Apa ca solvent

Profesor Viorica Raicu
Colegiul Național "B P Hasdeu" Buzău

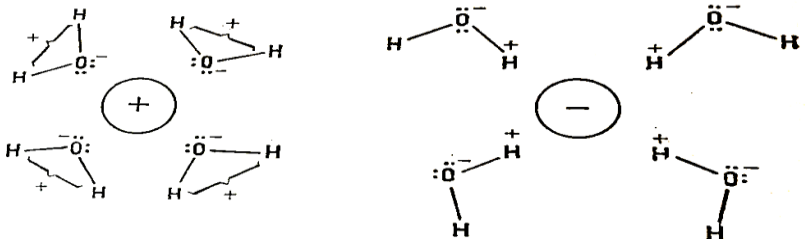
Informații precum :
-apa este un lichid inodor, insipid şi incolor, de cele mai multe ori uşor albăstrui sau chiar verzui în straturi groase;
- este o substanță absolut indispensabilă vieții, indiferent de forma acesteia;
- este un compus chimic al hidrogenului şi al oxigenului, cu formula chimică brută H_2O;
- este una dintre substanțele cele mai răspândite pe planeta Pamant, formând unul din invelişurile acesteia – hidrosfera; *sunt bine cunoscute dar despre* ***apă ca solvent*** *abordările sunt mai restrânse –motiv pentru care în această lucrare voi dezvolta acest subiect.*

Apa este cel mai important dintre toți solvenții utilizați în tehnică-motiv pentru care poate fi denumit **solvent universal**, deoarece *dizolvă electroliții* (*acizi, baze şi săruri*), formând soluții în care aceşti compuşi sunt ionizați sau, poate prezentă o putere mare de *ionizare.* Procesul de dizolvare se datorează formării unor lagături între solut şi solvent (solvatare sau hidratare atunci când solventul folosit este apa), apa fiind considerată un *solvent polar*, adică molecule ce posedă momente electrice, fiind considerate *dipoli electrici*. Hidratarea se datorează fie formării unor legături de hidrogen în cazul soluțiilor neionizate, fie unor atracții ioni-dipoli când solutul este format din ioni.

În soluțiile compuşilor ionici, ionii de semn contrar rămân, într-o mare măsură, despărțiți (nu formează perechi sau asociații de ioni), în primul rând din cauza constantei dielectrice mari a apei. Acesta nu este însă singurul factor care determină solubilitatea mare a electroliților în apă. Unele lichide a căror constantă dielectrică este mai mare decât a apei nu sunt solvenți buni pentru electroliți. În acest sens s-a dovedit faptul că apa este un solvent mai puternic pentru electroliți, comparativ cu HCl chiar dacă momentul electric este mai mare la HCl comparativ cu momentul electirc al H_2O.

În egală măsură s-a dovedit că apa are proprietăți excepționale de solvent pentru electroliți ca urmare a faptului că poate hidrata/solvata puternic atât catinii cît şi anionii în timp ce NH_3 şi solvenții „aprotici dipolari" (acetona, dimetil-sulfoxidul, dimetil-formamida) solvatează puternic cationii şi foarte slab sau deloc anionii, iar alcoolii solvatează mai mult anionii decât cationii.

Fig.1 Solvatarea diferită a unui cation şi a unui anion prin molecule de apă.



Solubilitatea în apă a compuşilor ionici este determinată de puterea mare a acesteia de a solvata ionii. Fiecare ion se înconjoară de o atmosferă de molecule de apă. Moleculele apei, datorită momentului lor electric (μ = l,84 D) sunt orientate, în cazul cationilor, cu oxigenul (polul negativ) spre ion, iar în cazul anionilor cu un atom de hidrogen spre ion, în aceste interacțiuni solut-solvent, se degajă călduri de hidratare considerabile, de acelaşi ordin de mărime cu energiile de rețea. Un ion se solvatează cu atât mai puternic (numărul de molecule legate şi căldura degajată sunt cu atât mai mari) cu cât volumul ionului este mai mic şi sarcina electrică mai mare.

Numărul mare de de molecule de apă, fixate de un ion este cu atât mai mare cu cât sarcina ionilui este mai mare şi volumul său mai mic.

Numărul de molecule de apă, legate de fiecare ion dizolvat, poate fi evaluat din experiențe de transport al ionilor în electroliză

Ion	Li^+	Na^+	K^+	NH_4^+	H_30^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Cl^-	Br^-	I^-
molecule de H_2O legate de ion	13	8	4	4	3	14	10	8	4	2	2	3

De asemenea apa dizolvă numeroase substanțe, atăt anorganice cât şi organice, care conțin atomi (de F, O, N,Cl) capabili de a forma legături de hidrogen cu alte molecule de H_2O. Solubilitatea substanțelor în apă se datorează fie caracterului polar al unor ioni apți a se înconjura cu molecule de apă prin forțede tip *ion-dipol*, fie existenței în moleculă de grupe OH capabile să formeze *legături de hidrogen* cu moleculele de apă,

Apa poate solubiliza diferite substanțe aflate în orice fază.

-Faza gazoasă. Pentru gazele greu solubile în apă este valabilă legea solubilității gazelor (**legealui Henry**) conform căreia solubilitatea gazelor în lichide scade cu temperatura şi creşte direct proporțional cu presiunea parțială, iar solubilitatea unui gaz dintr-un amestec de gaze este proporțională cu presiunea lui parțială. Această lege nu e valabilă pentru gazele foarte solubile în apă (ex: CO_2, NH_3, SO_2, HCl etc.), care nu formează soluții fizice, ci combinații chimice cu apa.

O mărime care exprimă solubilitatea gazelor în lichide este *coeficientul de absorbție* sau *coeficientul de solubilitate*, care reprezintă cantitatea de gaz (la t = 0°C şi presiunea de 760 torr) care se dizolvă într-un litru de lichid.

Coeficienți de absorbție ai unor gaze în apă, la 1 atm (L de gaz la 1 L apă)

Gaze	H_2	N_2	O_2	CO_2	NH_3
coef de absorție la 0°C	0,017	0,023	0,049	1,17	58,2
coef de absorție la 30°C	0,006	0,013	0,026	0,66	8,6

Solubilitatea in apă a unor gaze, la 10 ^oCşi 1 atm (exprimată în mg/dm^3)

Gaz	Solubilitatea în apă
N_2	23,2
O_2	54,3
CO_2	2318,0
H_2S	5112,0
CH_4	32,5
H_2	1,6

-Faza lichidă. Solubilitatea oricărui lichid în apă depinde de polaritatea acestuia şi de temperatură. Astfel, moleculele care conţin grupări polare (OH^-, SH^-, NH_2^-) sunt deosebit de solubile în apă, iar alte lichide (hidrocarburi, uleiuri, grăsimi etc.), care au molecule nepolare, sunt foarte puţin solubile în apă (practic insolubile). O soluţie devine saturată când conţine cantitatea maximă de solut la o temperatură dată. Saturaţia este o stare de echilibru supunându-se legilor termodinamice ale echilibrului.

-Faza solidă. Solubilitatea în apă a substanţelor solide depinde de structura acestora (grupările hidrofile sau hidrofobe). Legătura între moleculele de apă şi moleculele substanţei supuse hidratării se face prin intermediul grupării hidrofile (prezintă o polaritate compatibilă cu cea a apei). Legăturile materiei supuse hidratării sunt legături chimice pure.

În unele cazuri, solvatarea sau simpla umezire se produce prin intermediul unui al treilea constituent, numit: *solvent* – pentru soluţii adevărate; *peptizant* –pentru soluţii coloidale; *stabilizant* sau *emulsionant* – pentru emulsii şi suspensii; *agent de înmuiere* – pentru acţiunile superficiale de suprafaţă.

În soluţiile apoase, formate prin dizolvarea în apă a substanţelor, pot avea loc numeroase reacţii, cele mai importante fiind reacţiile biochimice din organismele vii.

După modul în care apa este reţinută de compuşii chimici se pot distinge :

-Apa de constituţie se găseşte în constituţia multor compuşi chimici sub forma grupelor hidroxilice. Prin indepărtarea acesei ape (la temperature de peste 100^{o}C), compusul se distruge rezultând o substanţă anhidră cu o reţea diferită de reţeaua cristalină a hidratului. Ex. de compuşi : $Ni(OH)_2$, $Na_2[Sn(OH)_6]$, $K[Sb(OH)_6]$, $Na_2[Zn(OH)_4]$.

-Apa de coordinaţie este legată coordinativ cu ionii pozitivi din soluţie (apa donează ionilor Na^+, Mg^{2+}, Fe^{3+}, care au orbitalii periferici liberi, perechile de electroni liberi). Înconjurarea ionului cu molecule de apă se realizează aproape spontan, legăturile formate sunt foarte tari (150-250 kcal/mol. Apa de coordinaţie are rol de ligant, iar combinaţiile complexe respective se numesc aquacompuşi. Ex: $[Mn(H_2O)_4]^{n+}$, $[Co(H_2O)_6]X_2$

*-**Apa de cristalizare*** este apa adusă de ionii din soluţii în sărurile cristalizate sau la formarea aqua complecşilor metalici. Moleculele de apă de cristalizare fac parte integrantă din reţelele cristaline ale hidraţilor. Apa de coordinaţie se confundată practic cu apa de cristalizare (apa de coordinaţie din soluţii se transformă în apa de cristalizare din combinaţiile complexe) dar există şi situaţii când există la un complex apă de coordinare şi apă de cristalizare diferite între ele (ex.: clorurile hidratate ale cromului ce pot fi izolate în solid). Spre deosebire de apa de coordinaţie care migrează la electrozi împreună cu ionii, apa de cristalizare rămâne amestecată cu solventul iar prin încălzire apa de cristalizare se elimină rezultând compuşi anhidrii cu schimbarea culorii şi distrugerea reţelei cristaline. Ex: $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ este albastru iar anhidru este alb, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$

-Apa de anioni este legată prin punţi de H de anioni. De ex: $MSO_4 \cdot 7H_2O$, în care M poate fi: Mg, Zn, Cd, Co, Ni, Mn, trebuie formulaţi astfel : $[M(H_2O)_6]SO_4(H_2O)$, ceea ce

presupune că 6 molecule de apă sunt legate de cation ca apă de coordinație şi o moleculă este legată de anion prin punți de hidrogen ca apă de anioni.

-Apa de rețea este formată din moleculele de apă incluse în interstițiile rețelei cristaline a hidraților, contribuind la stabilizarea acesteia, dar nu sunt legate chimic de cationi sau de anioni. Ex: în alauni $M_2^{III}(SO_4)_3 \cdot M_2^{I}SO_4 \cdot 24\ H_2O$, (unde M poate fi : Al, Cr, Fe, Mn, iar M^1 poate fi : Na, K, NH_4^+), 6 molecule reprezintă apă de coordinație iar celelalte sunt libere eliminându-se uşor prin încălzire.

-Apa zeolitică este apa situată între straturile rețelei cristaline şi interstițiile zeoliților. Poate fi eliminată continuu, pe cînd celelalte tipuri de apă se elimină numai la o anumită tempoeratură şi presiune.

$$MgCl_2 \cdot 12H_2O \xrightarrow[-4H_2O]{-16^\circ C} MgCl_2 \cdot 8H_2O \xrightarrow[-2H_2O]{-3,4^\circ C} MgCl_2 \cdot 6H_2O \xrightarrow[-2H_2O]{20\text{-}60^\circ C} MgCl_2 \cdot 4H_2O \xrightarrow[-2H_2O]{90^\circ C} MgCl_2 \cdot 2H_2O \xrightarrow[-H_2O]{119,5^\circ C} MgCl_2 \cdot H_2O \xrightarrow[-2HCl]{505^\circ C} MgO$$

Bibliografie:

1. Costin.D. Nenițescu, Chimie Generală, Ed. Didactică şi Pedagogică, Bucureşti, 1972;
2. Savel Ifrim, Chimie Generală, ed. Didactică şi Pedagogică, R.A Bucureşti, 2013;
3. Gheorghe Marcu, Maria Brezeanu, Cornelia Bejan, Agneta Bâtca, Rodica Cătuneanu, Chimie Anorganică, Ed. Didactică şi Pedagogică-Bucureşti, 1981;
4. https://www.scribd.com/doc/182305513/Apa-ca-solvent-pdf