și molare

Ce ai de făcut?

Sarcinile echipelor

Echipa 1: Prepară 250 mL soluție de NaCl 0,9% ($\rho = 1 \text{ g/mL}$).

Echipa 2: Prepară 250 mL soluție de NaCl 0,5 mol/L.

Echipa 3: Prepară 250 mL soluție de NaCl 0,1 mol/L, având la dispoziție o soluție de NaCl 0,5 M.

Echipa 4: Prepară 250 mL soluție de NaCl 0,9% ($\rho = 1 \text{ g/mL}$), având la dispoziție o soluție de NaCl 10%.

Ce constatăi?

● Prepararea soluțiilor cu diferite tipuri de concentrație presupune efectuarea unor etape de lucru specifice.

● Pentru concentrația procentuală se determină masa și masa sau volumul necesare.

● Pentru concentrația se calculează cantitatea de solut, care se dizolvă într-un anumit volum de solvent, iar soluția se completează până la volumul final într-un balon cotate.

● În cazul preparării prin diluție, se pornește de la o soluție mai, care se cu apă până la concentrația dorită.

● Prepararea corectă a unei soluții necesită măsurarea sau cântărirea a substanțelor și soluției.

Reține!

La prepararea unei soluții se respectă câteva etape esențiale:

- efectuarea calculelor necesare;
- alegerea ustensilelor de laborator;

- cântărirea maselor sau măsurarea volumelor substanțelor;
- dizolvarea solutului și omogenizarea soluției;
- în cazul concentrației molare, se realizează completarea cu apă distilată până la semn; când e aproape de semn, se adaugă apă cu grijă, pentru a nu depăși nivelul.

O soluție mai diluată poate fi obținută prin **diluarea unei soluții mai concentrate**.

Verifică dacă ai înțeles!

1. Prin ce se deosebește prepararea unei soluții de concentrație procentuală de prepararea unei soluții de concentrație molară?
2. De ce este importantă măsurarea exactă a masei și a volumului la prepararea soluțiilor?
3. În ce situații se utilizează metoda diluției pentru prepararea unei soluții?

Aplică cele învățate!

Un cercetător dorește să prepare în laborator o soluție care să reproducă salinitatea mărilor și apoi să studieze cum se modifică ea prin diluție și concentrare.

- a. Determină masa de NaCl necesară pentru prepararea a 500 g soluție de salinitate 3,5%.
- b. Determină masa de apă utilizată.
- c. Calculează concentrația molară a soluției obținute, considerând că densitatea soluției $\rho = 1 \text{ g/mL}$.
- d. Din soluția obținută se prelevează o probă de 100 mL, care se diluează cu apă distilată până la 250 mL. Precizează cum se modifică concentrația soluției și calculează concentrația molară a soluției diluate obținute.
- e. O altă probă de 200 g din soluția inițială este încălzită până când se evaporă 50 g de apă. Precizează cum se modifică concentrația procentuală a soluției și calculează concentrația procentuală a soluției rezultate, după evaporarea solventului.
- f. Compară cele trei situații: soluția inițială, soluția diluată și soluția concentrată prin evaporare. Precizează în care dintre ele concentrația procentuală este cea mai mare, respectiv concentrația molară este cea mai mică.

1. Un laborator de produse de curățenie pregătește o soluție de hidroxid de sodiu (NaOH) folosită la fabricarea detergenților industriali. În depozit, există două tipuri de soluții de NaOH: o soluție cu concentrația de 20% și o soluție cu concentrația de 50%. Tehnicianul trebuie să pregătească 50 kg de soluție de NaOH cu concentrația de 30%, amestecând cele două soluții disponibile. Ce cantități din soluția de 20% și din soluția de 50% trebuie amestecate pentru a obține 50 kg de soluție de NaOH de 30%?

Rezolvare:

$$c_1 = 20\%$$

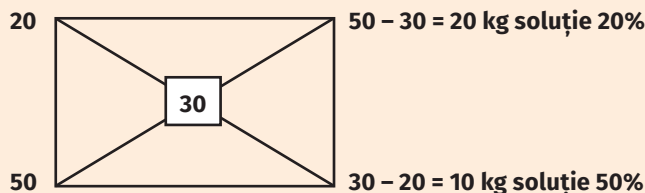
$$c_2 = 50\%$$

$$c_{\text{final}} = 30\%$$

$$m_{\text{soluție finală}} = 50 \text{ kg}$$

$$m_{s_1} = ?, m_{s_2} = ?$$

1. Regula dreptunghiului



$$50 - 30 = 20 \text{ kg soluție } 50\% \quad 30 - 20 = 10 \text{ kg soluție } 20\%$$

Nu uita: se scad pe diagonală valorile concentrațiilor (numerele mici din numerele mari) și se obține un număr de kg pentru fiecare soluție:

Se scrie raportul dintre masele soluțiilor inițiale.

$$\frac{m_{s_1}}{m_{s_2}} = \frac{20}{10} \rightarrow \frac{m_{s_1}}{m_{s_2}} = \frac{2}{1}$$

Se calculează m_{s_1} și m_{s_2} .

$$m_{s_1} + m_{s_2} = 50 \text{ kg}$$

$$\frac{m_{s_1}}{m_{s_2}} = 1$$

$$m_{s_1} = 33,33 \text{ kg}$$

$$m_{s_2} = 16,67 \text{ kg}$$

2. Metoda algebrică

$$c_1 = 20\%$$

$$c_2 = 60\%$$

$$c_{\text{final}} = 30\%$$

$$m_{\text{soluție finală}} = 50 \text{ kg}$$

$$m_{s_1} = ?, m_{s_2} = ?$$

$$c_{\text{final}} = \frac{m_{d_1} + m_{d_2}}{m_{s \text{ final}}} \cdot 100$$

Notez: x = masa de soluție 20% (kg)

y = masa de soluție 50% (kg)

$$m_s = x + y \rightarrow x + y = 50 \text{ kg}$$

Se calculează m_d din soluția finală

$$30 = \frac{m_d}{50} \cdot 100$$

$$m_{d_1} = \frac{c_1 \cdot m_{s_1}}{100} = \frac{20 \cdot m_{s_1}}{100} = 0,2 \cdot m_{s_1} \text{ kg NaOH} = 0,2x \text{ kg NaOH}$$

$$m_{d_2} = \frac{c_2 \cdot m_{s_2}}{100} = \frac{50 \cdot m_{s_2}}{100} = 0,5 m_{s_2} \text{ kg NaOH} = 0,5y \text{ kg NaOH}$$

$$\frac{30}{100} \cdot m_{s \text{ final}} \rightarrow \frac{30}{100} \cdot 50 = 15 \text{ kg NaOH}$$

Scriu cele două ecuații algebrice cu două necunoscute și calculează masele soluțiilor inițiale m_{s_1} și m_{s_2} .

$$0,2x + 0,5y = 15 \text{ kg}$$

$$x + y = 50 \text{ kg} \rightarrow x = 50 - y$$

$$0,2(50 - y) + 0,5y = 15$$

$$10 - 0,2y + 0,5y = 15$$

$$0,3y = 5 \rightarrow y = 16,67 \text{ kg soluție NaOH } 50\%$$

$$x = 50 - y \rightarrow x = 33,33 \text{ kg soluție NaOH } 20\%$$

2. Se urmărește prepararea a 250 mL soluție HCl cu $\text{pH} = 2$.
- Ce concentrație molară are soluția?
 - Ce volum dintr-o soluție HCl 1 M trebuie utilizat?
 - Explică cum se procedează pentru prepararea soluției.

Rezolvare:

a. $\text{pH} = 2$ HCl fiind acid tare $\rightarrow c_M = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$
 $c_{M_1} = 10^{-2} \text{ mol/L}$

b. $c_{M_1} = 10^{-2} \text{ mol/L}$
 $V_{s_1} = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$

$$c_M = \frac{n_d}{V_s} \rightarrow 10^{-2} = \frac{n_d}{0,25}$$

$$n_{d_1} = 0,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol HCl} = n_{d_2}$$

$$1 = \frac{0,25 \cdot 10^{-2}}{V_{s_2}}$$

$$V_{s_2} = 0,25 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}; V_{s_2} = 2,5 \text{ mL}$$

De asemenea, se poate aplica relația $c_{M_1} \cdot V_{s_1} = c_{M_2} \cdot V_{s_2}$

- c. Trebuie să prepar 250 mL soluție de HCl cu $\text{pH} = 2$ având la dispoziție 2,5 mL soluție HCl de concentrație 1 M, pipetă cu apă distilată, balon cotelat de 250 mL, pipetă gradată de 5 mL.
- Măsur cu pipeta gradată un volum de 2,5 mL soluție de HCl de concentrație 1 M pe care îl introduc în balonul cotelat. (**Atenție!** Volumul corect se măsoară prin diferență!) Adaug apă distilată până la semnul balonului cotelat. **Observație:** Când ești aproape de semnul balonului cotelat, adaugă apă având grijă să nu depășești semnul.

3. Într-un laborator alimentar se pregătesc soluții de clorură de potasiu (KCl) folosite ca înlocuitor de sare în anumite produse dietetice. Se știe că, la 20°C , coeficientul de solubilitate pentru KCl este de 34 g la 100 g apă.

- Laborantul vrea să prepare o soluție folosind 300 g de apă. Determină masa maximă de KCl care se poate dizolva la 20°C .
- Într-un alt recipient se adaugă 200 g KCl în 250 g apă la 20°C . Stabililește:
 - dacă soluția obținută este saturată sau nesaturată;
 - ce cantitate de KCl rămâne nedizolvată.

Rezolvare:

a. $20^\circ\text{C}, S = 34 \text{ g KCl}/100 \text{ g apă}$
 $m_{\text{dizolvant}} = 300 \text{ g}$

b. $m_{\text{max}} = ? \text{ g KCl}$

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g apă} \rightarrow 34 \text{ g KCl} \\ 300 \text{ g apă} \rightarrow x \text{ g KCl} \end{array} \quad x = \frac{300 \cdot 34}{100} = 102 \text{ g KCl}$$

tipul soluției = ?
 $m_{\text{nedizolvată}} = ?$

La 20°C , $S = 34 \text{ g KCl}/100 \text{ g apă}$, calculez masa de KCl dizolvată în 250 g apă:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g apă} \rightarrow 34 \text{ g KCl} \\ 250 \text{ g apă} \rightarrow y \text{ g KCl} \end{array} \quad y = \frac{250 \cdot 34}{100} = 85 \text{ g KCl}$$

Stabilesc tipul soluției.

S-au adăugat 200 g KCl, dar se pot dizolva doar 85 g, soluția este saturată.

$$m_{\text{KCl nedizolvată}} = 200 - 85 = 115 \text{ g KCl}$$

Soluția este saturată, excesul rămâne nedizolvat.

1. Stabilește care dintre afirmațiile următoare sunt adevărate și care sunt false.

- Clorura de sodiu se dizolvă în apă.
- Într-o soluție care conține 70% alcool etilic și 30% apă, apa este solventul.
- La dizolvarea endotermă, temperatura soluției scade.
- Concentrația procentuală reprezintă masa de solvat dizolvată în 100 g apă.
- Solubilitatea unei substanțe solide în apă crește cu creșterea temperaturii.

2. Două soluții cu volumul de câte 1 L conțin: prima $\rightarrow$ 0,5 mol solut, iar a doua $\rightarrow$ 1 mol. Care soluție este mai concentrată? De câte ori?

3. Ce se întâmplă cu concentrația unei soluții dacă:

- se dublează volumul prin adăugare de apă?
- se evaporă jumătate din volum?

4. Coeficientul de solubilitate al cloratului de potasiu (KClO_3) la temperatura de 20°C este 10 g substanță dizolvată în 100 g apă.

- Ce masă de KClO_3 se poate dizolva în 300 g apă la această temperatură pentru a obține o soluție saturată?
- Care este masa soluției saturate obținute?

5. Hidroxidul de sodiu (soda caustică) se utilizează ca aditiv alimentar (E524) pentru reglarea acidității produselor de panificație. Se amestecă 400 mL soluție NaOH de concentrație 0,6 M cu 600 mL soluție de NaOH de concentrație 1,4 M. Determină concentrația molară a soluției obținute.

6. Referitor la o soluție de hidroxid de sodiu cu masa de 200 g și concentrația procentuală 10%, sunt adevărate afirmațiile:

- soluția conține 180 g apă;
- soluția conține 5 mol NaOH ;
- își dublează concentrația procentuală masică prin evaporarea a 30 g apă;
- prin adăugarea a 200 g apă, concentrația scade de 2 ori;
- colorează în roșu fenolftaleina.

7. Completează tabelul de mai jos, în caiet, pentru soluții apoase de acizi și baze:

$[\text{H}^+]$ mol/L	$[\text{HO}^-]$ mol/L	pH	pOH	Caracter soluție	Culoare turnesol	Exemple de soluții
1						
		3				
	10^{-3}					
		12				
				Neutru		

8. Un fermier dorește să aleagă culturile potrivite pentru terenul său. El măsoară pH-ul solului și consultă tabelul de mai jos, în care se găsesc valorile pH-ului la care se dezvoltă diferite plante. Analizează tabelul și răspunde la întrebări.

- Ce tip de sol preferă citricele: acid, neutru sau bazic?
- Fermierul măsoară pH-ul solului și obține valoarea 5. Ce tip de sol este acesta? Care dintre culturile din tabel ar putea fi cultivate în acest sol fără a modifica pH-ul?
- Care dintre culturile din tabel se dezvoltă în soluri acide?
- Dacă un sol este prea acid pentru cultura dorită, ce substanță ar putea fi adăugată pentru a reduce aciditatea solului?
- Un sol are $\text{pH} = 8$. Ce cultură din tabel s-ar putea dezvolta bine în acest sol?

cultură	pH
citrice	5-7
mere	4,8
varză	6,5
lavandă	7,5-8
cartofi	5,5
grâu	5,5
fasole	6
lucernă	7-8



9. Ce volum de soluție de HCl 0,5 M va fi necesar în reacția cu 22,4 g KOH , astfel încât soluția finală obținută să aibă $\text{pH} = 7$?

10. Determină raportul volumelor în care trebuie să se amestece două soluții de H_2SO_4 , de concentrații molare 0,5, respectiv 2 mol/L, pentru a obține o soluție de concentrație 1,2 mol/L. Care sunt volumele de soluții de acid sulfuric necesare preparării a 30 L soluție de concentrație 1,2 mol/L?

Subiect	Punctaj
I. Pentru următoarele afirmații alege un singur răspuns corect. 1. Factorul care nu influențează viteza dizolvării unui solid în apă este: a. agitarea; b. temperatura; c. mărunțirea substanței; d. culoarea substanței. 2. O soluție cu pH = 3 are caracter: a. bazic; b. neutru; c. acid; d. oxidant. 3. Dacă într-un pahar cu apă adăugăm sare până când aceasta nu se mai dizolvă, soluția devine: a. diluată; b. saturată; c. nesaturată; d. concentrată. 4. Într-o soluție apoasă, substanța dizolvată se numește: a. solvent; b. solut; c. suspensie; d. precipitat. 5. Dizolvarea unei substanțe în apă este exotermă atunci când: a. soluția se răcește; c. se eliberează căldură în mediul înconjurător; b. temperatura soluției scade; d. solventul se evaporă. 6. O soluție care conține 117 g NaCl în 4 L soluție are concentrația: a. 0,5 M; b. 1 M; c. 2 M; d. 10 M. <i>Mase atomice:</i> Na – 23, Cl – 35,5	6x5p=30p
II. Stabilește, pentru fiecare enunț de mai jos, dacă este adevărat sau fals: 1. În timpul unei dizolvări endoterme soluția se încălzește. 2. Concentrația molară reprezintă numărul de mol de solut conținut într-un litru de soluție. 3. Într-o soluție cu pH = 11, turnesolul are culoarea roșie. 4. NaOH este solubilă în apă. 5. Substanța dizolvată într-o soluție se numește solut.	5x4p=20p
III. Într-o după-amiază călduroasă, Andrei se lovește la gleznă în timp ce joacă fotbal. Pentru a reduce durerea, activează o pungă de gheață instant. În interiorul acesteia se află azotat de amoniu solid, care se dizolvă în apă în momentul activării. Pentru un experiment la ora de chimie, Andrei dizolvă 8 g de NH_4NO_3 în apă și obține 250 mL soluție. 1. Calculează numărul de mol de azotat de amoniu dizolvat. 2. Calculează concentrația molară a soluției obținute. 3. Explică, pe baza efectului termic al dizolvării, de ce punga de gheață instant produce răciră zonei lovite. 4. Precizează dacă procesul de dizolvare este endoterm sau exoterm. 5. Etapele de lucru pentru prepararea soluției sunt prezentate mai jos, dar nu sunt în ordinea corectă. Numerotează, în caiet, etapele în ordinea corectă a preparării soluției. ☐ Cu ajutorul unei pâlnii se transferă soluția în balonul cotate și se completează cu apă distilată până la semn. ☐ Pe o sticlă de ceas se cântărește masa calculată de NH_4NO_3. ☐ Se transferă cantitativ substanța într-un pahar de laborator, spălând sticla de ceas cu apă distilată. ☐ Se mai adaugă o cantitate mică de apă distilată și se agită până la dizolvarea completă a substanței. ☐ Se omogenizează soluția. <i>Mase atomice:</i> H – 1, N – 14, O – 16	1. 8p 2. 8p 3. 8p 4. 6p 5. 10p 40p
Punctaj din oficiu	10p
TOTAL	100p

Toate subiectele sunt obligatorii.

Timp de lucru: 50 de minute.

1. PROIECT – „Soluții chimice în toată lumea”

Argument – Soluțiile chimice sunt prezente peste tot în natură și în viața de zi cu zi a oamenilor. De la apa oceanelor, care reprezintă o soluție salină uriașă, până la soluțiile utilizate în medicină, alimentație și industrie, acestea au un rol esențial în desfășurarea vieții pe Pământ.

Sarcina de lucru – Organizați-vă în grupe omogene, numărând de la 1 la 5. Într-o grupă vor fi elevi cu același număr. Fiecare grupă va stabili un titlu pentru proiectul său, va desemna un coordonator al grupei și doi reprezentanți pentru susținerea proiectului în fața clasei după realizarea lui.

Probleme de urmărit:

- definiția soluțiilor chimice; ● tipurile de soluții; ● utilizarea soluțiilor chimice în medicină, alimentație, industrie și viața cotidiană; ● exemple de soluții din natură, din diferite zone ale lumii, precum Oceanul Planetar și Marea Moartă; ● impactul social, cultural și ecologic al unei soluții.

Surse de documentare:

- Manualul de chimie; ● Caietul de notițe; ● Site-uri educaționale de chimie și știință.

Modalități de realizare:

- Prezentări PowerPoint; ● Carduri în care să prezinți țara, soluția și utilizarea soluției; ● Eseuri; ● Narațiune digitală (digital storytelling).

Termen de realizare: două săptămâni.

Autoevaluare

Am explicat bine rolul soluțiilor și al concentrațiilor acestora?	DA/NU
Am selectat informații relevante despre soluții din toată lumea?	DA/NU
Proiectul este bine structurat?	DA/NU

2. FIȘĂ INVESTIGATIVĂ

Efectele ploilor acide asupra solului, vegetației și construcțiilor

Scop: Înțelegerea efectelor ploilor acide asupra mediului printr-o simulare experimentală

Sarcini de lucru:

- Explică în câteva rânduri cum se formează ploile acide menționând gazele poluante din atmosferă care contribuie la acest fenomen.
- Realizează o simulare simplă a efectului ploilor acide asupra materialelor calcaroase:
 - utilizează coajă de ou și oțet sau suc de lămâie;
 - descrie observațiile experimentale;
 - scrie ecuația reacției chimice dintre carbonatul de calciu și acid.
- Prezintă două exemple de efecte ale ploilor acide asupra mediului.
- Scrie o concluzie. Poți include: imagini sau desene sugestive, o concluzie scurtă (2-3 propoziții) despre impactul ploilor acide asupra mediului sau un mesaj personal de protecție a mediului.

Evaluare

Se vor puncta: documentarea corectă, selectarea informațiilor relevante, coerența și corectitudinea explicațiilor, utilizarea termenilor chimici și originalitatea. Tot ceea ce ai creat vei păstra în portofoliul personal!

Narațiunea digitală

(digital storytelling) este o metodă modernă de a construi povești digitale folosind instrumente multimedia (imagini, sunet, video, text) pentru a crea o experiență interactivă și imersivă.

Grilă de autoevaluare

✓ Bifează răspunsul ținând cont de propriile rezultate ale învățării. Fii responsabil!

Criterii	Nu știu	Știu câte ceva	Știu, mă descurc	Știu, pot explica și altora
Pot identifica domeniile de utilizare a unor soluții în contexte cotidiene, având în vedere proprietățile acestora.				
Pot formula corect concluzii în urma rezultatelor experimentale sau a unei simulări investigative în care sunt implicate soluții, în limbajul specific.				
Pot utiliza corect relațiile matematice în rezolvarea unor probleme de calcul referitoare la concentrația molară, coeficientul de solubilitate, pH-ul soluțiilor apoase de acizi și baze tari.				

6

STAREA GAZOASĂ

Chimia este realitate...

Într-o dimineață răcoroasă de toamnă, Andrei observă că aerul expirat formează, pentru câteva clipe, un nor albicios care dispare rapid. Mai târziu, deschide o sticlă cu suc carbogazos și aude un șuierat scurt: gazul din interior fusese comprimat și se eliberează imediat. Seara, acasă, capacul unei oale începe să vibreze atunci când apa fierbe, împins de vaporii formați la temperatură ridicată. Își amintește și de o excursie la munte, unde a aflat că presiunea aerului scade odată cu altitudinea, chiar dacă aerul pare același.

În toate aceste situații apare același fenomen: un gaz care ocupă un spațiu poate fi comprimat și exercită presiune asupra mediului în care se află. Deși de cele mai multe ori nu pot fi observate direct, efectele sale sunt evidente în viața de zi cu zi. Observând aceste exemple, Andrei începe să se întrebe: Cum știm că gazele există dacă nu le vedem? De ce își schimbă volumul atunci când temperatura variază? Există legi care explică relația dintre presiunea, volumul și temperatura gazelor?

Pentru a înțelege comportamentul gazelor, va trebui să investighezi!

Întrebare de investigat:

- Cum poate fi descris comportamentul gazelor printr-o simplă ecuație?

Lecții:

6.1. Caracterizarea stării gazoase. Parametri de stare

6.2. Ecuația de stare a gazului ideal



6.1. Caracterizarea stării gazoase.

Parametri de stare

Amintește-ți

● **Substanțele chimice** pot exista în **patru stări de agregare**: solidă, lichidă, gazoasă și plasmă, în funcție de **temperatură** și **presiune**.

● În **condiții obișnuite**, multe **substanțe** cu **mase moleculare mici** se află în **stare gazoasă**, ca *de ex.*: molecule diatomice: H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , HCl , HF ; gaze rare: He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn ; unele molecule poliatomice: CH_4 , NH_3 , H_2S ; unii oxizi: CO , CO_2 , SO_2 , NO .

● Într-un mol de substanță se află $6,022 \cdot 10^{23}$ molecule (numărul lui Avogadro).

● Cantitatea de substanță se notează cu **n** și se exprimă în **mol**.

$$n = \frac{m}{M}, \text{ unde } m - \text{ masa substanței și } M - \text{ masa molară a substanței}$$

$$n = \frac{N}{N_A}, \text{ unde } N \text{ este numărul de molecule și } N_A \text{ este numărul lui Avogadro}$$

Descoperă!

Privește următoarele situații din viața de zi cu zi, ilustrate în imaginile din *fig. 1*.

- ★ Ce se întâmplă dacă împingi pistonul seringii?
- ★ Dacă deschizi dopul sticlei cu suc carbogazos, ce auzi?
- ★ Ce se observă cu gazul care este eliberat din tubul de spray? De ce?

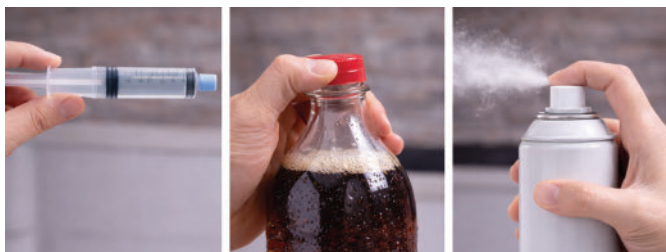


Fig. 1 – Gaze în diferite situații cotidiene

Ai observat că?

► În imaginea cu seringă, aerul din interior poate fi comprimat atunci când apăsăm pistonul.

► În imaginea cu sticla de suc carbogazos, sunetul auzit la deschidere arată că gazul se destinde după ce a exercitat o presiune asupra pereților recipientului.

► În imaginea cu sprayul, gazul eliberat se împrăștie în întreaga încăpere.

Investighează

Accesează simularea „Proprietățile gazelor” prin codul QR alăturat.

Sarcini de lucru:

- Menține cantitatea de gaz constantă.
- Menține presiunea constantă. Modifică temperatura și observă ce se întâmplă cu volumul gazului. Ce relație observi între temperatură și volumul gazului?



Termeni-cheie

- parametri de stare
- scară Kelvin
- gaz ideal/perfect

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{constant}$$

Chimia în societate

Gazele sunt esențiale pentru viață și activitățile umane. Oxigenul susține respirația, iar dioxidul de carbon intervine în procese biologice și climatice. Ele sunt utilizate în medicină, industrie și transport.

Excesul de CO_2 și metan intensifică efectul de seră, de aceea este necesară utilizarea responsabilă a gazelor.

Știi că?

✓ Punctele de referință pe scara Celsius au fost alese astfel: punctul de topire al gheții (p.t. = $0^\circ C$), respectiv punctul de fierbere al apei (p.f. = $100^\circ C$).

Chimia și sustenabilitatea

Gazele influențează mediul: CO_2 și metanul contribuie la efectul de seră și la creșterea temperaturii globale.

Studiul lor permite reducerea poluării, prin monitorizarea emisiilor, utilizarea combustibililor mai puțin poluanți, captarea CO_2 și dezvoltarea energiei regenerabile.

Înțelegerea comportării gazelor este esențială pentru protejarea mediului și utilizarea responsabilă a resurselor. Dioxidul de carbon, metanul și alți compuși gazoși contribuie la efectul de seră. Creșterea concentrației lor în atmosferă influențează temperatura globală. Studiul proprietăților gazelor permite monitorizarea emisiilor, optimizarea proceselor industriale și reducerea poluării.

→ Menține volumul gazului constant. Modifică temperatura și observă ce se întâmplă cu presiunea. Ce relație observi între temperatură și presiunea gazului?

→ Menține temperatura constantă. Modifică volumul recipientului.

→ Cum se modifică presiunea? Ce relație observi între presiunea exercitată și volumul gazului?

→ Formulează o concluzie generală despre relația dintre p , V și T .

Ce constăți?

● Menținând cantitatea de gaz constantă ($n = \text{const.}$), completează, în caiet, relațiile observate în simulare:

Dacă temperatura este constantă, atunci relația dintre presiune și volum este:

Dacă volumul este constant, atunci relația dintre presiune și temperatură este:

Dacă presiunea este constantă, atunci relația dintre volum și temperatură este:

Cum explici?

⇒ Analizând experimentul, observi că modificarea temperaturii determină modificarea volumului gazului. Când temperatura crește, volumul gazului se mărește. Când temperatura scade, volumul gazului se micșorează. Prin urmare, volumul unui gaz depinde de temperatură. Această observație se explică prin faptul că atunci când temperatura crește, particulele gazului se mișcă mai rapid, mișcarea particulelor amplificându-se. Ele lovesc mai des și mai puternic pereții recipientului. Știi de la fizică faptul că forța exercitată de particulele gazoase asupra pereților vasului în care sunt puse se numește presiune.

⇒ Între moleculele de gaz, forțele de coeziune sunt slabe și ele scad foarte repede odată cu distanța. Ele se manifestă în momentul ciocnirii dintre două molecule și devin neglijabile pe măsură ce moleculele gazului se îndepărtează. Moleculele unui gaz se mișcă dezordonat.

⇒ Un gaz este caracterizat prin trei mărimi fizice fundamentale, numite parametri de stare: presiunea, volumul, temperatura.

⇒ Temperatura este mărimea fizică ce măsoară starea de încălzire a unui corp.

⇒ Se utilizează frecvent două scări de temperatură: scara Celsius, folosită în practică, și scara Kelvin, în SI (Sistemul Internațional de Unități).

⇒ Legătura dintre cele două scări termometrice este dată de relația: $T \text{ (K)} = 273 + t \text{ (}^\circ\text{C)}$

⇒ Prin urmare, comportamentul gazelor poate fi descris prin relația dintre presiune, volum și temperatură, astfel încât:

$$\frac{pV}{T} = \text{constant}$$

Reține!

Gazele sunt alcătuite din particule aflate în mișcare continuă. Ele nu au formă și volum propriu, ci ocupă întreg spațiul disponibil.

Se amestecă în orice proporție.

Difuzează unele în altele.

Se pot comprima ușor.

Exercită o presiune asupra pereților vasului în care sunt introduse.

Volumul unui gaz depinde de presiune și temperatură.

Starea unui gaz este caracterizată prin mărimile măsurabile, adică parametri de stare: presiunea (p), volumul (V), temperatura (T).

Relația dintre parametri de stare: $\frac{pV}{T} = \text{constant}$

Dacă unul dintre parametri se modifică, cel puțin unul dintre ceilalți se schimbă.

Verifică dacă ai înțeles!

1. Transformă în Kelvin:

a. $27^\circ\text{C} = \dots\dots\dots \text{K}$

b. $-23^\circ\text{C} = \dots\dots\dots \text{K}$

2. Corelează mărimea fizică cu unitatea de măsură corespunzătoare:

Presiune —

Temperatură —

Volum —

(unități: K, Pa, m^3)

Aplică cele învățate!

Completează spațiile libere din tabel, în caiet, știind că unul dintre parametri de stare T , V , p rămâne constant, conform modelului dat:

Parametri de stare	Dependența dintre parametri variabili	Concluzie
$T = \text{ct}$	$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$, $p \cdot V = \text{ct}$	La $T = \text{constantă}$, presiunea exercitată de o masă de gaz este invers proporțională cu volumul pe care acesta îl ocupă.
$V = \text{ct}$		
$p = \text{ct}$		

6.2. Ecuația de stare a gazului ideal

Amintește-ți

● **Starea unui gaz** este caracterizată prin **trei parametri: presiune (p), volum (V) și temperatură (T)**. Între acești parametri există o **relație de interdependență**: dacă unul se modifică, cel puțin unul dintre ceilalți se schimbă. Relația generală studiată arată că raportul dintre produsul $p \cdot V$ și temperatura absolută rămâne constant pentru o anumită cantitate de gaz. În **calcule**, **temperatura absolută** se exprimă în **Kelvin**.

Descoperă!

Analizează imaginea din *fig. 1*, în care sunt prezentate două seringi identice, cu piston mobil, închise la vârf și umplute cu aer, apoi răspunde la următoarele întrebări:

★ Care seringă conține o cantitate mai mare de aer?

★ Ce observi despre volumul ocupat de gaz în cele două seringi?

★ Dacă volumele sunt egale, ce crezi că trebuie făcut pentru a menține pistonul în aceeași poziție în seringă care conține mai mult aer?

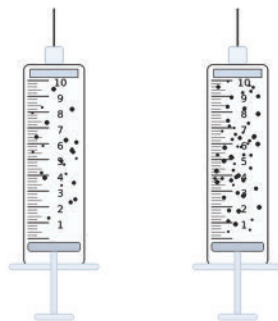


Fig. 1 – Seringi identice

Ai observat că?

► Pentru a menține același volum, trebuie să exercităm o presiune mai mare asupra pistonului seringii care conține o cantitate mai mare de aer. Așadar, starea unui gaz depinde și de cantitatea de substanță, nu doar de presiune, volum și temperatură.

Investighează

Se dau trei seringi identice, închise la vârf, cu piston mobil, reprezentate în *fig. 2* de mai jos.

● Seringa A conține 1 unitate de aer.

● Seringa B conține 2 unități de aer.

● Seringa C conține 3 unități de aer.

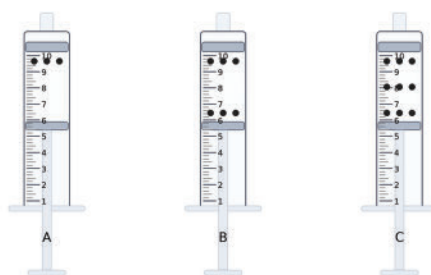


Fig. 2 – Seringi identice

→ Temperatura este aceeași pentru toate, iar pistonul este fixat astfel încât volumul să fie același.

→ Ce este identic la cele trei seringi?

→ Ce diferă între ele?

→ Dacă pistonul ar fi fost eliberat, în care seringă crezi că ar fi împins mai puternic?

→ În care seringă au loc mai multe ciocniri ale particulelor cu pereții?

→ Cum crezi că este presiunea în fiecare caz?

Termeni-cheie

- condiții normale de temperatură și presiune
- ecuația de stare a gazului ideal

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

În condiții normale:

$$n = \frac{V}{V_m^0}$$

$$V_m^0 = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

(volumul molar)

Chimia în societate

Gazele sub presiune în viața de zi cu zi

Gazele se găsesc în multe situații din viața de zi cu zi, în recipiente închise precum butelii, anvelope, sprayuri, rezervoare sau instalații tehnice. Comportarea lor este descrisă de ecuația de stare a gazului ideal. Atunci când temperatura crește, presiunea gazului dintr-un recipient închis poate crește, motiv pentru care aceste recipiente trebuie ferite de surse de căldură și manipulate cu atenție. Relațiile dintre presiune, volum și temperatură sunt importante în domenii precum meteorologia, medicina, industria și transportul, iar exemplele includ stațiile meteo, buteliile de oxigen și pompele de aer. Înțelegerea comportării gazelor ajută la utilizarea lor sigură și eficientă.

Aplicație integrată

Realizează un „Ghid de bune practici” privind manipularea și depozitarea buteliilor cu gaz.

Ghidul trebuie să includă:

- minimum patru măsuri de siguranță;
- explicația științifică a fiecărei măsuri, folosind relația dintre presiune, volum și temperatură;
- un exemplu concret din viața reală (laborator, spital, gospodărie).

Ce constatăi?

● Cele trei seringi sunt, au același și aceeași

● Pistoanele celor trei seringi sunt poziționate la același, deci volumul gazului este în toate cele trei cazuri.

● Numărul de puncte (molecule) din interiorul seringilor este diferit, ceea ce arată că de gaz este diferită.

● Seringa A conține particule, seringă B conține particule, iar seringă C conține particule.

● În același volum, cu cât numărul particulelor este mai, cu atât ciocnirile cu pereții seringii sunt mai

● Presiunea exercitată de gaz este cea mai în seringă A și cea mai în seringă C.

● La volum constant, dacă numărul de particule crește, atunci și gazului crește.

Cum explici?

⇒ Se știe deja că pentru aceeași cantitate de gaz:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{constant}$$

⇒ Dar din investigație se observă că: dacă mărim cantitatea de gaz, presiunea crește (la volum și temperatură constante).

⇒ Cu cât există mai multe particule, cu atât apar mai multe ciocniri cu pereții, deci presiunea este mai mare.

⇒ 1 mol din orice substanță gazoasă ocupă, în condiții normale de temperatură și presiune (c.n.), același volum de 22,4 L, numit volum molar (V_m^0).

⇒ Dacă 1 mol substanță gazoasă aflată în condiții normale (p_0 , V_0 , T_0) trece în alte condiții (p , V , T), este îndeplinită relația:

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p \cdot V}{T}$$

Raportul $\frac{p_0 \cdot V_m^0}{T_0} = \text{constant}$, indiferent de natura gazului, și reprezintă constanta universală a gazelor perfecte, notată cu R : $\frac{p_0 \cdot V_m^0}{T_0}$.

Atunci, pentru n moli, relația devine: $\frac{pV}{T} = n \cdot R$ sau $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

Aceasta este ecuația de stare a gazului ideal.

Reține!

Ecuația de stare a gazului ideal este: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, unde: **p** – presiunea; **V** – volumul; **n** – cantitatea de substanță (număr de mol); **T** – temperatura absolută; **R** – constanta universală a gazelor perfecte/ideale și se determină în funcție de unitățile de măsură în care sunt exprimate n , V , p .

$$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}, \text{ în SI}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}, \text{ folosind unități de măsură uzuale.}$$

Verifică dacă ai înțeles!

1. Calculează volumul pe care îl ocupă 2 mol de amoniac la 27 °C și 2 atm.

2. Determină masa de dioxid de carbon care ocupă 22,4 L la 0 °C și 2 atm.

3. Calculează numărul de molecule de oxigen care ocupă 4,1 L la 0 °C și 1 atm.

Aplică cele învățate!

Lucrează cu colegul/colega de bancă pentru a calcula valoarea constantei universale R a gazului ideal/perfect folosind relația

$$R = \frac{p \cdot V}{T},$$

considerând 1 mol de gaz ideal în condiții normale de temperatură și presiune.

Compară valoarea obținută cu valoarea constantei R prezentată la rubrica „Reține!”.

→ **Echipa A:** Calculați R considerând 1 mol de substanță gazoasă în condiții normale de presiune și temperatură. Folosiți, pentru n , p , V , T , unități de măsură uzuale: mol, atm, L, K.

→ **Echipa B:** Calculați R , considerând 1 kmol de substanță gazoasă în condiții normale de presiune și temperatură, folosind pentru n , p , V , T unități de măsură în Sistemul Internațional: mol, N/m², m³, K.

De la fizică știi că: 1 J = 1 N · m

Ce valoare a obținut Echipa A?

Ce valoare a obținut Echipa B?

De ce rezultatele numerice sunt diferite?

Ce unitate are R în SI?

Ce relație există între N/m², m³ și Joule?

1. Ce presiune exercită 0,01 kmol de O_2 aflat într-o butelie de 20 L, la temperatura de 25 °C?

Datele problemei:	Rezolvare:
$n = 0,01 \text{ kmol} = 10 \text{ mol}$ $V = 20 \text{ L}$ $T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$ $p = ? \text{ atm}$ $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T, \quad p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$ $p = \frac{10 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{20 \text{ L}} = 12,21 \text{ atm}$

2. Ce volum de hidrogen măsurat la 1,5 atm și temperatura de 27 °C se obține în urma reacției dintre acidul clorhidric cu 10,8 g Al?

Datele problemei:	Rezolvare:
$m = 10,8 \text{ g Al}$ $p = 1,5 \text{ atm}$ $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$ $V_{H_2} = ? \text{ L}$	Se scrie ecuația reacției chimice: $\frac{0,4 \text{ mol}}{2 \text{ Al}} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + \frac{x \text{ mol}}{3 \text{ mol}} 3\text{H}_2$ Se calculează numărul de mol de Al: $n = m/M_{Al} = 10,8/27 = 0,4 \text{ mol}$ Se calculează cantitatea în mol de H_2 pe baza reacției chimice: 2 mol Al 3 mol H_2 0,4 mol Al x mol H_2 $x = \frac{0,4 \cdot 3}{2} = 0,6 \text{ mol } H_2$ Din ecuația de stare a gazelor se calculează volumul de H_2 $p \cdot V = n \cdot R \cdot T, \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$ $V = \frac{0,6 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 9,84 \text{ L}$ $V_{H_2} = 9,84 \text{ L}$

3. Câți mol de azot sunt necesari în reacția cu hidrogenul, știind că se obțin 2480 g de amoniac cu un randament de 80%?

Datele problemei:	Rezolvare:
$m = 2480 \text{ g NH}_3$ $\eta = 80\%$ $n_{N_2} = ? \text{ mol}$	Se scrie ecuația reacției chimice: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ Se calculează $M_{NH_3} = 17 \text{ g/mol}$: $\eta = \frac{m_p \cdot 100}{m_t}$ Din formula de calcul a randamentului, se calculează masa teoretică de amoniac care ar trebui să se obțină pe baza ecuației reacției chimice. $m_t = \frac{m_p \cdot 100}{\eta} \quad m_t = \frac{2480 \cdot 100}{80} = 3100 \text{ g NH}_3$ Se calculează numărul de mol, pe baza ecuației reacției chimice: $\frac{x \text{ mol}}{1 \text{ mol}} N_2 + 3H_2 \rightarrow \frac{3100 \text{ g}}{2 \cdot 17 \text{ g}} 2NH_3$ $x = 91,17 \text{ mol}$ sau prin regula de trei simplă: 1 mol N_2 2 · 17 g NH_3 x mol N_2 3100 g NH_3 $x = \frac{3100}{34} = 91,17 \text{ mol } N_2$

1. Calculează, în caiet, masa a:
 - a. $89,4 \text{ dm}^3 \text{ (c.n.) O}_2$;
 - b. $448 \text{ mL (c.n.) NH}_3$.
2. O probă de 5 mol de clor se află într-o incintă închisă la presiunea de 2,1 atm la 27°C . Determină volumul incintei exprimat în litri.
3. Determină masa unei probe de heliu (He) care conține $48,176 \cdot 10^{23}$ atomi, exprimată în grame.
4. Într-un recipient cu volumul de 30 L se găsește o cantitate de 710 g de gaz la temperatura 300 K și presiunea 8,2 atm. Calculează masa molară a gazului din recipient.
5. Ce volum (m^3) ocupă 16 kg O_2 la temperatura de 227°C și presiunea 1 atm?
6. Completează, în caiet, tabelul de mai jos cu valorile mărimilor care lipsesc, după modelul dat:

n	m	N	V (c.n.)
2 mol N_2	56 g N_2	$12,044 \cdot 10^{23}$ molecule N_2	44,8 L N_2
3 mol O_2			
	68 g NH_3		
		$15,055 \cdot 10^{23}$ molecule Cl_2	

7. Baloanele meteorologice se pot umfla cu hidrogenul rezultat în urma reacției dintre hidrura de calciu (CaH_2) și apă, conform ecuației reacției chimice: $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2$. Ce masă de hidrură de calciu este necesară pentru a se obține 236 L hidrogen, știind că presiunea gazului este de 1,2 atm la 24°C ?



Balon
meteorologic

8. Un pneu este umflat la presiunea $p_1 = 2,2 \text{ atm}$ la temperatura $t_1 = 20^\circ\text{C}$. În timpul iernii, temperatura aerului din pneu scade la $t_2 = -5^\circ\text{C}$, iar în timpul verii, după expunerea la soare și rulare, temperatura ajunge la $t_3 = 45^\circ\text{C}$. Se consideră că volumul pneului și cantitatea de substanță rămân constante. Se cere:
 - a. transformă temperaturile în Kelvin și calculează presiunea aerului din pneu iarna (p_2);
 - b. calculează presiunea aerului din pneu vara (p_3), în aceleași condiții;
 - c. compară valorile obținute și explică, din punct de vedere molecular, de ce presiunea gazului variază cu temperatura la volum constant.



Anvelope de iarnă și anvelope de vară

9. Într-o butelie cu volumul de 98,4 L se află 256 g O_2 la temperatura de 27°C . Calculează presiunea gazului din butelie.
10. Ce cantitate de azot N_2 se află într-un recipient cu volumul de 20 dm^3 , știind că gazul se găsește la 57°C și presiunea de 3 atm?



Butelie de gaz

Subiect	Punctaj
I. Pentru următoarele afirmații, alege un singur răspuns corect. 1. a. Gazele au formă proprie, dar nu au volum propriu. b. Unitatea de măsură a presiunii în SI este atmosfera. c. Starea unui gaz este caracterizată de trei parametri de stare: presiune, temperatură și volum. d. Între moleculele unei substanțe în stare gazoasă, forțele de interacțiune sunt puternice. 2. Numărul de mol dintr-un volum de 672 L de HCl, măsurat în condiții normale de presiune și temperatură, este: a. 30 mol; b. 20 mol; c. 0,3 mol; d. 3 mol. 3. Sunt considerate condiții normale de temperatură și presiune: a. 25 °C și 1 atm; b. 273 °C și 1 atm; c. 273 K și 1 atm; d. 0 °C și 0 atm. 4. Indică afirmația incorectă: a. Un mol de gaz în condiții normale de presiune și temperatură ocupă un volum de 22,4 L. b. Aerul este un amestec omogen care conține în procente volumetrice: 78% azot, 21% oxigen, 1% alte gaze. c. Numărul lui Avogadro este o constantă egală cu $6,022 \cdot 10^{23}$ particule/mol. d. Gazele sunt alcătuite din ioni. 5. Numărul de atomi existent în 44,8 L NH_3, măsurat în condiții normale de temperatură și presiune, este: a. $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi; c. $4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi; b. $3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi; d. $8 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi.	5x6p=30p
II. Stabilește, pentru fiecare enunț de mai jos, dacă este adevărat sau fals: 1. Gazele se pot comprima ușor. 2. 1 mol de azot, N_2, conține $2 \cdot N_A$ molecule. 3. Gazele se amestecă în orice proporție. 4. Volumul molar depinde de natura gazului, chiar dacă temperatura și presiunea sunt aceleași. 5. La temperatură constantă, produsul dintre presiunea și volumul unei mase determinate de gaz este constant.	5x4p=20p
III. Într-o după-amiază de vară, Andrei își umflă mingea de fotbal înainte de a ieși la joacă. Temperatura aerului este de 30 °C. În interiorul mingii se află 0,20 mol de aer, iar volumul mingii este de 5 L. 1. Transformă temperatura de 30 °C în Kelvin. 2. Calculează presiunea aerului din interiorul mingii folosind ecuația de stare a gazului ideal. 3. Seara, temperatura scade la 18 °C, iar volumul mingii rămâne constant. Determină care este presiunea aerului din interior, seara. 4. Compară cele două valori ale presiunii. Cum se modifică presiunea când temperatura scade? 5. Explică de ce, într-o zi foarte caldă, mingea poate deveni mai tare.	1. 5p 2. 10p 3. 10p 4. 5p 5. 10p 40p Punctaj din oficiu 10p
TOTAL	100p

Toate subiectele sunt obligatorii.

Timp de lucru: 50 de minute.

Grilă de autoevaluare

✓ Bifează răspunsul ținând cont de propriile rezultate ale învățării. Fii responsabil!

Criterii	Nu știu	Știu câte ceva	Știu, mă descurc	Știu, pot explica și altora
Pot să identific parametrii de stare ai gazelor.				
Cunosc și pot să aplic ecuația de stare a gazului ideal.				
Pot rezolva exerciții și probleme utilizând algoritmi și instrumente specifice chimiei.				

I. Citește afirmațiile de mai jos. Dacă enunțul este adevărat, scrie A în caiet; dacă este fals, scrie F (5x2p=10p).

1. ____ Catalizatorul mărește viteza unei reacții chimice fără a se consuma în reacție.
2. ____ Legătura covalentă se realizează prin punere în comun de electroni, între un metal și un nemetal.
3. ____ Caracterul nemetalic al elementelor crește într-o grupă principală de sus în jos.
4. ____ Molecula de apă conține o legătură covalentă dublă.
5. ____ Acumulatorul cu plumb este o sursă reîncărcabilă de curent electric, utilizată frecvent la autovehicule.

II. Pentru următoarele afirmații alege un singur răspuns corect (5x4p=20p).

1. Despre elementul chimic ${}_6\text{C}$ sunt adevărate afirmațiile, cu excepția:
 - a. este nemetal;
 - b. face parte din grupa 14 (IVA);
 - c. are 2 electroni pe stratul 2 (L);
 - d. face parte din perioada a 2-a.
2. Într-o reacție exotermă:
 - a. se absoarbe căldură din mediul exterior;
 - b. se degajă căldură în mediul exterior;
 - c. temperatura scade întotdeauna până la 0°C ;
 - d. reacția nu poate avea loc fără catalizator.
3. În funcționarea unei pile electrice are loc:
 - a. o transformare fizică, fără formare de substanțe noi;
 - b. o reacție chimică în urma căreia energia electrică se transformă în energie chimică;
 - c. doar încălzirea substanțelor din pilă, fără transfer de electroni;
 - d. o reacție chimică de oxidare-reducere, prin care energia chimică se transformă în energie electrică.
4. Concentrația molară a unei soluții exprimă:
 - a. masa de solut din 100 g soluție;
 - b. numărul de mol de solvent din 1 L soluție;
 - c. numărul de mol de solut din 1 L soluție;
 - d. masa de solvent din 1 L soluție;
5. În ecuația de stare a gazului ideal, dacă temperatura rămâne constantă și volumul scade, atunci presiunea:
 - a. crește;
 - b. scade;
 - c. rămâne constantă;
 - d. devine zero.

III. Multe dintre fenomenele întâlnite în viața cotidiană pot fi explicate cu ajutorul noțiunilor studiate la chimie în clasa a IX-a. Prepararea unei soluții, comportarea gazelor, interpretarea formulelor chimice

sau identificarea tipului de legătură chimică reprezintă doar câteva astfel de situații. Citește cu atenție exemplele de mai jos și rezolvă cerințele formulate. (30p).

- a. prepararea unei soluții de apă cu sare în bucătărie (saramură pentru conservarea murăturilor);
- b. prepararea unui ceai îndulcit, prin dizolvarea zahărului în apă;
- c. deschiderea unei sticle cu apă minerală carbogazoasă;
- d. umflarea unui balon cu aer;
- e. folosirea unei pompe de bicicletă pentru umflarea roților;
- f. utilizarea unei baterii litium-ion pentru alimentarea unui telefon.

1. Identifică, dintre situațiile prezentate, două exemple în care se obține o soluție și precizează, în fiecare caz, solutul și solventul. (6p)

2. Alege două situații în care este implicat un gaz și precizează ce proprietate a stării gazoase este evidențiată. (6p)

3. Redactează un text scurt, corect științific, în care să evidențiezi relația dintre: bateria litium-ion, reacții redox, electroni, energie electrică, dispozitive electronice. Folosește corect termenii indicați. (18p)

IV. Clorul se poate obține în laborator prin tratarea permanganatului de potasiu cu soluție de acid clorhidric. Ecuația reacției chimice care are loc este: $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$. (30p).

1. Scrie ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție. (2x4p=8p)

2. Notează formula substanței cu rol de agent oxidant. (2p)

3. În reacția chimică se obțin 6,72 L clor, în condiții normale de temperatură și presiune.

a. Determină numărul de mol de clor obținut (condiții normale). (6p)

b. Calculează numărul de mol de HCl necesar obținerii clorului. (6p)

c. Modelează molecula de clor folosind simbolurile chimice și punctele pentru reprezentarea electronilor (simboluri Lewis). (8p)

Volumul molar, $V_m^0 = 22,4 \text{ L/mol}$

Punctaj din oficiu

TOTAL

Toate subiectele sunt obligatorii.

Timpe de lucru: 50 de minute.

10p

100p

Indicații și răspunsuri

Unitatea de învățare 1

Exerciții recapitulative pag. 24	Test de evaluare pag. 25
1. a.; b.; d. 2. a.; b.; d.; e. 3. Reacții exoterme: a.; c.; e. Reacții endoterme: b.; d. 4. Reacții lente: a.; c.; e. Reacții rapide: b.; d. 5. a.; c.; e. 7. a. K:N:O = 1:1:3; b. 5:4. 8. a. p = 72%; b. 6.87%. 9. b. 2,25 mol; c. 50,4 L. 10. 6, 5, 8; 7, 4, 3; 2, 9, 1.	I. 1. a.; 2. b.; 3. b.; 4. c.; 5. b.; 6. c. II. 1. A; 2. F; 3. A; 4. F; 5. F. III. 4. b. 0,03 mol.

Unitatea de învățare 2

Exerciții recapitulative pag. 36	Test de evaluare pag. 37
1. b.; 2. b.; 3. c.; 4. b.; 5. c.; 6. b.; 9. a. A.R. = CO; b. mp = 2400 K, p = 96%.	I. 1. c.; 2. c.; 3. b.; 4. b.; 5. b.; 6. b. II. 1. A; 2. A; 3. A; 4. F; 5. A. III. 4. a. 0,076 mol H ₂ SO ₄ ; b. 23,028 g PbSO ₄ .

Unitatea de învățare 3

Exerciții recapitulative pag. 48	Test de evaluare pag. 49
1. 1. – c.; 2. – b; 3. – a. 2. 1. – a; 2. – a; 3. – b; 4. – b; 5. – c. 3. a. A; b. F; c. A; d. F; e. A. 4. b.; c.; e.	I. 1. c.; 2. b.; 3. c.; 4. d.; 5. b.; 6. a. II. 1. F; 2. A; 3. F; 4. A; 5. F.

Unitatea de învățare 4

Exerciții recapitulative pag. 59	Test de evaluare pag. 60
2. a. A; b. F; c. F; d. A; e. A. 3. a. A; b. A; c. A; d. F; e. F. 4. a. A; b. F; c. F; d. A; e. A. 5. a. covalente, electroni; b. transfer; c. ionică.	I. 1. b; 2. b; 3. c; 4. a; 5. b; 6. d. II. 1. F; 2. A; 3. A; 4. F; 5. A. III. 1. X = Na – caracter chimic metalic; Y = Cl – caracter chimic nemetalic; 2. T = N; Q = Mg. 4. MgCl ₂ .

Unitatea de învățare 5

Exerciții recapitulative pag. 75	Test de evaluare pag. 76
1. a. A; b. F; c. A; d. F; e. A. 2. c _{M1} = 0,5 mol/L, c _{M2} = 1 mol/L; c _{M2} = 2c _{M1} , soluția 2 este de două ori mai concentrată decât soluția 1. 3. a. se diluează; b. se concentrează. 4. a. 30 g KClO ₃ ; b. 330 g soluție. 5. c _M = 1,08 mol/L. 6. a. A; b. F; c. F; d. A; e. A. 9. V _s = 0,8 L. 10. V _{s1} = 16 L, V _{s2} = 14 L.	I. 1. d; 2. c; 3. b; 4. b; 5. c; 6. a. II. 1. F; 2. A; 3. F; 4. A; 5. A. III. 1. 0,1 mol; 2. 0,4 M. 4. Proces endoterm.

Unitatea de învățare 6

Exerciții recapitulative pag. 84	Test de evaluare pag. 85
1. a. 127,77 g; b. 0,34 g. 2. 58,57 L Cl ₂ . 3. 32 g He. 4. M = 71 g/mol. 5. 20,5 m ³ O ₂ . 7. 244,2 g CaH ₂ . 8. a. T ₁ = 293 K, T ₂ = 268 K, T ₃ = 318 K, P ₂ = 2,012 atm; b. p ₃ = 2,39 atm. 9. p = 2 atm. 10. 2,217 mol N ₂ .	I. 1. c.; 2. a.; 3. c; 4. d; 5. d.; 6. c. II. 1. A; 2. F; 3. A; 4. F; 5. A. III. 1. 303 K; 2. 0,99 atm; 3. 0,95 atm; 4. p ₂ < p ₁ .

Jurnal de învățare

Aceasta nu este o secțiune de exerciții, ci reprezintă spațiul tău de reflecție. După fiecare unitate de învățare, oprește-te pentru câteva momente și completează jurnalul de mai jos, în caiet. Aici nu contează răspunsul corect, ci felul în care gândești.

Ce am înțeles cu adevărat? ● Care este ideea sau conceptul care mi-a devenit clar?

Cum am gândit? ● Ce m-a ajutat să înțeleg? ● Ce am făcut atunci când nu am știut?

Întrebarea care rămâne ● Ce întrebare a rămas fără răspuns pentru mine?

Aplic mai departe ● Unde pot folosi ceea ce am învățat?

Observația mea ● Ce m-a surprins? Ce mi s-a părut dificil? Ce mi-a plăcut?

Privind înapoi

Ai parcurs acest manual pas cu pas. Ai observat, ai pus întrebări, ai formulat ipoteze și ai construit explicații. Acum este momentul să privești înapoi – nu la ce ai memorat, ci la cum ai gândit.

Cum s-a schimbat modul meu de a gândi?

Ce întrebare a devenit mai importantă pentru mine?

Dacă aș continua investigația, ce aș vrea să descopăr mai departe?

Ce am descoperit despre mine studiind chimia prin investigație?

La finalul investigației...

...nu ai învățat doar chimie, ai învățat să gândești științific. Ai învățat să cauți dovezi, să formulezi întrebări relevante, să verifici, să argumentezi, să înțelegi. Ai descoperit că explicațiile solide nu apar din întâmplare. Ele se construiesc, iar această competență depășește orice manual. **Întrebarea este începutul. Investigația este drumul. Înțelegerea este descoperirea.**

Autorii

Relații de calcul în rezolvarea problemelor de chimie

Învăță să le înțelegi și să le aplici!

Formula	Semnificația mărimilor	Formula	Semnificația mărimilor
$n = \frac{m}{M}$ $n = \frac{N}{N_A}$ $c_p = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 (\%)$ $m_s = m_d + m_{apă}$ $c_M = \frac{n_d}{V_s} \quad n_d = \frac{m_d}{M}$ $\rho_s = \frac{m_s}{V_s}$ $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $T = t(^{\circ}\text{C}) + 273$	n – cantitatea de substanță (mol) m – masa de substanță M – masă molară (g/mol) N – număr de particule $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ c_p – concentrație procentuală de masa m_d – masa de substanță dizolvată (solut) m_s – masa de soluție c_M – concentrație molară (mol/L) n_d – numărul moli de solut V_s – volumul soluției ρ_s – densitatea soluției p – presiunea gazului V – volumul gazului T – temperatura absolută R – constanta universală a gazelor	– pentru substanțe gazoase în c.n.: $n = \frac{V}{V_m^0}$ $p = \frac{m_p}{m_i} \cdot 100 (\%)$ $\eta = \frac{C_p}{C_t} \cdot 100 (\%)$	$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ V_m^0 – Volum molar al gazelor în condiții normale de temperatură și presiune (c.n.) $V_m^0 = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ p – puritatea unei substanțe m_p – masa de substanță pură m_i – masa de substanță impură η – randamentul reacției chimice C_p – cantitatea practică de substanță C_t – cantitatea teoretică de substanță

IULIA GABRIELA DAVID · CRISTINA ENOIU
ALEXANDRA GABRIELA MARINESCU
RODICA RĂCĂȘANU · NICULINA ZUGA

CHIMIE

Trunchi comun (TC), filiera teoretică, profilul umanist;
filiera tehnologică și filiera vocațională, toate profilurile,
toate specializările – clasa a IX-a