



**Center for
Science Education
and Training**

<http://education.inflpr.ro>

Proiect susținut prin programul Parteneri pentru Educație

INVESTIGAREA UNOR SOLUTII APOASE

**Mihaela Garabet
Ion Neacsu**

Liceul Teoretic "Grigore Moisil" Bucuresti

© CSET - 2008

Microsoft | Partners in Learning



Reteaua educationala
Hands-on Science - Romania
Instruire prin experiment

În discuțiile cotidiene auzim despre modificarea valorilor pH-ului în cazul ploilor acide sau despre balanța pH-ului produselor cosmetice. Pentru experți, valoarea pH-ului reprezintă un parametru important ce caracterizează calitatea unei soluții apoase. De ce? Deoarece comportarea chimică a unei soluții este determinată de natura sa acidă, neutră sau alcalină.

Probabil vă este cunoscut faptul că râurile sau lacurile care sunt prea acide nu sunt propice vieții animale și vegetale. Apa potabilă care este prea acidă este nesănătoasă și totodată corodează țevile de transport ale apei. Nu în ultimul rând, valoarea pH-ului este un factor decisiv pentru o mare varietate de procese din industria chimică, de la obținerea plasticului până la desulfurizarea gazului.

Ce este de fapt pH-ul?

După cum știți, aciditatea sau alcalinitatea soluțiilor apoase se exprimă cu ajutorul pH-ului. Scara de pH este cuprinsă între 0 și 14, aceasta din urmă fiind valoarea pentru bazicitatea maximă. pH-ul nu măsoară însă eventuala toxicitate a apei. El diferă în funcție de zona geografică: în regiunile granitice și forestiere, apa este în mod obișnuit mai acidă, iar în cele cu sol calcaros este alcalină. În mod normal, pH-ul apei trebuie să se situeze între 6,5 și 9. Valoarea 7 reprezintă neutralitatea; sub această valoare, apa este acidă, iar peste această valoare este bazică. Apa acidă nu înseamnă că ea conține acizi periculoși; în râurile și pâraiele din păduri, apa se încarcă cu materii organice acide, cu acizi humici, provenind din descompunerea plantelor (humus); ea se recunoaște după culoarea galben deschis. În general, viața acvatică nu este posibilă decât între valorile 5-9. Aceste valori extreme sunt rareori atinse în acvariu, acolo unde pH-ul variază între 6-8 în funcție de tipul apei; cel mai des valorile se situează între 6,5 și 7,5. În acvaristică se vorbește despre o apă acidă atunci când pH-ul este cuprins între 6 și 6,8; pentru o apă bazică, el are valori între 7,2 și 8. Între 6,8 și 7,2 se poate considera că apa este neutră. Variațiile de pH se datorează în principal variațiilor biologice; noaptea, dioxidul de carbon produs de viețuitoare acidifică apa, iar pH-ul scade ușor. Odata cu utilizarea dioxidului de carbon de către plante în procesul de fotosinteză, în timpul zilei, pH-ul crește. pH-ul constituie un bun indicator al echilibrului din acvariu, fiind un parametru care trebuie măsurat în mod regulat.

De fapt, noțiunea de pH a fost introdusă în anul 1909, de către chimistul danez S. Sørensen, pentru a măsura concentrația ionilor de hidrogen dintr-o soluție apoasă. pH-ul a fost definit ca fiind logaritmul zecimal cu semn schimbat al concentrației ionilor de hidrogen. Valoarea pH-ului este utilizată, în general, pentru a indica proprietățile

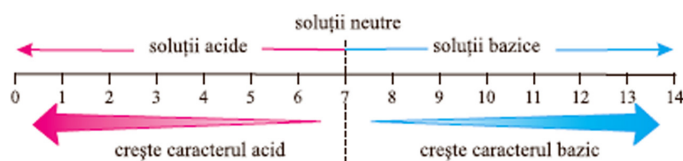


Figura 1 Scala de pH

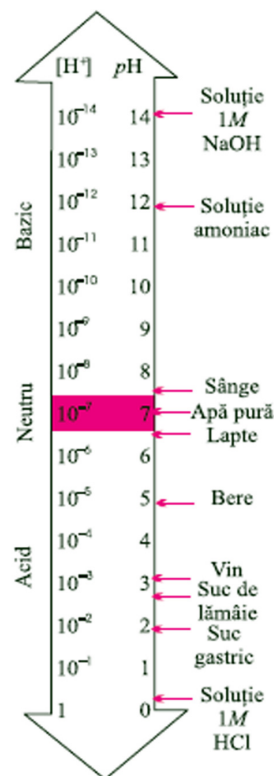


Figura 2 pH-ul câtorva soluții



acide sau bazice ale unor medii lichide. La concentrații mari ale ionilor de hidrogen soluția are proprietățile acidului, iar la concentrații mici soluția are proprietăți alcaline. La variația concentrației ionilor de hidrogen de la valori minimale la valori maxime, soluția se schimbă de la un caracter puternic alcalin până la un caracter puternic acid.

Cu cât pH-ul este mai aproape de 0, lichidul este mai acid, astfel încât la valoarea 0 găsim, de exemplu, acizii puternici, precum acidul sulfuric. Oțetul are pH-ul 3, suc de portocale 3,5 iar cafeaua 5. Creșterea pH-ului într-o soluție, corespunde micșorării concentrației ionilor de hidrogen în ea, întrucât la variația pH-ului cu o unitate numărul ionilor de hidrogen se schimbă de 10 ori, cu două unități de 100 de ori, etc. În soluțiile care se întâlnesc în practică pH-ul nu scade sub valoarea 2 și nici nu depășește valoarea 10. Există însă acizi concentrați, la care pH-ul poate scădea până la -2 și soluții alcaline concentrate cu pH-ul mai mare decât 15.

Măsurarea pH-ului

Indicatori

Caracterul acid sau bazic al unei soluții poate fi pus în evidență folosind **indicatori acido-bazici** numiți și **indicatori de pH**. Un indicator de pH este o substanță care are o anumită culoare când se găsește în acid și o altă culoare atunci când se găsește în baza conjugată. Indicatorii sunt substanțe organice cu caracter slab acid, sau slab bazic, care au proprietatea de a-și schimba culoarea într-un anumit domeniu de pH. Schimbarea culorii indicatorului se numește viraj. Virajul se datorează unor schimbări structurale ale moleculelor indicatorilor, fiind determinat de prezența acizilor sau bazelor, motiv pentru care ei se numesc indicatori acido-bazici. În soluții apoase, indicatorii se comportă analog unui cuplu acid-baza conjugată. Pentru a determina caracterul acid sau bazic al unei soluții, în practică se folosesc **hârtii indicatoare**, impregnate cu un singur indicator. **Hârtia indicator universal** se obține prin impregnarea cu amestecuri de indicatori astfel aleși încât ea să capete anumite colorații pentru un pH dat. Colorația dobândită de aceasta hârtie introdusă într-o soluție, se compară cu o scară de culori, fiecare nuanță indicând o valoare a pH-ului.

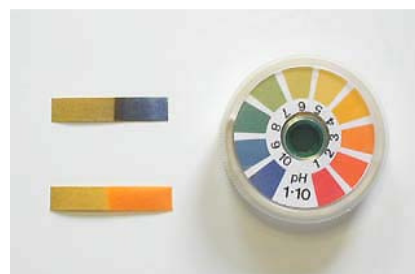


Figura 3 Hârtie indicatoare de pH

În figura 3 puteți observa modificarea culorii hârtiei de turnesol la introducerea sa în soluție de bicarbonat de sodiu (stânga sus), respectiv în oțet (stânga jos).

Fenolftaleina este **incoloră** în intervalul de pH = 0 - 8,1, **roșie** în intervalul de pH = 8,2 - 10 și **violet** în intervalul de pH = 10,1 - 14.

Indicatorul **metilorange** este **roșu** în intervalul de pH = 0 - 3,1, **portocaliu** în intervalul de pH = 3,1 - 4,4 și **galben** în intervalul de pH = 4,4 - 14.

Construiți-vă singuri hârtie indicatoare!

Varza roșie conține un pigment numit flavină (o antocianină). El se găsește și în coaja merelor roșii, a prunelor, a strugurilor negri. Acesta este solubil în apă. Soluțiile acide virează culoarea pigmentului în roșu, iar cele alcaline în galben-verzui. Din acest motiv, antocianina din varza roșie poate fi utilizată pentru a determina valorile pH-ului anumitor soluții.



Pentru a extrage suc de varză roșie puteți utiliza un blender sau puteți toca varza foarte fin cu ajutorul unui cuțit bine ascuțit. Sunt necesare cam două cești de varză bine mărunțită. Introduceți apoi varza bine tocată într-un vas mai mare pentru a turna peste ea apă fierbinte până la acoperirea totală. Amestecați bine, apoi filtrați pentru a obține o soluție de culoare violacee fără impurități (resturi de varză). pH-ul său este aproximativ 7.



Figura 4

Pentru a confecționa hârtie indicatoare, tăiați fâșii de hârtie de filtru, așezați-le într-un vas cu soluția de varză roșie obținută, apoi așteptați câteva ore să se impregneze. După aceea puneți-le la uscat și veți obține astfel o veritabilă hârtie indicatoare. Puteți observa virarea culorii sale în mediu acid- oțet, respectiv bazic- soluție de bicarbonat de sodiu.

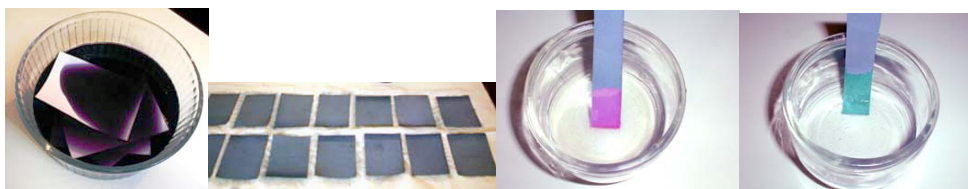


Figura 5

Dacă dispuneți de soluții cu pH cunoscut, de la 2 la 10-12, puteți crea o hartă indicatoare din soluții reale, utilizând eprubete cu soluție de varză în care picurați aceste soluții, ca în imaginea din figura 6. Sau puteți crea o hartă cu hârtiile de filtru confecționate, ca în figura 7.

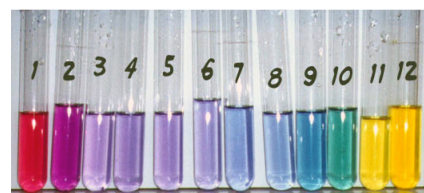


Figura 6

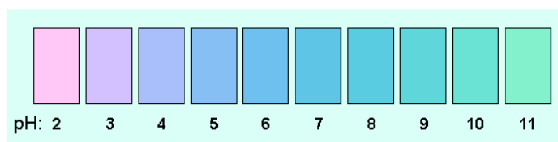


Figura 7

pH-metre portabile

Pentru măsurarea pH-ului în soluri, direct pe câmp, în sere și grădini, se fabrică pH-metre de buzunar. Astfel de aparate sunt alimentate cu ajutorul bateriilor și sunt prevăzute cu sisteme de electrozi rezistenți care pot fi introduși direct în sol. Uneori, conținutul mic de apă al solului face dificilă măsurarea pH-ului. Pentru a evita acest inconvenient se poate adăuga o cantitate de apă distilată care, deși depășește conținutul normal al solului în apă, nu influențează decât în mică măsură valoarea pH-ului.



Figura 8 pH metru

Cum funcționează un pH-metru?

Metodele electrometrice de măsurare a pH-ului se bazează pe existența unei combinații de doi electrozi: un electrod de lucru (indicator) și un electrod de referință sau a unui electrod combinat ce poate îndeplini ambele funcții. Când cei doi electrozi sunt introduși în soluție se formează o mică celulă galvanică al cărei potențial este dependent de ambii electrozi. Condițiile ideale de măsură sunt îndeplinite atunci când numai potențialul electrodului de lucru variază la modificarea pH-ului, în timp ce potențialul electrodului de referință rămâne constant. Membrana de sticlă a electrodului de



sticlă este sensibilă la variații ale pH-ului. “Răspunsul” electrodului consta în diferența de potențial dintre suprafața interioară și cea exterioară a membranei de sticlă. Această tensiune este proporțională cu diferența de pH dintre soluția internă și cea a probei de măsurat. Potențialul electrodului este determinat de schimbul de ioni de H^+ dintre membrana de sticlă și probă, schimb ce este dependent de concentrațiile ionilor de H^+ din cele două soluții.

Electrodul de referință poate fi un electrod argint/clorura de argint $Ag/AgCl$ reversibil în raport cu Cl^- , format din Ag aflat în contact cu sarea sa greu solubilă $AgCl$ și imersat în soluție saturată de KCl . Un electrod de referință similar este electrodul de mercur/clorură mercurică (calomel). Un astfel de electrod nu este potrivit atunci când au loc variații de temperatură sau la temperaturi care depășesc $60^{\circ}C$. Potențialul electrodului de referință trebuie să fie constant indiferent de soluția în care este imersat. Deoarece este mai simplu să se utilizeze un singur electrod, electrozii combinați sunt foarte utilizați. Electrodul de sticlă și electrodul de referință sunt relativ ușor de construit într-o singură entitate, astfel

cei doi electrozi se vor afla la aceeași temperatură în timpul funcționării. Construcția frecvent utilizată este cea a electrozilor combinați cu legare simetrică a electrozilor unde electrodul intern al electrodului de sticlă este de același tip ($Ag/AgCl$) și de aceeași dimensiuni ca și electrodul de referință, iar soluțiile interne sunt identice (soluții saturate cu KCl).

Un pH-metru măsoară diferența de potențial între cei doi electrozi (în mV) și apoi o convertește în unități de pH. Diferența de potențial dintre electrodul de referință și electrodul de sticlă este amplificată cu ajutorul unui amplificator, apoi este preluată de un convertor analog-digital care va genera un semnal transmis microprocesorului care, la rândul său, va afișa rezultatul în unități pH.

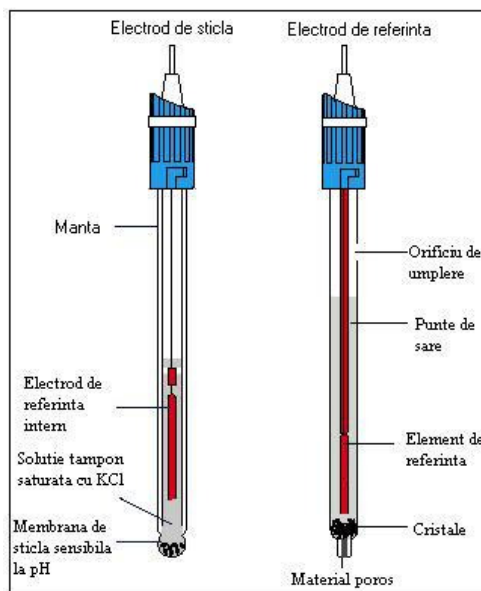


Figura 9 Electrozii pH metru-lui

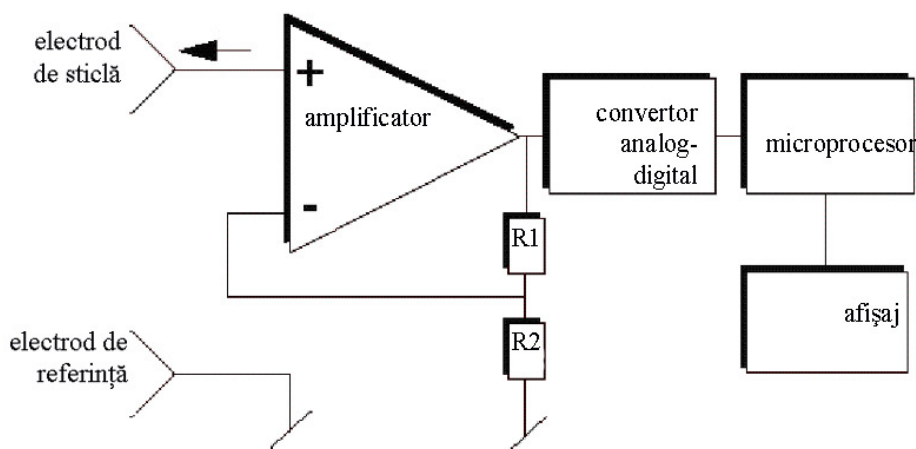


Figura 10 Schema bloc a unui pH-metru

Pentru a obține rezultate corecte și convingătoare amplificatorul trebuie să aibă un coeficient termic mic, adică influența variațiilor de temperatură trebuie să fie sub control. În mod normal rezultatul este afișat în formă numerică deși mai există încă pe piață pH-metre cu ac indicator. Într-un pH-metru analogic stabilirea valorii de zero pentru pH și a sensibilității se realizează cu ajutorul unor reostate, iar amplificarea semnalului este efectuată manual. Semnalul este apoi trecut printr-un convertor analog-digital. Astfel, semnalul de la ieșire este digital și este afișat în formă numerică. Într-un pH-metru digital amplificatorul lucrează în aceleași condiții și este conectat direct la un convertor analog-digital. Semnalul de ieșire din convertor este manipulat cu

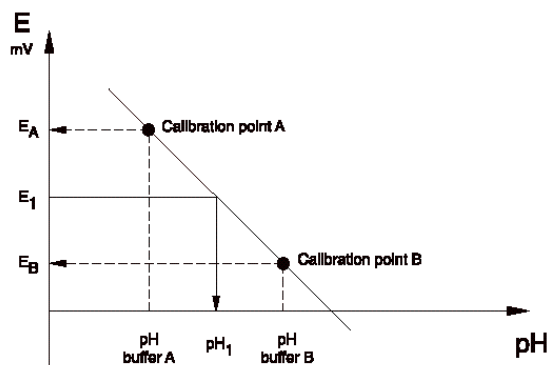


Figura 11 Curba de calibrare

ajutorul unui circuit digital și apoi este afișată valoarea calculată a pH-ului. Pentru sistemele cu microprocesor vor fi, de obicei, furnizate software-uri de recunoaștere automată a soluțiilor tampon, de calibrare și chiar de control automat al stabilității semnalului electrodului. Soluțiile tampon au pH cunoscut și se utilizează pentru operația de calibrare.

Electrozii nu pot fi produși cu caracteristici identice. Valoarea de zero a pH-ului și sensibilitatea pot varia în timp și, de asemenea, variază de la un producător la altul. Calibrarea este operația prin care se acordează pH-metrul la caracteristicile electrozilor. Procedura de calibrare este în general realizată prin măsurarea pH-ului în două soluții tampon. Prin acesta se determină valoarea de zero a pH-ului (pH_0) și panta (sensibilitatea). În cazul în care s-a efectuat recent o operație de calibrare sau în cazul în care măsurările trebuie efectuate în grabă, se realizează o calibrare într-un singur punct prin măsurarea într-o singură soluție tampon. Astfel, se determină numai valoarea pH_0 și se folosește sensibilitatea anterior determinată. Sensibilitatea este de obicei exprimată în procente din valoarea teoretică și trebuie să fie independentă de temperatură. Panta dreptei de calibrare este exprimată în mV/pH și este direct proporțională cu temperatura.

Cum influențează temperatura valorile pH-ului?

Temperatura joacă un rol important deoarece de ea depind pH-ul probei, pH-ul soluției tampon cât și caracteristicile electrodului. Dependența de temperatură a pH-ului mediilor tampon de acizi anorganici este nesemnificativă, în timp ce pentru soluțiile tampon alcaline și pentru câteva medii tampon organice această dependență este semnificativă. În cazul electrozilor, din panta dreptei de calibrare se poate realiza o compensare a influenței temperaturii. Ideal ar fi să se înregistreze și temperatura împreună cu pH-ul.

Teoretic măsurările și calibrarea trebuie realizate la aceeași temperatură, dar, în majoritatea cazurilor, se acceptă o diferență de temperatură de 2 până la 5°C. Dacă reprezentăm

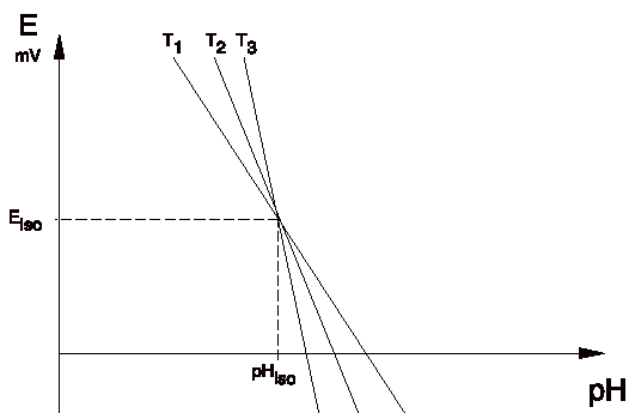


Figura 12 Dependența de temperatură

Dacă reprezentăm

grafic tensiunea (mV) în funcție de pH la diferite temperaturi, vom constata că, pentru majoritatea electrozilor, liniile se vor intersecta în același punct, numit izopotential sau izo-pH (figura 7). Dacă, prin calcul sau prin circuitul electric, punctele pH_0 și izo-pH coincid, se realizează o compensație din dependența de temperatură a electrodului și astfel vor fi posibile măsurători într-un domeniu de temperatură destul de mare.

Instrucțiuni pentru utilizarea corectă a pH-metrelor

Păstrați electrodul în soluția tampon aflată în recipientul destinat depozitării sale! Pentru intervale de timp mai mici decât 24 de ore, el poate fi lăsat în soluții tampon cu pH 4 sau 7! Nu depozitați niciodată electrodul în apă distilată.

La scoaterea electrodului din recipientul în care este păstrat, partea sa inferioară trebuie spălată cu apă distilată. Această operație este obligatorie înainte și după fiecare utilizare a sa.

Pentru a avea precizie efectuați (dacă este posibil!) operațiile de măsurare și de calibrare la două temperaturi distincte. Pentru a se obține rezultate bune calibrarea trebuie efectuată cu regularitate. Este foarte important să se urmeze aceeași procedură pentru măsurări pe probe de același tip. De exemplu, condițiile de agitare trebuie să fie identice atât pentru calibrare cât și pentru probe. Nici semnalul generat de electrod nu trebuie să se modifice în timpul unei măsurări. Acest lucru este ușor de realizat folosind un pH-metru modern, cu microprocesor, când stabilitatea semnalului electrodului este monitorizată automat. În suspensii și în coloizi, dacă soluția se agită puternic se obține o singură valoare. Pe de altă parte, la soluțiile neagitate și la care precipitatul se sedimentează se măsoară două valori de pH: una măsurată când electrodul este introdus în stratul de precipitat sedimentat și alta când electrodul este în contact cu lichidul de deasupra.

Fixați electrozii în suporturi speciale atașate paharelor în care se fac măsurările!



Figura 13



Încercați singuri! Măsurarea pH-ului

Dacă dispuneți de un pH-metru efectuați câteva determinări de pH! Începeți cu apa distilată, apă minerală și continuați cu oțet, cafea, băuturi răcoritoare, suc de roșii, suc de varză etc.

Respectați instrucțiunile de utilizare a instrumentului!

Creați un tabel utilizând Microsoft Excel, în care introduceți valorile măsurate de voi!

Mai multe despre acizi și baze...

În concepția lui Arrhenius acizii sunt substanțe care în soluție apoasă pun în libertate protoni (H^+), iar bazele sunt substanțe care în soluție apoasă pun în libertate ioni de hidroxil (OH^-). În această teorie clasică a disociației electrolitice, definițiile amintite limitează fenomenul la soluții apoase și sunt improprii pentru o reprezentare cantitativă a catalizei prin acizi și baze. altor dizolvanti.

Potrivit lui J.N. Brønsted și Lowry, (1923), un acid este o specie ce are tendința de a ceda protoni unei baze, iar baza este o specie ce are tendința de a accepta protoni de la un acid.

Gilbert Newton Lewis a elaborat în 1923 o nouă teorie a substanțelor acido-bazice. Prin această

teorie se lărgeste sfera conceptului de acid, prin includerea în această clasă a unor ioni și substanțe care nu au hidrogen în moleculă, dar pot reacționa cu bazele (în sensul larg al lui Brönsted). Conform acestei teorii, acizii acceptă electroni, iar bazele cedează electroni. Un exemplu de acest tip poate fi considerată reacția de neutralizare dintre NH_3 și BF_3 (trifluorura de bor). Formarea legăturii coordinative, potrivit acestei teorii, este o reacție dintre un acid Lewis și o bază, adică o reacție de neutralizare.

Preocupări pentru dezvoltarea teoriilor referitoare la acizi și baze a avut și savantul Mihail Ilici Usanovici, fizician-chimist rus, care în 1938 a definit acizii ca substanțe care cedează cationi și bazele ca substanțe care acceptă cationi și cedează anioni.

Chimistul american Ralph Gottfrid Pearson, în 1963, a dezvoltat teoria electronică a acizilor și bazelor. Conform acestei teorii “acizii duri au o capacitate puternică de atracție a electronilor, iar cei moi mai redusă”, în timp ce „bazele dure rețin strâns, iar cele moi rețin slab electronii de valență”.

Cunoașterea proprietăților acido-bazice este deosebit de importantă atât pentru viața plantelor, cât și a omului. Astfel este necesară cunoașterea caracterului acido-bazic al solului, apelor și al aerului. Acizii se clasifică în:

- a) acizi tari - HCl ; H_2SO_4 ; HNO_3
- b) acizi slabi- HNO_2 ; H_2CO_3

Bazele constituie combinații dintre ioni de metale unite cu una sau mai multe grupe hidroxil (OH)

Bazele solubile sunt baze alcaline (LiOH , NaOH , KOH) și alcalino-pământoase ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$), restul bazelor sunt insolubile în apă.

Reacții de neutralizare

Reacția dintre un acid și o bază este o reacție de neutralizare. Ținând seama de faptul ca reactanții sunt disociați, se poate reprezenta neutralizarea dintre acidul cel mai puternic din soluția apoasă și baza cea mai puternică ca fiind:



Reacțiile de neutralizare pot avea loc între:

-  un acid tare și o bază tare;
-  un acid tare și o bază slabă;
-  un acid slab și o bază tare;
-  un acid slab și o bază slabă.

Exemplu clasic de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare îl oferă reacția:



Titrare este o metodă utilizată pentru a determina concentrația unei substanțe dintr-o soluție prin reacția sa completă cu o altă soluție de concentrație cunoscută, numită **soluție standard**. Metoda se utilizează și pentru determinarea acidității unei soluții prin neutralizarea sa cu o bază.

Operația de titrare se execută astfel: se măsoară cu biureta într-un flacon conic, un anumit volum de soluție de concentrație cunoscută, se diluează cu apă distilată până la un volum de cca 100 cm^3 și se adaugă câteva picături din soluția de indicator. Se umple o altă biuretă cu soluția a cărei titru (concentrație) urmează să fie stabilită; din aceasta, se adaugă treptat la soluția pregătită în flaconul conic, până la schimbarea culorii indicatorului. La începutul titrării, adăugarea soluției se face mai repede, iar către sfârșitul acesteia, picătură cu picătură. În tot timpul titrării soluția se agită prin rotirea flaconului. Dacă rămân picături pe gâtul sau pereții flaconului, acestea se spală imediat cu apă distilată din stropitor.

Titrare se consideră exactă dacă schimbarea de culoare a soluției titrate la sfârșitul

determinării, are loc la adăugarea unei singure picături în plus din soluția de concentrație cunoscută peste punctul de echivalență.

1. Studiu virtual



Accesați
site-ul aflat la
adresa:

http://lrs.ed.uiuc.edu/students/mihyewon/chemlab_experiment.html

Aici veți putea exersa în mediu virtual tehnica operației de titrare. Veți alege tipul de titrare dorit, concentrațiile reactanților, volumele de soluții pe care le veți utiliza, indicatorul potrivit, viteza de picurare, veți calcula concentrațiile necunoscute ale soluțiilor pe care le veți utiliza.

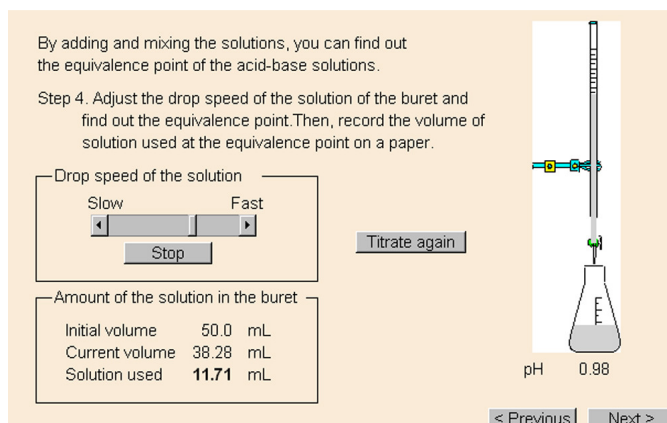


Figura 14

2. Studiul clasic



La titrarea fiecărei soluții se fac cel puțin trei determinări, între care nu trebuie să existe o diferență mai mare de 0,05 cm³.

Vom titra un volum de 50 ml soluție 1n de acid clorhidric cu o soluție 1n de hidroxid de sodiu și vom constata că se vor consuma pentru neutralizare exact 50 ml soluție NaOH. În acest caz apare punctul de echivalență, iar soluția în vasul de titrare are pH = 7. Dacă se reprezintă

grafic pH-ul soluției în timpul titrării acidului cu baza se obține curba de titrare, care reflecta variația pH-ului funcție de aciditate și de bazicitate.

Am obținut valorile din tabelul 1 pentru volumul soluției de NaOH introdus peste volumul de 50ml HCl și pentru valorile corespunzătoare ale pH-ului obținut. Cu aceste valori curba de titrare se prezintă ca în figura 15.

ml NaOH	pH
49	3
49,5	3,3
49,9	4
49,95	4,3
50	7
50,05	9,7
50,1	10
51	11

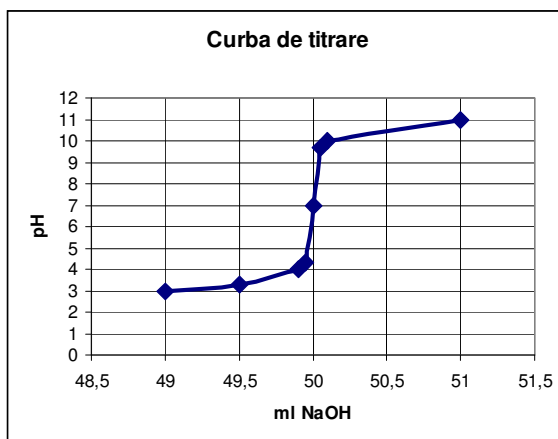


Figura 15

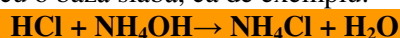
Punctul de echivalență este punctul aflat la pH = 7, deci în mediu neutru. Observați că în jurul punctului de echivalență, pentru variații foarte mici ale volumului de soluție de acid sau bază, pH-ul se schimbă foarte mult. În apropierea acestui punct, curba apare aproape paralelă cu ordonata,

ceea ce oferă posibilitatea utilizării mai multor indicatori pentru punerea în evidență a punctului de echivalență.

Dacă în loc de acid clorhidric, se folosește acid acetic 1n, pentru realizarea aceluși pH, volumele de hidroxid de sodiu diferă mult față de cazul precedent.

În cazul titrării unui acid slab cu o bază tare, curba de titrare nu mai este simetrică față de punctul neutru, iar echivalența se stabilește în mediu bazic, la $\text{pH} = 8,89$. În acest caz, vom folosi pentru titrare indicatori care virează la pH bazic, cum este *fenoftaleina*. Înaintea punctului de echivalență, pH-ul variază puțin pe măsură ce progresează neutralizarea. Până la punctul de echivalență se găsește în soluție acid acetic și sarea sa, acetatul de sodiu. Acetatul de sodiu hidrolizează și creează mediul bazic, ceea ce explică apariția punctului de echivalență în mediu bazic. După punctul de echivalență pH-ul variază brusc, ca și în cazul neutralizării anterioare.

La titrarea unui acid tare cu o bază slabă, ca de exemplu:

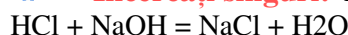


punctul de echivalență fiind în mediu acid, vom folosi indicatori care virează în mediu acid, ca *roșu de metil*. După punctul de echivalență pH-ul variază foarte puțin.

La neutralizarea unui acid slab cu o bază slabă, pH-ul variază foarte puțin între 4 și 8, echivalența se stabilește la $\text{pH} = 7$, dar acest punct nu poate fi observat ușor și în consecință reacția nu poate servi la determinări cantitative.



Încercați singuri! Reacția de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare



Într-un flacon Erlenmeyer se măsoară cu biureta 5 ml soluție de HCl de concentrație necunoscută, apoi se măsoară cu biureta 20 ml apă distilată. Se agită flaconul Erlenmeyer pentru uniformizarea concentrației soluției, apoi se adaugă 2-3 picături de fenolftaleină.

Soluția de HCl se titrează cu o soluție de NaOH de concentrație 1M până când soluția din flaconul Erlenmeyer se colorează în roz slab, dar persistent. Soluția de NaOH din biuretă se adaugă în flaconul de titrare picătură cu picătură, sub continuă agitare, având grijă ca fiecare picătură de soluție de NaOH să reacționeze cu soluția de HCl!

Notați volumul soluției de NaOH folosit la titrare.

Scrieți și comentați reacția de neutralizare! Calculați concentrația soluției de HCl titrate!



3. Studiul reacției de neutralizare utilizând un pH-metru Vernier

În continuare veți fi parteneri cu noi (de la distanță!), într-un experiment cu achiziție computerizată de semnale, generate de un senzor specializat în măsurarea pH-ului. Acesta se cuplează cu computerul prin intermediul convertorului analog-digital Go! Link, conectat în portul USB, și lucrează cu software ușor de utilizat. Funcționează pe principiul descris anterior: tensiunea generată de electrodul combinat este amplificată de către un amplificator situat în mânerul senzorului, iar semnalul rezultat este preluat de convertor și trecut în format digital spre a putea fi analizat.

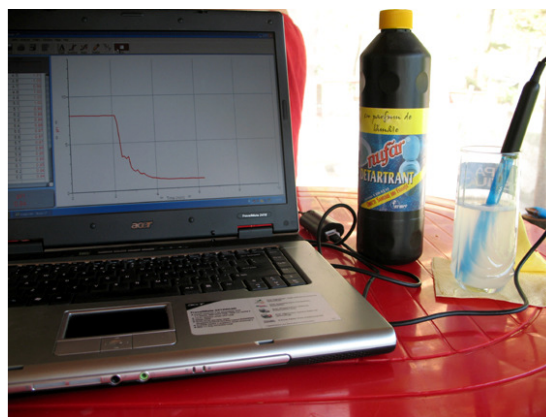


Figura 16



În primul astfel de experiment vom monitoriza o titrare de bază slabă (apă de robinet + agent pentru dedurizare- hexametăfosfat de sodiu, cunoscut sub numele de Calgon + detergent), cu un acid tare (detartrant pentru faianță: acid sulfuric și acid clorhidric). Ambele soluții apar frecvent în peisajul cotidian. Toată investigația se desfășoară cu materiale la îndemâna oricui, exceptând sistemul de achiziție de semnal. Așadar, biureta va fi înlocuită cu o pipetă de la farmacie, iar paharul Erlenmeyer cu partea inferioară a unui pet de apă minerală. Cu puțină îndemânare și după mai multe încercări am obținut următorul semnal pe care îl puteți vedea în figura 17.

Vă vom pune acum în situația de a prelucra singuri semnalul generat de senzorul de pH utilizând Microsoft Excel. Noi am transferat valorile pentru timp și pH obținute cu acest senzor într-un fișier xls. Accesați acum fișierul [titrare ape.xls](#) și efectuați următoarele:

- ✓ Reprezentați grafic **pH** –ul soluției utilizate în funcție de timpul **t** exprimat în s
- ✓ Calculați din tabel valoarea variației maxime a pH-ului.
- ✓ Identificați punctul de echivalență.



Cum apreciați tăria ca acid a detartrantului utilizat? Dar tăria ca bază a apei cu detegent și agent pentru dedurizare?

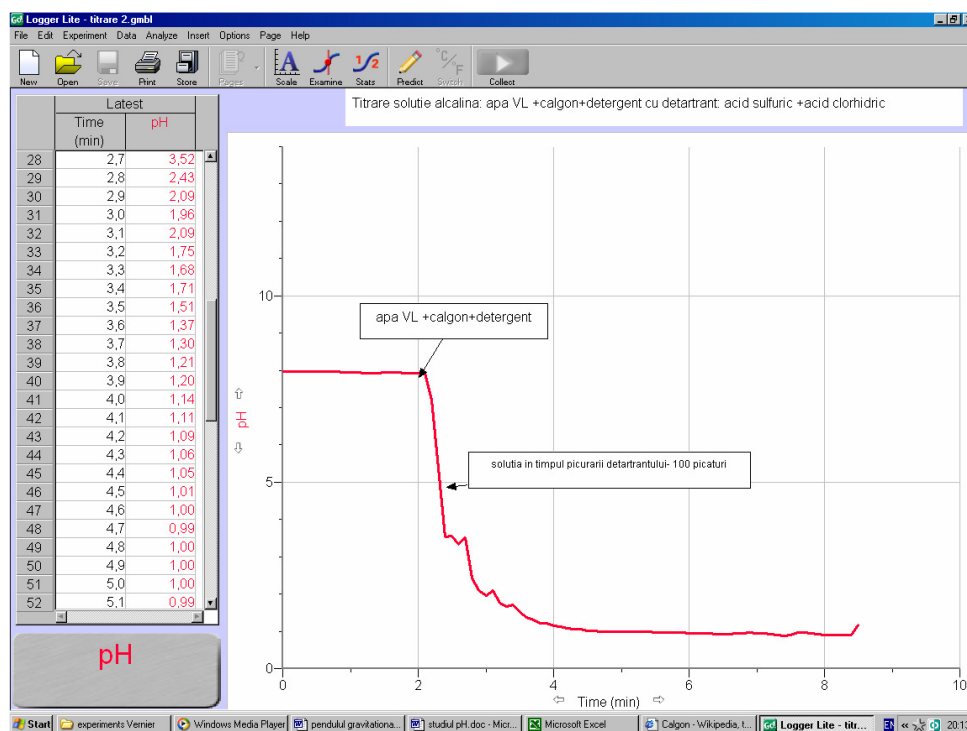


Figura 17

Studiul sucului de varză

În continuare vă propunem să asistați la titrarea sucului de varză extras după rețeta anterioară, cu acid clorhidric și respectiv cu hidroxid de sodiu. Virarea culorii o puteți observa în figura 18.





Figura 18

Noi am transferat valorile pentru timp și pH obținute în cazul sucului de varză într-un fișier xls. Accesați acum fișierul [suc varza.xls](#) și efectuați următoarele:

- ✓ Reprezentați grafic **pH** –ul soluției utilizate în funcție de timpul **t** exprimat în **s**, ca serii pe același grafic.
- ✓ Calculați valoarea variației maxime a pH-ului în fiecare dintre situații.
- ✓ Formulați concluzii cu privire la tăria soluțiilor utilizate!

Neutralizarea sucului gastric

Acum vom simula efectul unei tablete de carbonat de calciu și de magneziu asupra sucului gastric! Arsurile stomacale reprezintă o suferință frecventă cauzată de creșterea conținutului de acid clorhidric al sucului gastric. Sucul gastric are pH cuprins între 1,5 și 3,5. Vom utiliza oțet pe post de suc gastric. În recipientul cu oțet vom introduce tableta pisată de carbonat de calciu și de magneziu. Reacția de neutralizare va fi însoțită de efervescență, ca în figura 19.

Am transferat valorile pentru timp și pH obținute în cazul sucului gastric într-un fișier xls. Accesați acum fișierul [pansament gastric.xls](#) și efectuați următoarele:

- ✓ Reprezentați grafic **pH** –ul în funcție de timpul **t** exprimat în **s**.
- ✓ Calculați variația pH-ului în această situație.
- ✓ Explicați degajarea de gaze în această reacție!



Figura 19

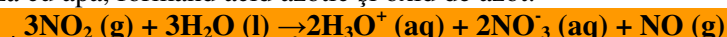
Ploi acide

În procesul arderii combustibililor fosili, precum cărbunii, benzina sau petrolul, apar emisii de oxizi de sulf, carbon și azot în atmosferă. Acești oxizi se combină cu vaporii de apă din atmosferă și formează acid sulfuric, acid carbonic și respectiv acid azotic. Când plouă sau ninge, acești acizi ajung pe pământ sub forma a ceea ce numim ploaie acidă. De fapt sunt precipitații acide!

Precipitațiile normale sunt ușor acide, au pH-ul între 5,5 și 6,2, datorită existenței dioxidului de carbon din atmosferă care reacționează cu apa formând acid carbonic, un acid slab.

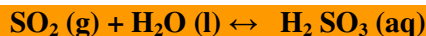


Ploile devin acide (cu pH sub 5,5) datorită emisiilor de dioxid de sulf și monoxid de azot. Azotul și oxigenul atmosferic pot reacționa la temperaturile ridicate produse de motoarele cu ardere internă ale automobilelor și ale centralelor termice cu formare de oxizi de azot: NO, NO₂. NO₂ rezultat reacționează cu apa, formând acid azotic și oxid de azot:



substanțe puternic poluante.

Un alt agent poluant este SO_2 , rezultat la arderea combustibililor fosili, care se combină direct cu apa, formând acid sulfuros (acid slab):



Sub acțiunea prafului și a aerosolilor, SO_2 reacționează cu oxigenul atmosferic și formează SO_3 , care prin dizolvare în apă formează acidul sulfuric (acid tare).



Acidul sulfuric are o acțiune deosebit de nocivă, deoarece blochează ionii de calciu din sol și împiedică absorbția acestuia de către plante. În mod obișnuit, solul (de exemplu, al pădurilor) conține 5-10 g calciu pe kg. În ultimul timp, sub acțiunea ploilor acide conținutul în calciu a scăzut la 0,3 g/kg. În aceste condiții, melcii nu mai pot supraviețui, iar multe păsări în absența melcilor își mănâncă propriile ouă (coaja conține calciu) pentru a-și păstra regimul de viață necesar. Ploile acide aduc mari prejudicii vieții planetei noastre; în mod special, au suferit plantele și animalele de apă dulce.

Ploile acide produc pagube însemnate și generează acidifierea lacurilor și solurilor. Spre exemplu, mii de lacuri din Scandinavia au fost afectate de mortalitate piscicolă în perioada 1950-1980, ca urmare a procesului de acidifiere a apei.

În estul SUA și în Europa precipitațiile au adesea un pH cuprins între 4,5 și 4,0.

Pe lângă efectul nefavorabil asupra factorilor de mediu, acestea pot afecta clădiri sau suprafețe metalice și reprezintă o amenințare directă pentru sănătatea populației. O altă consecință a creșterii acidității o constituie eliberarea de ioni metalici din sol și sedimente în apele de suprafață și în cele subterane.



4. Studiul acidulării apelor utilizând un pH-metru Vernier

Continuăm parteneriatul de la distanță printr-un alt experiment cu achiziție computerizată de semnale, generate de senzorul specializat în măsurarea pH-ului. Acesta se cuplează cu computerul prin intermediul convertorului analog- digital Go! Link, conectat în portul USB, și lucrează cu software ușor de utilizat. Tensiunea generată de electrodul combinat este amplificată de către un amplificator situat în mânerul senzorului, iar semnalul rezultat este preluat de convertor și trecut în format digital spre a putea fi analizat.

Acum vom monitoriza succesiv titrarea diferitor tipuri de apă care vor juca rol de bază slabă cu un acid tare (detartrant pentru faianță: acid sulfuric și acid clorhidric). Ne interesează să investigăm modul în care acidul sulfuric din acest detartrant contribuie la scăderea pH-ului în cazul apei de ploaie, al apei distilate, al apei de la robinet și al apei dintr-un pârau din zona Valea Lungă, Dâmbovița. Toată investigația se desfășoară cu materiale la îndemâna oricui, exceptând sistemul de achiziție de semnal. Din nou, biureta va fi înlocuită cu o pipetă de la farmacie, iar paharul Erlenmeyer cu partea inferioară a unui pet de apă minerală. După mai multe încercări am obținut semnalele pe care le puteți vedea în figura 20.

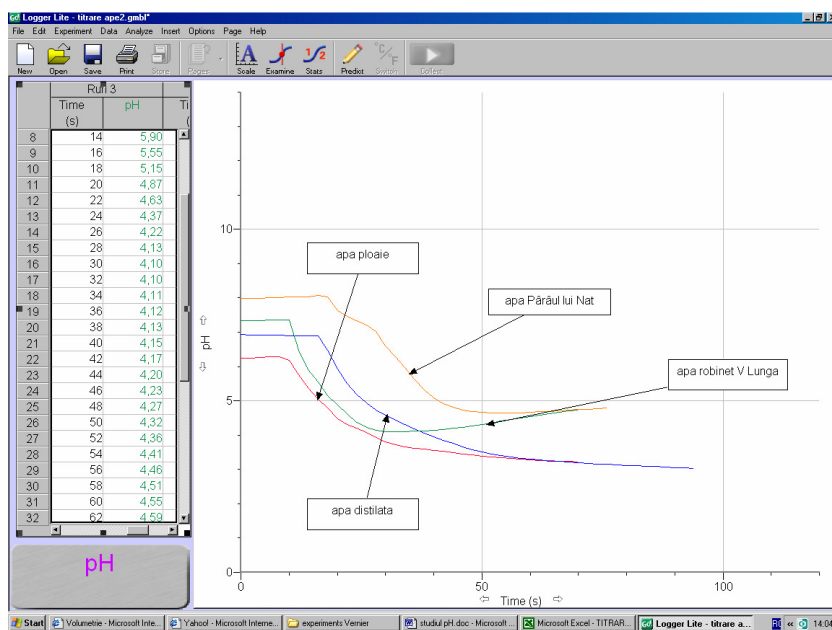


Figura 20

Urmează să prelucrați singuri semnalul generat de senzorul de pH utilizând Microsoft Excel. Noi am transferat valorile pentru timp și pH obținute cu acest senzor într-un fișier xls. Accesați acum fișierul [titrare ape.xls](#) și efectuați următoarele:

- ✓ Reprezentați grafic **pH** –ul fiecărui tip de apă în funcție de timpul **t** exprimat în **s**, ca serii pe același grafic.
- ✓ Calculați din tabel valorile variației maxime a pH-ului fiecărui tip de apă.
- ✓ Introduceți valorile obținute ale variației maxime a pH-ului fiecărui tip de apă într-un alt grafic de tip Column, creat în același registru de foi de calcul
- ✓ Explicați aceste diferențe de comportament ale apelor titrate!



Care dintre apele utilizate este cea mai vulnerabilă în fața acidului sulfuric utilizat?

Studiu de caz: Laptele de vacă

Laptele, lichid de culoare alb-gălbui este un aliment frecvent consumat încă din cele mai vechi timpuri. Este hrana de bază a copiilor nou-născuți și a puilor de animale ajutându-i să se dezvolte și să crească. Este un aliment complex și ușor asimilat de către organism, constituind unul din alimentele de bază în nutriția omului. Conține peste o sută de substanțe nutritive necesare vieții: aminoacizi, acizi grași, lactoze, vitamine, elemente minerale, proteine. Proteinele conțin aminoacizi necesari creșterii și menținerii sănătății. Grăsimea din lapte contribuie la formarea rezervelor de grăsime din organism. Vitaminele conținute în proporții apreciabile ridică valoarea nutritivă a laptelui.

Substanțele nutritive se găsesc în proporții optime în lapte, astfel încât acesta este asimilat de organism mai bine decât oricare alt aliment, atât în stare proaspătă cât și sub formă de diferite produse lactate. Laptele de vacă conține:

- Apa 87,5%
- Substanța uscată totală 12,5%
- Grăsime 3,5%

- *Substanța uscată neagră* 9,0%
- *Proteine totale* 3,4%
- *Cazeina* 2,8%
- *Lactoza* 4,5%
- *Săruri minerale* 0,7%

Substanța uscată – se obține prin încălzirea laptelui la temperatura de 102-105°C și evaporarea apei. Este un reziduu de culoare galben-brună. Dintre compușii chimici ai laptelui, cel care variază este grăsimea și de aceea în practică se folosește ca indice caracteristic substanța uscată neagră, adică substanța rămasă după îndepărtarea grăsimii din reziduu obținut prin evaporarea apei.

Grăsimea – este componenta din lapte care prezintă cele mai mari variații cantitative în funcție de specie, de rasa animalului și de perioada de lactație. Ea variază în limite largi 3-5% cu o valoare medie de 3,7% și se prezintă sub formă emulsionată. Lipidele se întâlnesc sub forma de globule de mărimi variabile. În compoziția grăsimii laptelui intră aproape toți acizii grași saturați și nesaturați, dar în cantități reduse. Dintre aceștia, următorii sunt prezenți într-o cantitate mai mare: acid butiric, acid capronic, acid caprilic, acid lauric, acid miristic, acid palmitic, acid stearic, acid arahic, acid oleic și acid linoleic. Culoarea grăsimii este dată de prezența unor pigmenți (carotina, xantofila) care provin din hrana verde, încât vara, datorită pășunatului, culoarea grăsimii este mai galbenă decât iarna.

Proteinele din lapte sunt formate din cazeină, lactoalbumină și lactoglobulină.

Cazeina – reprezintă 80% din totalul substanțelor proteice din lapte. Se poate obține din lapte prin precipitare în prezența unui acid la pH= 4,6. Sub formă pură ea se prezintă ca o pulbere albă, fără gust și fără miros. Ea coagulează și sub acțiunea unor enzime (cheag, pepsina).

Lactoglobulina – se găsește în cantități foarte mici. Are un conținut mai ridicat de sulf față de cazeină și un conținut foarte redus de fosfor.

Lactoalbumina – are conținut relativ redus de azot și un conținut ridicat de sulf. Nu conține fosfor, este solubilă în apă, precipită sub acțiunea căldurii (peste 72°C).

Lactoza – sau zaharul din lapte imprimă gustul dulceag laptelui proaspăt muls. Puterea ei de îndulcire este de circa patru ori mai mică decât a zaharozei. Este secretată de glanda mamara și se găsește în natura numai în lapte. Din punct de vedere chimic este o dizaharidă formată dintr-o moleculă de glucoză și una de galactoză. Sub acțiunea unor microorganisme (bacterii, drojdii) suferă diferite fermentații care au unele caracteristici de gust și de aromă utilizate la obținerea diferitelor produse lactate.

Sărurile minerale – laptele conține circa 45 de elemente minerale, săruri minerale sub formă de cloruri (Na, K), fosfați (monopotasic, dipotasic), citrați (tripotasic, tricalcic). Un rol important în procesul de încheagare a laptelui îl au sărurile de calciu și fosfor care asigură obținerea coagulării consistente pentru a putea fi prelucrat în brânzeturi.

Vitaminele – laptele conține cantități apreciabile de vitamine hidrosolubile și liposolubile. Conținutul de vitamine din lapte este influențat în principal de tratamentul termic aplicat în diferite faze tehnologice. Exemple de vitamine care se găsesc în lapte:

- *Vitamina A*: nu se distruge în timpul pasteurizării dacă se evită contactul cu aerul și cu lumina. În lapte se găsește în proporție de 30%.
- *Vitamina B₁*: se găsește în lapte în proporție 23%, rezistă în timpul pasteurizării de scurtă durată.
- *Vitamina B₂*: se găsește în lapte în proporție de 85%, nu se distruge în timpul pasteurizării de scurtă durată.
- *Vitamina C*: se găsește în proporție de 29%, este sensibilă la căldură și lumină.
- *Vitamina PP*: se găsește în lapte de proporție de 66%.

Enzimele – în lapte se găsesc 19 enzime provenind din sânge sau secretate de diferite microorganisme. Principalele enzime ale laptelui sunt peroxidaza, catalaza, reductaza, amilaza,

lipaza. Lipaza descompune grăsimea. Proteazele descompun substanțele proteice. Fosfataza și peroxidaza se folosesc ca indicatori ai proceselor termice la care este supus laptele.

Gazele – conținutul de gaze înglobate în lapte este variabil. Imediat după muls volumul de gaze este mai mare și predomină cantitativ CO_2 .

Proprietățile fizice și chimice ale laptelui

Ne vom opri asupra proprietăților pe care le vom investiga ale laptelui de vacă:

- **Densitatea** — depinde de raportul dintre concentrația laptelui și cantitatea de substanțe solide, atât substanțele negrase și cât și grăsimea pe care acesta o conține. Densitatea variază invers proporțional cu conținutul de grăsime și direct proporțional cu conținutul de proteine, lactoze și săruri din lapte. Limitele normale de variație ale densității laptelui de vacă sunt cuprinse între 1,027 și 1,033, cu o valoare medie de 1,029.

Determinarea densității este utilizată în cazul laptelui de orice fel și a zerului. Se realizează cu termolactodensimetrul (fig.21), la temperatura de 15-25°C prin efectuarea unor corecții dacă temperatura nu este de 20 °C. Corecția de temperatură este de $\pm 0,0002$ pentru fiecare °C. În cazul când determinarea densității s-a făcut la temperaturi mai mari pentru fiecare grad de temperatură se adaugă 0,0002. Dacă determinarea s-a făcut sub 20 °C se scad câte 0,0002 pentru fiecare grad de temperatură în minus. Se toarnă laptele în cilindru astfel încât să nu se formeze spume; se lasă liber termolactodensimetrul în cilindru până când rămâne stabil și apoi se citește. La laptele de vacă densitatea variază între 1,029-1,032.



Figura 21

- **pH- ul** — exprimă aciditatea liberă a laptelui. Laptele de vacă are pH- ul cuprins între 6,4-6,7. Aciditatea crește în timpul păstrării, datorită acidului lactic care se formează prin fermentarea lactozei de către bacteriile lactice. Creșterea acidității este mai rapidă atunci când temperatura de păstrare este mai ridicată. Aciditatea este unul din indicii calitativi importanți care oferă informații asupra gradului de prospețime a laptelui. În mod obișnuit se determină prin titrarea a 10 ml lapte cu soluție de Na OH 0,1 n, având ca indicator fenolftaleina. În țara noastră aciditatea se exprimă în grade Thorner ($^{\circ}\text{T}$) și reprezintă numărul de mililitri de soluție NaOH 0,1n folosiți pentru neutralizarea acidității a 100 ml lapte. Aciditatea se exprimă în grade Thörner și este cuprinsă între limitele 15-19 $^{\circ}\text{T}$. Laptele proaspăt muls are o aciditate de 16-18 $^{\circ}\text{T}$. În alte țări se folosesc soluții de hidroxid de sodiu cu alte concentrații. Aciditatea limită admisă pentru laptele destinat prelucrării este de 20 $^{\circ}\text{T}$; o aciditate mai ridicată atrage după sine coagularea proteinelor în timpul tratamentului termic.



5. Studiul acririi laptelui de vacă utilizând un pH-metru Vernier

Un alt experiment cu achiziție computerizată de semnale este dedicat monitorizării pH-ului laptelui de vacă în timpul acririi sale. Dacă laptele neprocesat nu este ținut între 1° și 4° Celsius, devine acru. Este rezultatul fermentării bacteriene care transformă zaharida (lactoza) în acid lactic. Acest proces de fermentare este folosit în fabricația anumitor produse lactate.

Vom face rost de un pahar de lapte de vacă proaspăt muls, vom cupla pH -metrul cu computerul prin intermediul convertorului analog -digital Go! Link, conectat în portul USB și vom accesa software-ul specializat. Tensiunea generată de electrodul combinat este trimisă

amplificatorului situat în mânerul senzorului, iar semnalul rezultat este preluat de convertor și trecut în format digital spre a putea fi analizat.

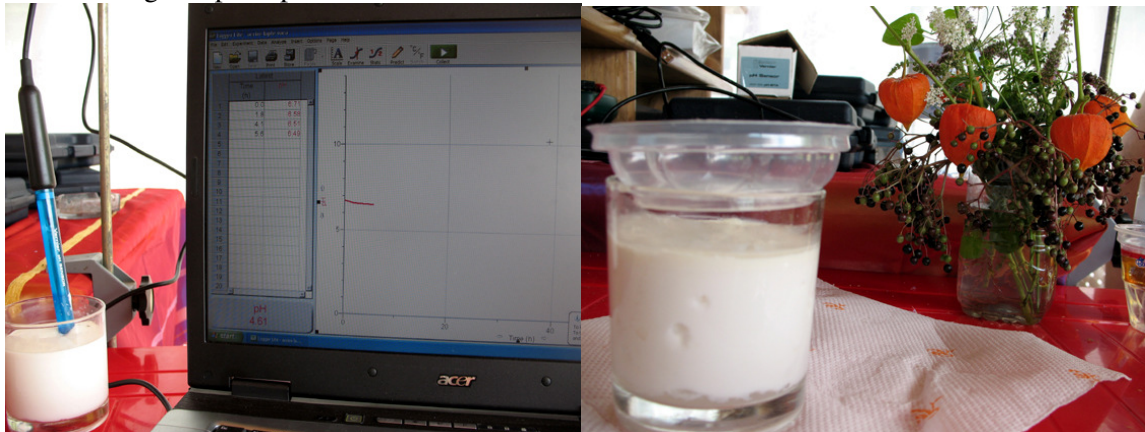


Figura 22 Monitorizarea acririi laptelui de vacă

Cafea cu lapte condensat

Vom testa acum efectul laptelui condensat asupra cafelei filtru. Veți prelucra semnalul generat de senzorul de pH introdus în cafea utilizând Microsoft Excel. Noi am transferat valorile pentru timp și pH obținute cu acest senzor într-un fișier xls. Accesați acum fișierul [cafea lapte.xls](#) și efectuați următoarele:

- ✓ Reprezentați grafic **pH** –ul în funcție de timpul **t** exprimat în s. Salturile reprezintă modificarea de pH datorată unei doze de lapte condensat.
- ✓ Calculați valorile variației pH-ului odată cu adăugarea câte unei doze de lapte.



Explicați fenomenul care are loc!

Determinarea acidității prin titrare

Vom neutraliza lapte de vacă cu o soluție de hidroxid de sodiu în prezența fenolftaleinei ca indicator. Reactivii necesari sunt: soluție NaOH 0,1n, fenolftaleină, apă distilată.

Luăm cu o pipetă 10 ml din proba de lapte, îl introducem într-un vas Erlenmayer de 100 ml. Vom adăuga 20 ml apă distilată și 3-5 picături de fenolftaleină. Titrăm cu soluția de NaOH, sub agitare continuă până la apariția unei colorații roz, care persistă un minut (fig.23). Aciditatea exprimată în grade Thörner se va calcula înmulțind volumul în ml de NaOH 0,1n folosit la titrare cu 10 și apoi cu factorul de normalitate al soluției utilizate, care este 0,1.



Câte picături au fost necesare? Ce aciditate are laptele utilizat?



Figura 23 Montajul experimental: titrarea laptelui de vacă

Go! Link este marca înregistrată a companiei Vernier International, SUA