

Soluții

Științe ale naturii - Sistemele chimice fundamentale

www.enciclopul.ro

1 Soluția. Procesul de dizolvare

Soluția este un amestec omogen de două sau mai multe substanțe. Există soluții în toate stările de agregare, cele cu cea mai mare importanță practică sunt cele lichide, numite soluții propriu-zise. Fiecare soluție propriu-zisă este alcătuită dintr-o fază lichidă (dizolvant/solvent) și o fază solidă, lichidă sau gazoasă (dizolvat/solvat/solut).

O soluție se obține prin procesul numit dizolvare, care constă în două fenomene concomitente:

- *Dizolvarea propriu-zisă*, un fenomen fizic care constă în întrepătrunderea moleculelor celor două faze. Procesul este endoterm, cantitatea de căldură absorbită fiind $Q_1 > 0J$
- *Solvatarea*, un fenomen chimic care presupune formarea de legături între particulele celor două faze. Procesul este exoterm, cantitatea de căldură cedată fiind $Q_2 < 0J$

În funcție de cantitatea de căldură totală avem:

- *Dizolvare exotermă*, dacă $Q_1 + Q_2 < 0$ Temperatura soluției este mai mare decât temperatura dizolvantului
- *Dizolvare endotermă*, dacă $Q_1 + Q_2 > 0$ Temperatura soluției este mai mică decât temperatura dizolvantului

La evaporarea unei soluții a unui solid în apă, poate rămâne o formă cristalizată cu molecule de apă, numită cristalohidrat. Exemple de cristalohidrați: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (sodă cristalizată), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (gips), $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ (ip-sos), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (piatră vânăță). Unii cristalohidrați au proprietatea numită eflorescență, de a pierde o parte din apa de cristalizare prin evaporare.

2 Solubilitatea. Tipuri de soluții

Pentru o anumită pereche solvent – solvat, putem defini solubilitatea ca fiind cantitatea maximă de solvat care poate fi dizolvată în 100g de substanță.

Soluțiile în care nu se mai poate dizolva o cantitate suplimentară de solvat se numesc soluții saturate. Celelalte soluții, în care se mai poate dizolva o cantitate de solvat, sunt nesaturate, diluate (dacă au puțin solvat) sau concentrate (dacă au mai mult solvat). Deși unele substanțe sunt considerate insolubile, teoretic, nu există o substanță insolubilă într-un solvent. Aceste substanțe sunt foarte greu solubile, solubilitatea lor fiind o cantitate infimă (ex. $10^{-4} - 10^{-6}g$). În momentul în care, într-un solvent, se introduce o cantitate mai mare de solvat decât solubilitatea, restul solventului se organizează sub formă de suspensie sau precipitat. Solubilitatea lichidelor și a solidelor crește cu temperatura, solubilitatea gazelor scade cu temperatura și crește cu presiunea.

3 Concentrația procentuală

Pentru a exprima cantitativ proporția de soluție reprezentată de solvat, se folosește o noțiune numită concentrație procentuală. În procente de masă, ea se exprimă:

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

Unde am notat:

- $c\%$ concentrația procentuală masică
- m_d masa de substanță dizolvată
- m_s masa de soluție

Concentrația procentuală se poate exprima și în procente volumetrice, în special pentru lichide și gaze. Astfel, avem o definiție similară:

$$c\% = \frac{V_d}{V_s} \cdot 100$$

Unde am notat:

- $c\%$ concentrația procentuală volumetrică
- V_d volumul de substanță dizolvată
- V_s volumul de soluție

Atenție! În practică, la amestecarea a două componente (m_1, V_1) și (m_2, V_2), doar masa se conservă, $m = m_1 + m_2$. Amestecul suferă o contracție în volum ΔV , dată de diferențele de temperatură între stări și de reorganizarea particulelor (solvatarea). Practic, avem că volumul amestecului poate fi exprimat prin relația: $V = V_1 + V_2 - \Delta V$.

4 Concentrația molară

O altă exprimare cantitativă a concentrației soluției este concentrația molară, numită și molaritate. Concentrația molară se definește ca:

$$c_M = \frac{m_d}{M \cdot V_s} = \frac{m_d \rho}{M \cdot m_s}$$

Unde am notat:

- c_M concentrația molară
- m_d masa de substanță dizolvată
- M masa molară a substanței dizolvate
- V_s volumul de soluție
- ρ densitatea soluției
- m_s masa de soluție

Analiza dimensională a relației de definiție ne arată că:

$$[c_M] = \frac{[m_d]}{[M] \cdot [V_s]} = \frac{g}{\frac{g}{\text{mol}} \cdot L} = \frac{\text{mol}}{L}$$

Așadar, molaritatea se exprimă în $\frac{\text{mol}}{L}$ sau, mai comun, mai ales în chimia analitică și în practica de laborator, în unități molare. Astfel, $1M = 1 \frac{\text{mol}}{L}$.

Relații de transformare între concentrația molară și concentrația procentuală masică:

- $c_M = \frac{\rho}{M} \cdot \frac{m_d}{m_s} = \frac{\rho}{M} \cdot \frac{c\%}{100}$
- $c\% = \frac{M}{\rho} \cdot c_M \cdot 100$

5 Noțiunea de echivalent

O noțiune similară celei de masă molară este cea de echivalent-gram. Echivalentul-gram al unei substanțe reprezintă cantitatea de substanță care reacționează cu 1g de hidrogen sau cu 8g de oxigen. Pentru substanțe simple, avem:

$$E_s = \frac{M}{v}$$

Unde am notat:

- E_s echivalentul-gram al substanței simple
- M masa moleculară a substanței simple

- v valența elementului

De exemplu, pentru Cl_2 calculăm:

$$E_s = \frac{71}{1} = 71 \frac{g}{\text{ech}}$$

Pentru acizi, se calculează:

$$E_a = \frac{M}{b}$$

Unde am notat:

- E_a echivalentul-gram al acidului
- M masa moleculară a acidului
- b bazicitatea acidului, adică numărul de ioni H^+

De exemplu, pentru H_2SO_4 calculăm:

$$E_a = \frac{98}{2} = 49 \frac{g}{\text{ech}}$$

Pentru baze se calculează:

$$E_b = \frac{M}{a}$$

Unde am notat:

- E_b echivalentul-gram al bazei
- M masa moleculară a bazei
- a aciditatea bazei, adică numărul de ioni OH^-

De exemplu, pentru NaOH calculăm:

$$E_b = \frac{40}{1} = 40 \frac{g}{\text{ech}}$$

Pentru săruri M_nA_m , se calculează:

$$E_m = \frac{M}{vn}$$

Unde am notat:

- E_m echivalentul-gram al sării
- M masa moleculară a sării
- v valența metalului
- m numărul de ioni de metal

De exemplu, pentru Ca_3TeO_6 calculăm:

$$E_m = \frac{344}{6} = 57,33 \frac{g}{\text{ech}}$$

Numărul de echivalenți se calculează similar cu numărul de moli:

$$n_e = \frac{m}{E}$$

Realizând o analiză dimensională găsim că:

$$[E] = \frac{[m]}{[n_e]} = \frac{g}{\text{ech}}$$

6 Concentrația normală

O ultimă exprimare cantitativă a concentrației soluției este concentrația normală, numită și normalitate. Concentrația normală se definește ca:

$$c_N = \frac{m_d}{E \cdot V_s} = \frac{m_d \rho}{E \cdot m_s}$$

Unde am notat:

- c_N concentrația normală
- m_d masa de substanță dizolvată
- E echivalentul-gram al substanței dizolvate
- V_s volumul de soluție
- ρ densitatea soluției
- m_s masa de soluție

Analiza dimensională a relației de definiție ne arată că:

$$[c_N] = \frac{[m_d]}{[E] \cdot [V_s]} = \frac{g}{\frac{g}{\text{ech}} \cdot L} = \frac{\text{ech}}{L}$$

Așadar, normalitatea se exprimă în $\frac{\text{ech}}{L}$ sau, mai comun, mai ales în chimia analitică și în practica de laborator, în unități normale. Astfel, $1N = 1 \frac{\text{ech}}{L}$.