

**MIHAELA GABRIELA DUMITRU**

# **CHIMIA ALIMENTELOR**



**EDITURA UNIVERSITARIA**  
**Craiova, 2022**

Referenți științifici:

Prof.univ.dr. Ileana Cristina BĂBEANU

Conf.univ.dr. Nicoleta CIOATERĂ

Departamentul de Chimie, Facultatea de Științe

Universitatea din Craiova

Copyright © 2022 Editura Universitaria

Toate drepturile sunt rezervate Editurii Universitaria

**Descrierea CIP a Bibliotecii Naționale a României**

**DUMITRU, MIHAELA GABRIELA**

**Chimia alimentelor** / Mihaela Gabriela Dumitru. - Craiova :  
Universitaria, 2022

Conține bibliografie

ISBN 978-606-14-1869-5

54

664

© 2022 by Editura Universitaria

Această carte este protejată prin copyright. Reproducerea integrală sau parțială, multiplicarea prin orice mijloace și sub orice formă, cum ar fi xeroxarea, scanarea, transpunerea în format electronic sau audio, punerea la dispoziția publică, inclusiv prin internet sau prin rețelele de calculatoare, stocarea permanentă sau temporară pe dispozitive sau sisteme cu posibilitatea recuperării informațiilor, cu scop comercial sau gratuit, precum și alte fapte similare săvârșite fără permisiunea scrisă a deținătorului copyrightului reprezintă o încălcare a legislației cu privire la protecția proprietății intelectuale și se pedepsesc penal și/sau civil în conformitate cu legile în vigoare.

## *Prefață*

*În contextul economico-social actual, calitatea produselor alimentare s-a impus ca factor determinant al unei acerbe concurențe în domeniul alimentar, ca urmare a apariției tot mai variate de produse oferitate.*

*Studierea compoziției chimice a produselor alimentare, elucidarea corectă a influenței materiilor prime și a factorilor tehnologici, care intervin în modificarea calitativă a acestora, au un rol important, contribuind la stabilizarea stării de sănătate a omenirii.*

*Pentru aceasta, mi-am propus să tratăm în prezentul manual noțiunile fundamentale de chimia alimentelor necesare studenților de la facultățile de Agronomie și Horticultură. Materialul este prezentat într-un număr relativ redus de pagini raportat la volumul imens de date informaționale existente.*

*Conștientă de dificultatea domeniului abordat, voi fi recunoscătoare tuturor celor care, prin observații și sugestii pertinente, vor contribui la îmbunătățirea lucrării și la creșterea valorii sale științifice în vederea unei editări ulterioare.*

*Autorul*



*Cunoscutul citat al lui Jean Anthelme Brillat-Savarin (1826) “Ești ceea ce mănânci” reflectă anumite contraste, deoarece anumiți cercetători au ajuns la concluzia că “de fapt, suntem ceea ce credem că mâncăm, mai pe scurt, ce gândim că mâncăm, suntem”.*



## INTRODUCERE

**Chimia alimentară** este studiul chimic al proceselor și interacțiilor tuturor componentelor biologici și non-biologici din alimente.

Această ramură a chimiei se aseamănă cu biochimia, tratând subiecte compune ca zaharidele, lipidele și proteinele, dar include și studiul apei, vitaminelor, mineralelor, enzimelor, aditivilor alimentari, coloranților și a aromelor.

Potrivit Legii nr. 150/2004 privind siguranța alimentelor “prin aliment ori produs alimentar se înțelege orice produs sau substanță, indiferent dacă este prelucrat integral, parțial sau neprelucrat, destinat consumului uman ori preconizat a fi destinat consumului uman”.

Alimentele includ și băuturile, guma de mestecat și orice altă substanță, inclusiv apa, încorporată intenționat în hrană în timpul producerii, pregătirii sau tratării acesteia”.

În noțiunea de aliment nu se includ:

- a) hrana pentru animale;
- b) animalele vii, în afara cazului în care acestea sunt destinate a fi procesate în vederea punerii pe piață a produselor destinate consumului uman;
- c) plantele înainte de recoltare;
- d) produsele medicinale;
- e) produsele cosmetice;
- f) tutunul și produsele din tutun;
- g) substanțele narcotice și psihotrope;
- h) reziduurile și contaminanții.

Fennema (1989) arată că “alimentele sunt produse fabricate și vândute pentru a fi folosite ca hrană sau băutură, destinate consumului uman, precum și ingredientele care pot fi amestecate în alimente pentru un scop determinat”, iar Belitz și

Grosch, 1999, consideră că “alimentele sunt produse, în principal, naturale, procesate și/sau preparate culinar, consumate de om pentru hrană și pentru savoirea lor”.

Definițiile evidențiază că alimentele sunt produse și/sau substanțe provenite din materii prime naturale: de origine animală (lapte, carne, ouă, miere) și de origine vegetală (pâine, uleiuri, zahăr și zaharoase, legume, fructe etc.).

Băuturile alcoolice (bere, vin, spirtoase) și nealcoolice (sucuri, răcoritoare etc.) intră tot în categoria alimentelor.

## 2. APA

**Apa**, ca și energia, reprezintă o componentă esențială a existenței și dezvoltării civilizației umane. Consumul de apă naturală (*apă brută*) presupune satisfacerea cerințelor de apă ale populației urbane și rurale (*apa potabilă*), ale industriei (*apa industrială* sau *tehnologică*), ale agriculturii (*apa pentru irigații*) și zootehniei, precum și din considerente urbanistice și de agrement.

Apa reprezintă cea mai răspândită substanță din natură, acoperind 3/4 din scoarța terestră, unde se regăsește sub cele trei stări de agregare:

- apa lichidă (cca. 97,85 % din totalul de apă de pe Terra). Din aceasta, cca. 97,2 % se află în mări și oceane sub formă de apă sărată și doar cca. 0,65 % este sub formă de apă “dulce”, în râuri, lacuri și ape freatice;
- apa solidă (cca. 2,14 %) aflată în calotele glaciare și ghețarii montani;
- apa gazoasă (cca. 0,01 %) existentă în norii atmosferici.

### 2.1. Molecula de apă

În 1781, fizicianul englez H. Cavendish a arătat ca apa se formează prin explozia unui amestec de hidrogen și oxigen, cu ajutorul scânteii electrice.



În 1783, Lavoisier a repetat experiența, realizând pentru prima oară sinteza cantitativa a apei. S-a stabilit atunci ca 2g de hidrogen se combină cu 16g oxigen pentru a da 18g apă.

În 1805, Humboldt și Gay-Lussac au arătat ca apa este formată din două volume de hidrogen și un volum de oxigen.

Apa naturală constă în amestecul speciilor de izotopi ai oxigenului:  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ , cu cei trei izotopi ai hidrogenului:  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$ . Combinarea acestora generează 18 specii de molecule de apă.

Apa pură este întotdeauna un amestec de apă ușoară ( $\text{H}_2\text{O}$ ) și de cantități extrem de mici de apă grea ( $\text{D}_2\text{O}$ ) și apă hipergrea ( $\text{T}_2\text{O}$ ).

Conținutul procentual de hidrogen fiind 11,11 % respectiv de oxigen 88,89 %.

Între atomul de oxigen și fiecare atom de hidrogen se stabilește câte o legătură covalentă polară iar unghiul dintre acestea este de  $104,5^\circ$  (Fig. 2.1).

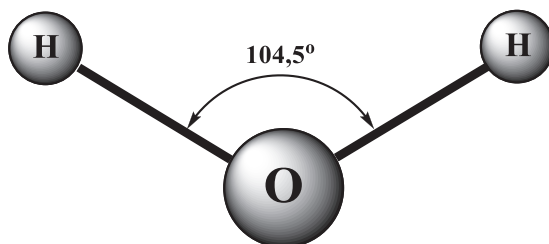


Fig. 2.1. Monomer de apă

## 2.2. Stare naturală

### 2.2.1. Structura apei în stare solidă

Prin studii de difracție a razelor X s-a constatat că, în rețeaua cristalină a gheții, fiecare moleculă de apă este înconjurată de alte patru molecule de apă, formând un tetraedru, Figura 2.2.

În molecula centrală, fiecare atom de hidrogen formează o legătură de hidrogen cu câte o pereche de electroni neparticipanți ai altor două molecule de apă și fiecare pereche de electroni

neparticipanți din această moleculă formează o legătură de hidrogen cu un atom de hidrogen al unei molecule de apă vecine.

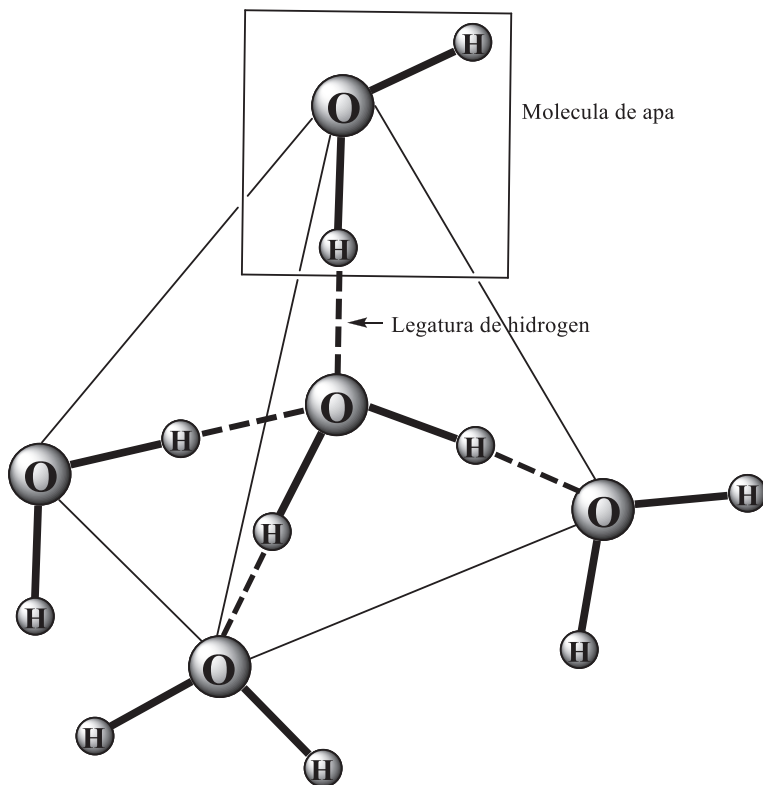


Fig. 2.2. Rețeaua cristalină a gheții

În spațiul tridimensional, continuată la infinit, această structură (confirmată prin difracția cu neutroni) corespunde tipului de rețea hexagonal, Fig. 2.3.

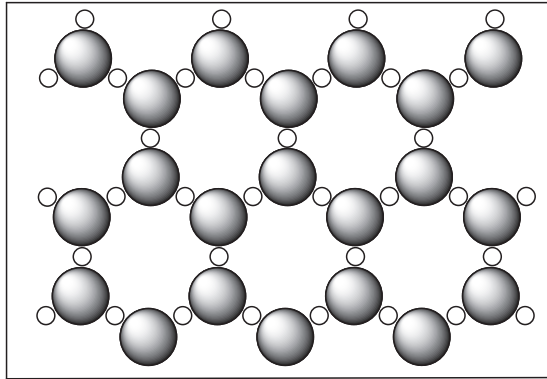


Fig. 2.3. Dispunerea moleculelor de apă în fază solidă (rețea hexagonală).

### 2.2.2. Structura apei în stare lichidă

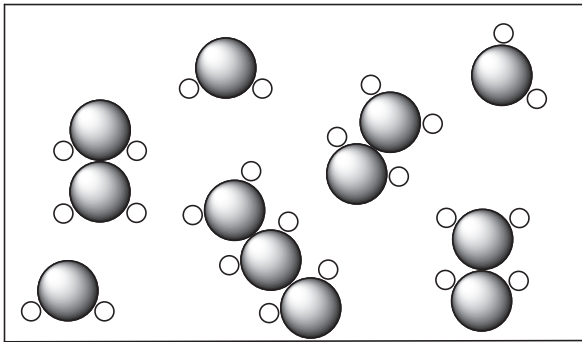


Fig. 2.4. Dispunerea moleculelor de apă în fază lichidă.

Apa lichidă nu este formată din molecule  $H_2O$  independente, ci din molecule asociate prin legături de hidrogen, fapt ce explică anomaliile proprietăților fizice ale apei.

La topirea gheții nu se rup toate legăturile de hidrogen ale rețelei, ci doar o parte din ele. Procesul de rupere a asociațiilor de molecule de apă în fragmente mai mici și în molecule simple de  $H_2O$  are loc în mod continuu, odată cu creșterea temperaturii. În apa lichidă există fragmente cu structură tetraedrică, dar și

asociații cu structuri mai compacte care, în echilibru cu structura mai afânată, explică creșterea abruptă a densității la topire (la 0 °C), urmată de o creștere mai lentă a densității (până la 4 °C) când este atins un maxim. Peste această temperatură, densitatea scade monoton.

În cazul apei nu se poate vorbi de existența unor polimeri propriu-ziși, căci fiecare moleculă de apă tinde să se înconjoare tetraedric cu alte molecule de apă. În apa lichidă se formează asociații de două până la șase molecule de apă, care însă există individual numai un timp foarte scurt. Aceste asociații de molecule de apă se desfac și se refac neconținut, astfel încât, statistic, numărul total de molecule asociate, dintr-o cantitate dată de apă, rămâne constant, la aceeași temperatură.

Odată cu creșterea temperaturii, prin topirea gheții, se rup brusc cca. 15 % din legăturile de hidrogen din cristalul de gheață, la 40 °C în apa lichidă se desfac în jur de 50 % din legături, iar în apa în stare de vapori sunt desfăcute toate legăturile de hidrogen.

### 2.2.3. Structura apei în stare gazoasă

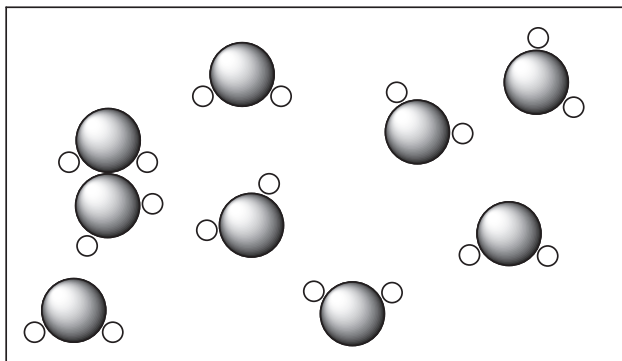


Fig. 2.5. Dispunerea moleculelor de apă în fază gazoasă

În stare gazoasă, datorită agitației termice foarte intense, în apă se rup toate legăturile de hidrogen, moleculele de apă devenind libere (izolate). La temperaturi puțin mai mici de 100

°C, mai pot exista asociații moleculare între moleculele de apă în stare de vapori. La presiuni ridicate, densitatea vaporilor de apă poate crește substanțial. Acest comportament se explică prin faptul că presiunea favorizează asocierea moleculelor, asociere care dispare însă rapid, odată cu creșterea temperaturii, Figura 2.5.

De asemenea, apa mai există într-o stare rară numită fluid supercritic, care are loc numai în condiții extrem de nelocuit. Atunci când apa atinge o temperatură critică specifică și o presiune critică specifică (647 K și 22.064 MPa), fazele lichide și gaze fuzioneze într-o singură fază fluidă omogenă care împărtășește proprietățile gaz și lichid.

### 2.3. Proprietăți fizice

Diferite proprietăți fizice ale apei servesc pentru definirea unor mărimi fizice fundamentale. Astfel, temperaturile de topire și de fierbere ale apei la presiunea de 760 torr definesc unitatea de temperatură în scara Celsius și implicit în scara temperaturilor absolute; unitatea de măsură pentru căldură, caloria, este egală cu capacitatea calorică a unui gram de apă la temperatura de 15 °C; unitatea de masă, kilogramul, este egală cu masa unui dm<sup>3</sup> de apă pură, la temperature densității maxime (4 °C)

Unele proprietăți fizice ale apei prezintă anomalii (alături de HF, NH<sub>3</sub> și mai puțin HCl), față de a hidrurilor vecine din sistemul periodic (CH<sub>4</sub>, PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, HBr etc.), datorită asociației moleculelor H<sub>2</sub>O prin legături de hidrogen. Aceste anomalii sunt: puncte de topire și puncte de fierbere, densitatea, capacitatea caloric și căldurile de topire și vaporizare, care au valori mai ridicate.

La temperatura obișnuită apa curată este un lichid fără gust (insipid) și fără miros (inodor), incolor în strat subțire și colorat în verde – albastrui în strat gros.

În Tabelul 2.1. sunt trecute principalele proprietăți fizice ale apei.

Tabelul 2.1. Principalele proprietăți fizice ale apei

Proprietate fizică	Unitate de măsură	Valoare
Temperatura de topire, ( $T_t$ )	K	273,15 K
Temperatura de fierbere, ( $T_f$ )	K	373,15K
Densitatea, ( $\rho$ ): la 273,15 K (0 °C)	g/cm	0,9168 (apă solidă)
la 273,15 K (0 °C)	g/cm <sup>3</sup>	0,9998 (apă lichidă)
la 277,15 K (4 °C)	g/cm <sup>3</sup>	1,0000
la 293,15 K (20 °C)	g/cm <sup>3</sup>	0,99823
Temperatura densității maxime la 4 °C	K	277,15
Presiunea de vapori la 373,15 K (100 °C)	atm	1,000
Constante critice: Temperatura critică	K	674,15
Presiunea critic	Atm	218,5
Volumul molar critic	cm <sup>3</sup>	57
Căldura specifică la 288,15 K (15 °C)	kJ/kg · grad	4,18
Căldura de topire la 273,15 K (0 °C) și 1 atm.	kJ/kg	6028
Căldura de vaporizare la 298,15 K (25 °C)	kJ/mol	43,869
Entalpia liberă de formare, $\Delta_f G^0_{298}$ Apă lichidă	kJ/mol	-237,27
Apă gazoasă	kJ/mol	-22865
Constanta dielectrică ( $\epsilon$ ), la 293,15 K (20 °C)	-	80,35
Conductivitatea ( $\lambda$ ), la 293,15 K (20 °C)	$\Omega^{-1}\text{cm}^{-1}$	$4 \cdot 10^{-8}$
Momentul electric ( $\mu$ )	D	1,85
Energia de disociere (energia de ionizare), $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$	kJ/mol	492,8
Produsul ionic ( $K_w$ ), la 298,15 K (25 °C)	(mol/l) <sup>2</sup>	$1 \cdot 10^{-14}$
Tensiunea superficială ( $\sigma$ ), la 293,15 K (20 °C)	N/m	$27,53 \cdot 10^{-3}$

## 2.4. Proprietăți chimice

Apa formează aproape toate tipurile de legături chimice, și anume: forțe van der Waals (de orientare și de inducție, cele de dispersie nu pot fi realizate decât de moleculele polare, ceea ce nu este cazul apei); legături de hidrogen; legături ionice; legături covalent coordinative (donor-acceptor).

Datorită legăturilor chimice pe care este capabilă să le formeze, apa realizează frecvent cele 3 tipuri de reacții din chimia anorganică, și anume: reacții acid-bază, reacții de oxido-reducere și reacții de complexare; ca rezultat apar reacții de hidroliză sau de tamponare, hidratare, cataliză.

### *Forțele van der Waals*

Sunt legături slabe între molecule și cuprind mai multe tipuri de interacțiuni între atomii nelegați chimic. Pentru apă sunt specifice forțele ion-dipol (forțe de orientare) și forțele dipol-dipol (forțe de inducție). Acestea sunt forțe de natură electrostatică, iar datorită faptului că sarcinile dipolilor permanenți sunt mai slabe decât sarcinile ionilor, forțele de atracție dintre dipoli sunt considerabil mai slabe decât legăturile ionice.

Orientarea moleculelor de apă într-un câmp exterior se realizează și este caracteristică proceselor de hidratare ale ionilor; fenomenelor ce au loc la contactul cu suprafețe (mai ales metalice); în acțiunile de dizolvare și de hidratare ale unor molecule polare precum și atracțiile dipol-dipol între propriile sale molecule.

### *Legăturile de hidrogen*

Sunt legături de natură electrostatică, dar de un tip special, depinzând de prezența unui atom de hidrogen covalent și a doi atomi foarte electronegativi (F, O, N sau mai rar Cl). Apa este o combinație deosebit de capabilă de a forma legături de hidrogen, deoarece fiecare moleculă de apă are doi atomi de hidrogen, legați de oxigen prin legături covalente puternic polarizate, ceea ce le conferă pozitivitate pronunțată și două perechi de electroni neparticipanți. Ea poate forma astfel două legături de hidrogen.

Aranjamentul tetraedric al perechilor de electroni participante și neparticipante determină ca aceste 4 legături să se extindă în spațiu după vârfurile unui tetraedru, distorsionat, deoarece cele două legături covalente formează un unghi mai închis ca la un tetraedru regulat ( $104,54^\circ$ ) față de  $109,28^\circ$  și sunt mai scurte, 95,84 pm, față de cele de hidrogen, de 176 pm. Energia legăturii de hidrogen reprezintă doar 4,3-4,5 % din energia legăturii covalente O–H; totuși, prin multitudinea lor, legăturile de hidrogen sunt responsabile pentru toate proprietățile fizice ale apei.

Prezența legăturilor de hidrogen în structuri ordonate explică formarea de hidrați la gaze (clatrația) sau la moleculele organice. În toți acești compuși se constată prezența unui schelet format din legăturile de hidrogen între moleculele de apă, asemănător cu cel din gheață, adică tetraedric distorsionat dar mai afânat. Intre moleculele de apă legate există goluri cu forme poliedrice regulate-cubice, trigonal bipiramidale, octaedrice în care încap molecule de gaz sau molecule organice.

#### *Legături ionice*

În apa pură se formează spontan  $\text{H}_3\text{O}^+$  și  $\text{OH}^-$  (autoionizarea apei) care pot realiza legături predominant ionice cu ioni străini. Fenomenul este foarte frecvent în contact cu molecule organice mari, care posedă atomi ionizați cum ar fi sărurile cuaternare de amoniu  $\text{R}_4\text{N}^+$  sau similare. Se formează așa numitele asociații ionice în care ionii sau moleculele apei se interpun între ionii organici.

Legăturile ionice nu sunt o proprietate primară a apei, ci secundară, derivată din formarea ionilor  $\text{H}_3\text{O}^+$  și  $\text{OH}^-$ .

#### *Legături covalent coordinative (donor-acceptor)*

Cu cele două perechi de electroni neparticipanți, molecula de apă poate forma legături donor-acceptor deci legături coordinative în care fiecare pereche este donată. Aceste legături determină proprietățile ionizante și complexante ale apei.

Apa este un solvent important al alimentelor, influențează proprietățile fizice și comportamentul alimentelor în timpul



proceselor tehnologice precum și stabilitatea și dezvoltarea microbiană. Față de alți compuși importanți, apa este prezentă întotdeauna în alimente iar comportamentul ei de fază precum și caracteristicile termodinamice sunt factorii care definesc condițiile necesare desfășurării normale a procesului tehnologic. În alimentele cu conținut mare de apă, comportamentul de fază al acesteia nu diferă mult de cel al apei pure (formarea gheții și separarea apei din alimente au loc la o temperatură sub 0 °C iar fierberea se desfășoară în jurul valorii de 100 °C).

În produsele alimentare apa se prezintă ca atare în stare lichidă, fie sub formă de soluții (apa ca solvent). Soluțiile apoase pot fi cu coloizi sau cu substanțele solubile în stare moleculară. Legăturile apei cu componentele materiei prime sunt foarte diferite și din această cauză apa în materia primă se găsește sub următoarele forme: apa aderentă sau liberă, apa capilară, apa de umflare și apa de constituție.

*Apa aderentă sau liberă* se află sub formă de film foarte fin (molecular) aderent la suprafața exterioară a componentelor substanței uscate. Este denumită apă liberă deoarece evaporarea ei este supusă legilor evaporării lichidelor de pe suprafețele libere. La deshidratarea produselor alimentare această apă este îndepărtată cu ușurință. Toate procesele enzimatice, unele reacții neenzimatice, dezvoltarea microorganismelor, nu pot avea loc decât în prezența apei libere.

*Apa legată* este o parte a apei asociate și reținută de moleculele compușilor chimici ale alimentelor, cu activitate chimică și fizico-chimică.

Apa din produsele alimentare se găsește legată sub diferite forme, în funcție de natura modului de legare deosebindu-se: apa legată fizic, fizico-chimic și chimic.

- *apa legată fizic* este specifică materialelor poroase și este reținută prin forțe mecanice de către materialele higroscopice prin forțe de suprafață și de capilaritate.

Apa reținută în microcapilare (raza  $< 10^{-5}$  cm) se numește apă higroscopică iar cea din macrocapilare (raza  $> 10^{-5}$  cm) se

numește și umiditate liberă sau superficială. Apa capilară reprezintă 70 % din conținutul total de umiditate al produselor alimentare și datorită legăturii slabe cu produsul se îndepărtează foarte ușor prin evaporare.

- *apa legată fizico-chimic* este o formă mai stabilă de legare a apei, fiind prezentă în majoritatea alimentelor, fără să fie în strânsă corelație cantitativă cu materialul. Acest tip de legatură se realizează prin legatură adsorbțivă și prin legatură osmotică sau structurală.

Legatura adsorbțivă este specifică fenomenelor de suprafață, are o intensitate medie și destul de greu reversibilă.

Legatura osmotică se realizează atunci când învelișul celulelor ajunge în contact direct cu apa, de exemplu prin imersie. Este o legatură de intensitate mai slabă și reversibilă.

- *apa legată chimic* se caracterizează prin legături ionice sau moleculare fiind determinate în cantități strict stoichiometrice. Reținerea apei se face sub formă de apă de cristalizare sau constituție. Apa de constituție face parte integrantă din însăși molecula substanțelor chimice.

Legarea chimică a apei în mediile biologice este cea mai puternică și nu poate fi eliminată prin procedee clasice de deshidratare, ci numai prin calcinare.

Apa din produsele alimentare poate trece dintr-o formă în alta: la fabricarea branzeturilor de exemplu, apa liberă din lapte trece în apă legată.

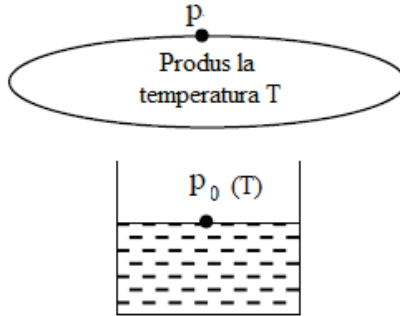
În anul 1952, W. J. Scott ajunge la concluzia că stabilitatea și deci, conservabilitatea alimentelor nu depinde de umiditate, ci de activitatea apei ( $a_w$ ).

Activitatea apei sau umiditatea relativă la echilibru a unui sistem este definită ca:

$$a_w = p/p_o = \% ERH$$

unde:  $p$  - presiunea vaporilor de apă din aliment;

$p_o$  - presiunea vaporilor saturați de apă din atmosferă, la aceeași temperatură.



Structura fizică și chimică a unui aliment sau produs biologic este deseori alterată de modificările  $a_w$ , modificări ce se datorează creșterii sau micșorării umidității.

În izoterma de sorbție a apei se reprezintă grafic umiditatea la echilibru în funcție de  $a_w$ .

Caracteristicile sorbției apei sunt definite în funcție de compoziția alimentelor solide.

Proprietățile sorbției sunt în general datorate carbohidraților și proteinelor care reprezintă cea mai mare parte din compoziția alimentelor. Sorbția poate fi de 2 tipuri: adsorbție sau desorbție, Figura 2.6. În general, izotermele de tipul celor din Fig. 2.6 aparțin alimentelor cu  $U < 50\%$  la care hidratarea modifică substanțial activitatea apei.

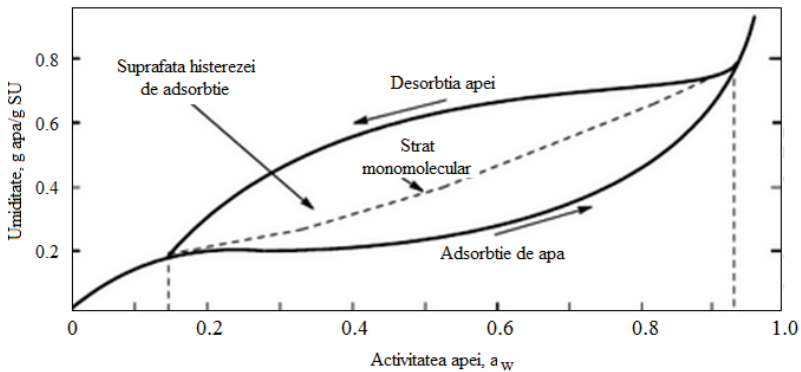


Fig. 2.6. Izoterma de sorbție și desorbție a apei

La hidratare pe izoterma de adsorbție apar mai multe zone: adsorbție în monostrat (partea orizontală), în polistrat (începutul curburii) și condensarea capilară (exponențial spre saturație). La desorbție, îndepărtarea apei adsorbite consumă energie și trebuie să urmeze calea opusă celei de la hidratare, când s-a degajat energie. Suprafața dintre curbele din Fig. 2.6 va fi cu atât mai mare, cu cât alimentul are componente mai hidrofile. Astfel, suprafața de histereză devine o caracteristică a fiecărui aliment deshidratat, concentrat, congelat sau texturat.

*Adsorbția* are loc când alimentul este expus la o presiune mai mare a vaporilor de apă din exterior față de cea a presiunii vaporilor de apă din aliment.

*Desorbția* are loc când presiunea vaporilor de apă din exterior este mai mică față de presiunea vaporilor de apă din aliment.

Este necesar să se precizeze adsorbția apei pentru a se stabili relația dintre activitatea apei și conținutul în apă al alimentului. Această precizare este bazată pe determinarea unor date experimentale suficiente și de potrivirea modelelor de adsorbție. Izoterma de sorbție a apei are formă de sigmoidă și au fost publicate mai multe modele matematice de determinare a acestora, Tabelul 2.2.

Din izoterma de sorbție a apei se determină cantitatea ce se adsoarbe sau se desoarbe până când produsul devine neacceptabil.

Pe izotermă se găsește un punct  $m_0$  numit monostrat ce reprezintă umiditatea optimă care conferă produsului stabilitate maximă de-a lungul depozitării, Figura 2.7.

Teoretic la nivelul monostratului, toate grupele polare au adsorbit o moleculă de vapori de apă. La nivelul acestui punct sau deasupra lui faza apoasă începe să facă posibilă dizolvarea, difuzia sau interacția speciilor chimice.