

## Literatura

1. „Mała encyklopedia dla medycyny”, PWN, Warszawa 1990, tom I, str. 20.
2. „Medyczny słownik encyklopedyczny”, FOGRA, Kraków 1993, str. 198.
3. „Mała encyklopedia dla medycyny”, PWN, Warszawa 1990, tom III, str. 1210.
4. Strona internetowa „<http://www.forensic-medicine.pl/>” 11.08.2014

## Sole uwodnione w zadaniach obliczeniowych

Tomasz Wichur<sup>2</sup>, Karol Dudek<sup>1</sup>, Michał Płotek<sup>1</sup>,

<sup>1</sup>Wydział Chemii UJ

<sup>2</sup>Wydział Farmaceutyczny UJ CM

Drodzy maturzyści,

w trakcie pierwszych warsztatów dla maturzystów w roku szkolnym 2014/2015, poświęconych obliczeniom chemicznym, zauważyliśmy, że duże trudności sprawiają Wam obliczenia związane z solami uwodnionymi. Ponieważ problemy tego typu obserwujemy co roku, postanowiliśmy w niniejszym numerze Niedziółek zaprezentować Wam przykładowe zadania wraz z rozwiązaniami i komentarzami, abyście lepiej mogli się przygotować do egzaminu majowego.

Sole uwodnione, określane także jako hydraty, to sole, które w sieci krystalicznej<sup>1</sup> zawierają cząsteczki wody, stanowiące tzw. wodę krystalizacyjną. Reguły nazywania hydratów najlepiej zilustrują poniższe przykłady, w których przedstawiono wzory i nazwy systematyczne gipsu oraz gipsu palonego:

**CaSO<sub>4</sub> · 2 H<sub>2</sub>O** – siarczan(VI) wapnia - woda(1/2), co czytamy jako „siarczan(VI) wapnia woda jeden do dwa”

**CaSO<sub>4</sub> · ½ H<sub>2</sub>O** (zapisywany jako **2 CaSO<sub>4</sub> · H<sub>2</sub>O**) – siarczan(VI) wapnia - woda(2/1), co czytamy jako „siarczan(VI) wapnia woda dwa do jeden”

Jak interpretujemy zapis z kropką? Oczywiście znak kropki nie ma nic wspólnego ze znakiem mnożenia, a jedynie oznacza, jak np. w zapisie CaSO<sub>4</sub> · 2 H<sub>2</sub>O, że na 1 mol siarczanu(VI) wapnia w sieci krystalicznej (czyli 1 mol jonów Ca<sup>2+</sup> i SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) przypadają 2 mole cząsteczek wody.

Zanim przejdziemy do omówienia wybranych zadań obliczeniowych, musimy zrozumieć, co dzieje się po wprowadzeniu hydratu do wody. Hydrat taki bowiem ulega rozpuszczeniu i dysocjacji, której towarzyszy przejście cząsteczek wody, wcześniej „uwięzionych” w sieci krystalicznej hydratu, do roztworu, a tym samym powiększenie puli cząsteczek wody stanowiących rozpuszczalnik. Fakt ten jest niezmiernie ważny, bowiem rozpuszczając jednakowe masy soli bezwodnej i soli uwodnionej w jednakowych ilościach wody, otrzymujemy roztwory o różnych stężeniach – większym w przypadku użycia soli bezwodnej. Ilustruje to poniższy przykład:

<sup>1</sup> Po raz kolejny chcemy zwrócić Waszą uwagę na fakt, że sole są związkami o budowie jonowej, które w stanie stałym tworzą jonowe sieci krystaliczne. W przypadku jonowych sieci krystalicznych nie można mówić o cząsteczkach soli! Zatem narysowanie wzoru strukturalnego soli nie jest poprawne.

**Przykład 1.**

W dwóch zlewkach, A i B, znajduje się po 200 g wody. Do zlewki A dodano 10 g bezwodnego chlorku wapnia, zaś do zlewki B dodano 10 g soli uwodnionej  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ . Oblicz stężenie procentowe roztworów A i B. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

Rozwiązanie

**Roztwór A**

Obliczenie stężenia tego roztworu nie będzie stanowiło dla Was trudności, gdyż tego typu zadania obliczaliście na lekcjach chemii w gimnazjum.

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = 200 \text{ g}$$

$$m_{(\text{CaCl}_2)} = 10 \text{ g}$$

$$c_{pA} = \frac{m_{\text{substancji}}}{m_{\text{roztworu}}} \cdot 100\% = \frac{10 \text{ g}}{10 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100\% = 4,76\%$$

**Roztwór B**

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 200 \text{ g}$$

$$m_{\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ g}$$

W tym przypadku rozpuściliśmy w wodzie sól uwodnioną, która, jak pamiętamy, w procesie dysocjacji uwolni do roztworu dodatkową ilość wody. Na początku musimy zatem obliczyć, ile gramów bezwodnego  $\text{CaCl}_2$  znajduje się w 10 g hydratu  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ . W tym celu skorzystamy z mas molowych:

$$M_{\text{CaCl}_2} = 111 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} = 219 \text{ g/mol}$$

Możemy zatem napisać:

219 g hydratu  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  zawiera 111 g  $\text{CaCl}_2$ ,

10 g hydratu  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  zawiera  $x$ ,  $x = 5,07 \text{ g CaCl}_2$

Masa roztworu B jest oczywiście równa sumie masy wody w zlewce i masy dodanego hydratu, czyli wynosi 210 g. W roztworze tym znajduje się 5,07 g  $\text{CaCl}_2$ , który pochodzi z 10 g hydratu  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ . Możemy teraz obliczyć stężenie procentowe tego roztworu:

$$c_{pB} = \frac{m_{\text{substancji}}}{m_{\text{roztworu}}} \cdot 100\% = \frac{5,07 \text{ g}}{10 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100\% = 2,41\%$$

Na koniec spójrzmy na otrzymane wyniki. Oba roztwory przygotowano z użyciem jednakowej ilości wody. Jednak roztwór A, przygotowany z użyciem soli bezwodnej ma wyższe stężenie, niż analogiczny roztwór uzyskany przez rozpuszczenie identycznej ilości soli, ale uwodnionej.

**Przykład 2.**

Oblicz, ile gramów  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  należy rozpuścić w 120 g wody, aby otrzymać 5-procentowy roztwór  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

Oznaczmy masę  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ , jaką należy użyć do sporządzenia tego roztworu, przez  $x$ . Musimy teraz ustalić, ile gramów  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  znajdzie się w roztworze po rozpuszczeniu  $x$  gramów  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  w wodzie. Skorzystamy w tym celu z mas molowych hydratu i soli bezwodnej:

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}} = 666 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342 \text{ g/mol}$$

Możemy zatem napisać:

$$\begin{aligned} 666 \text{ g hydratu } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O} &\text{ zawiera } 342 \text{ g } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \\ x \text{ g hydratu } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O} &\text{ zawiera } \quad ? \quad , \quad ? = \frac{342 x}{666} \text{ g } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \end{aligned}$$

Rozpuszczając zatem  $x$  gramów  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  w wodzie, wprowadzamy do roztworu  $\frac{342 x}{666}$  g  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , bowiem resztę masy hydratu stanowi woda krystalizacyjna.

Roztwór taki będzie mieć masę  $m_{\text{roztworu}} = 120 \text{ g} + x \text{ g} = (120 + x) \text{ g}$ . Stężenie procentowe roztworu uzyskanego przez rozpuszczenie  $x$  gramów  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  w 120 gramach wody będzie wyrażone wzorem:

$$c_p = \frac{m_{\text{substancji}}}{m_{\text{roztworu}}} = \frac{\frac{342 x}{666} \text{ g}}{(120 + x) \text{ g}} \cdot 100\%$$

Ponieważ w treści zadania była mowa o roztworze 5-procentowym, zapiszemy:

$$5\% = \frac{\frac{342 x}{666} \text{ g}}{(120 + x) \text{ g}} \cdot 100\%$$

Aby wyliczyć  $x$  musimy rozwiązać powyższe równanie. W tym celu wyeliminujemy procenty oraz jednostkę masy (g) i obustronnie przemnożymy razy wartość mianownika, otrzymując:

$$0,05 \cdot (120 + x) = \frac{342 x}{666}$$

Po przekształceniach otrzymujemy:

$$0,05 \cdot 120 = \frac{342 x}{666} - 0,05x$$

Wobec czego  $x$  wynosi

$$6 = 0,464 x$$

$$x = 12,93$$

Zatem aby otrzymać 5-procentowy roztwór  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , w 120 gramach wody należy rozpuścić 12,93 gramów  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ .