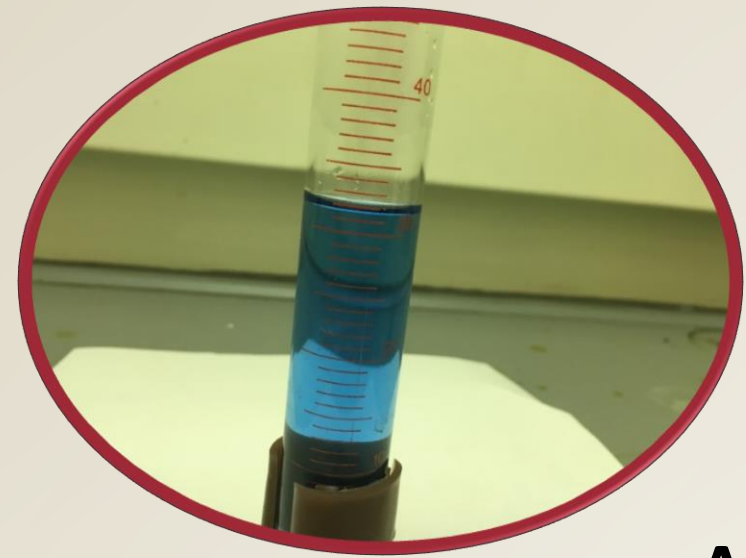




Czy w chemii 1+1 zawsze równa się 2?

ZESPÓŁ SZKÓŁ UNIWERSYTETU MIKOŁAJA KOPERNIKA GIMNAZJUM I LICEUM AKADEMICKIE W TORUNIU

AUTORZY PROJEKTU: Grzegorz Procyk, Sandra Terpiłowska, Aleksandra Ćwiklińska, Jędrzej Knapik

OPIEKUN PROJEKTU: mgr Małgorzata Augustynowicz-Kłyszewska

WPROWADZENIE

Zgodnie z definicją Brønsteda-Lowry'ego kwas to substancja zawierająca cząsteczki lub jony zdolne do oddawania protonów, natomiast zasada jest to substancja zawierająca cząsteczki lub jony zdolne do pobierania protonów. Pomiędzy kwasami i zasadami zachodzi reakcja zobojętniania, której zapis jonowy można sprowadzić do następującego równania:



Zatem mieszając roztwory kwasu i zasady, w których obecne są jony oksoniowe i wodorotlenkowe, powodujemy powstanie pewnej soli oraz obojętnych cząsteczek wody. Jeżeli wyżej wymienione jony zsolwatowane wcześniej przez cząsteczki wody w roztworach kwasu i zasady, teraz mogą „wydzielić się” jako woda, to może powinniśmy się zastanowić, czy nie zwiększy się objętość rozpuszczalnika, a tym samym i objętość roztworu. Postanowiliśmy to sprawdzić, wykonując naszą pracę badawczą.

DLACZEGO TO MOŻE BYĆ TAKIE WAŻNE?

W odpowiedzi na to pytanie postaramy się posłużyć pewnym przykładem, a w zasadzie rozważymy dwie drogi rozwiązania pewnego zadania. A więc polecenia brzmi: Oblicz stężenie molowe NaCl powstałego w reakcji zobojętniania poprzez zmieszanie 0,2 dm³ 3-molowego NaOH z 0,1 dm³ 6-molowego HCl. Bardzo proste obliczenia stechiometryczne doprowadzają nas do wniosku, że powstaje 0,6 mola soli NaCl. Teraz, żeby policzyć stężenie, wystarczy otrzymany wynik podzielić przez objętość roztworu. Tu jednak pojawia się pewien problem... Czy za objętość przyjąć 0,3 dm³, a więc sumę objętości zmieszanych roztworów, czy jednak powinniśmy doliczyć do tego tą wydzielającą się w reakcji zobojętniania wodę? Oszacujmy jaki popełnilibyśmy błąd, nie uwzględniając tej wody. (Przyjmujemy gęstość wody $\rho_{H_2O} = 1 \frac{g}{cm^3}$)

$$c_{NaCl} = \frac{0,6 \text{ mola}}{0,3 \text{ dm}^3} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_{NaCl} = \frac{0,6 \text{ mola}}{0,3 \text{ dm}^3 + 0,0108 \text{ dm}^3} \approx 1,93 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{Błąd względny} = \frac{2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} - 1,93 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1,93 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} \cdot 100\% \approx 3,63\%$$

Rozważając tylko kwasy jednoprotonowe i zasady z jedną grupą OH⁻, dochodzimy do wniosku, że błąd względny dla danych stechiometrycznych stężeń jest niezmienny dla różnych objętości. Spróbujmy to wykazać, przyjmując, że mieszamy kwas z zasadą w stechiometrycznej ilości (tzn. $V_{HA}c_{HA} = V_{MOH}c_{MOH}$)

Zapiszmy najpierw równanie na ilość wydzielonej wody (w dm³):

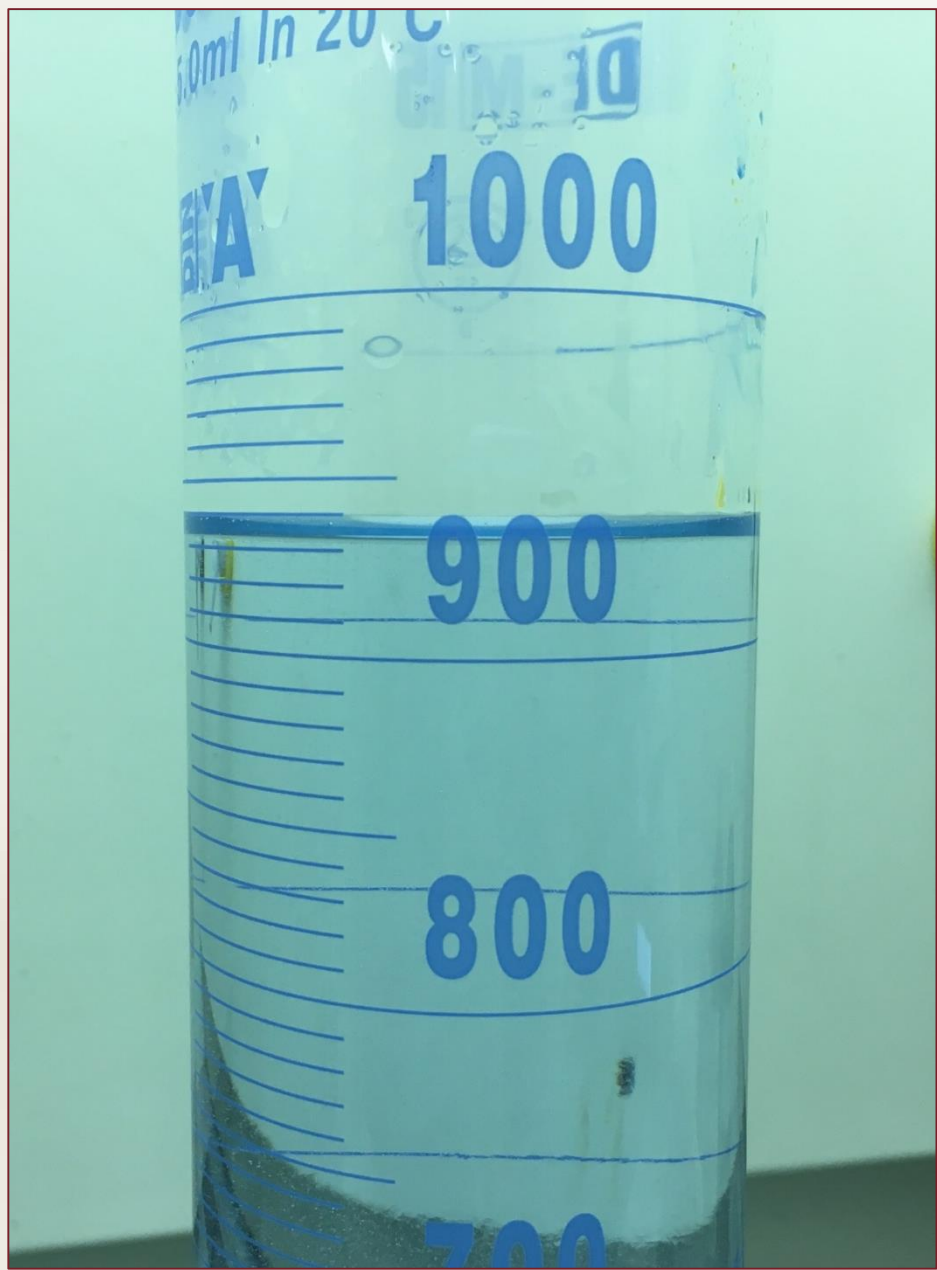
$$V_{H_2O} = \frac{V_{HA}c_{HA}M_{H_2O}}{1000\rho_{H_2O}}$$

$$\text{Błąd względny} = \frac{c_{MA} - c_{MA'}}{c_{MA'}} \cdot 100\% = \frac{\frac{V_{HA} \cdot c_{HA}}{V_{HA} + V_{MOH}} - \frac{V_{HA} \cdot c_{HA}}{V_{HA} + V_{MOH} + V_{H_2O}}}{\frac{V_{HA} \cdot c_{HA}}{V_{HA} + V_{MOH} + V_{H_2O}}} \cdot 100\% = \left(\frac{V_{HA} + V_{MOH} + V_{H_2O}}{V_{HA} + V_{MOH}} - 1 \right) \cdot 100\% = \left(1 + \frac{V_{H_2O}}{V_{HA} + V_{MOH}} - 1 \right) \cdot 100\%$$

$$= \frac{V_{H_2O}}{V_{HA} + V_{MOH}} \cdot 100\% = \frac{\frac{V_{HA}c_{HA}M_{H_2O}}{1000\rho_{H_2O}}}{V_{HA} + V_{MOH}} \cdot 100\% = \frac{V_{HA}c_{HA}M_{H_2O}}{1000\rho_{H_2O}(V_{HA} + \frac{V_{HA}c_{HA}}{c_{MOH}})} \cdot 100\% = \frac{c_{HA}M_{H_2O}}{1000\rho_{H_2O}(1 + \frac{c_{HA}}{c_{MOH}})} \cdot 100\%$$

A zatem otrzymaliśmy wyrażenie na błąd względny, w którym jedynymi zmiennymi są c_{HA} i c_{MOH} . Należy jednak pamiętać, że dotyczy to tylko kwasów jednoprotonowych i zasad z jedną grupą OH⁻.

Oczywiście są to rozważania czysto teoretyczne, dlatego postanowiliśmy sprawdzić, czy popełnianie takiego błędu przy obliczaniu stężenia to jedynie teoretyczna kalkulacja czy jednak odnosi się to do rzeczywistości.



Fotografia 2. Zaobserwowany przyrost objętości (aż 29 cm³!!!)

OPIS DOŚWIADCZENIA

1. Przed przystąpieniem do wykonywania eksperymentu przygotowaliśmy potrzebny nam sprzęt laboratoryjny oraz odczynniki chemiczne: cylindry miarowe o różnych objętościach, zlewki, kolby miarowe, pipety, granulowany wodorotlenek sodu, roztwór kwasu solnego, roztwór kwasu ortofosforowego (V).
2. Kolejnym krokiem było sporządzenie mianowanych roztworów NaOH, HCl oraz H₃PO₄ (o stężeniach podanych w Tab.1) w kolbach miarowych.
3. Następnie ustaliliśmy, jakie objętości danych roztworów mieszamy ze sobą, oczywiście zawsze w odpowiednim stosunku stechiometrycznym (kwas-zasada). Obliczyliśmy także, jaki jest teoretyczny, spodziewany przez nas, przyrost objętości roztworu. Sporządziliśmy tabelkę, w której następnie zbieraliśmy wyniki.
4. Mając przygotowane roztwory potrzebne do wykonania doświadczenia, przystąpiliśmy do mieszania różnych objętości HCl ($c = 6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$) z NaOH ($c = 3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$). Następnie mieszałyśmy roztwory tych samych substancji, jednakże o dwukrotnie mniejszych stężeniach. Wykonaliśmy również pomiary dla roztworów H₃PO₄ ($c = 6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$)
5. Podczas każdego powtórzenia odpowiednią objętość danych roztworów odmierzałyśmy albo w cylindrach miarowych (w przypadku większych objętości) albo w pipetach (w przypadku mniejszych objętości).
6. Odmierzone roztwory wlewaliśmy do jednego wspólnego większego cylindra - w nim zachodziła reakcja zobojętniania. Przed odczytaniem objętości - chłodziłyśmy roztwory
8. Wyniki zebraliśmy w tabeli i poddaliśmy dokładnej analizie.

ANALIZA WYNIKÓW

W przypadku mieszania roztworów NaOH z HCl rzeczywiście pojawia się znaczny przyrost objętości, który jest nieco mniejszy od przewidywanego na podstawie obliczeń. Mieszając różne objętości roztworów o tych samych stężeniach zauważamy, że przyrost objętości powinien być wprost proporcjonalny do sumy objętości - wynika to z tego, że dla danych stężeń stosunek $\frac{\Delta V}{\Sigma V}$ jest stały. W praktyce jednak występują pewne odchylenia i funkcja $\Delta V(\Sigma V)$ nie jest liniowa. Te różnice mogą wynikać zarówno z powodu niedokładności przyrządów oraz pomiarów, ale także z tego, że praktyczny przyrost objętości wody jest nieco mniejszy niż przyrost teoretyczny.

Jeszcze bardziej interesujące są wyniki drugiej części doświadczenia. Mieszając roztwór H₃PO₄ z roztworem NaOH nie zaobserwowaliśmy przyrostu objętości, a przynajmniej dodatniego. Co ciekawe, pojawił się właśnie ujemny przyrost objętości (ubytek). Uważamy, że może on wynikać z tego, iż powstająca w tej reakcji zobojętniania sól - Na₃PO₄, dysocjuje na jony o dużej entalpii hydratacji. Według nas przyrost objętości spowodowany wydzielaniem cząsteczek wody, jest skutecznie niwelowany poprzez solwatację jonów fosforanowych (V) przez cząsteczki H₂O, co z kolei powoduje zmniejszanie objętości. Dla danych stężeń, wzrost objętości reagentów powoduje coraz większy ubytek objętości roztworu.

Lp.	$V_{NaOH} [cm^3]$	$c_{NaOH} [\frac{mol}{dm^3}]$	$V_{HCl} [cm^3]$	$c_{HCl} [\frac{mol}{dm^3}]$	$\Delta V_t [cm^3]$	$\Delta V_{rz} [cm^3]$	$\frac{\Delta V}{\Sigma V} [\%]$
1.	20	3	10	6	1,08	1	3,33%
2.	100	3	50	6	5,4	4	2,67%
3.	200	3	100	6	10,8	9,8	3,27%
4.	600	3	300	6	32,4	29	3,22%
5.	20	1,5	10	3	0,54	0,51	1,70%
6.	100	1,5	50	3	2,7	2,9	1,97%
7.	200	1,5	100	3	5,4	6,3	2,10%
8.	600	1,5	300	3	16,2	19,4	2,16%

Lp.	$V_{NaOH} [cm^3]$	$c_{NaOH} [\frac{mol}{dm^3}]$	$V_{H_3PO_4} [cm^3]$	$c_{H_3PO_4} [\frac{mol}{dm^3}]$	$\Delta V_t [cm^3]$	$\Delta V_{rz} [cm^3]$	$\frac{\Delta V}{\Sigma V} [\%]$
1.	30	6	10	6	3,24	-0,05	-0,13%
2.	150	6	50	6	16,2	-2	-1,00%
3.	300	6	100	6	32,4	-5	-1,25%
4.	900	6	300	6	97,2	-13,2	-1,10%

Tabela 2. Wyniki doświadczeń zebrane w tabelach.

WNIOSKI

1. Podczas mieszania roztworu kwasu i zasady możemy zaobserwować przyrost objętości roztworu, który wynika z powstania w reakcji zobojętniania cząsteczek wody. Jednak zwiększenie objętości nie występuje w przypadku wszystkich substancji. Jest to uzależnione od tego, jakiej używamy zasady oraz jakiego kwasu.
2. W przypadku mieszania roztworów NaOH i HCl, obserwowany przyrost objętości jest prawie wprost proporcjonalny do użytych objętości (przy zachowaniu stałych stężeń roztworów).
3. W przypadku mieszania roztworów NaOH i H₃PO₄ obserwujemy ujemny przyrost objętości, co jest spowodowane solwatacją jonów powstałej w wyniku reakcji zobojętniania soli - Na₃PO₄.
4. Jeżeli chcielibyśmy w zadaniach uwzględniać powstałą wodę do policzenia stężenia substancji, musimy każdy przypadek rozpatrywać indywidualnie i sprawdzić w dostępnych źródłach lub doświadczalnie, czy po zmieszaniu danych substancji następuje zmiana objętości.

LITERATURA

1. „Podstawy chemii nieorganicznej tom 1” – Adam Bielański
2. <http://www.vmc.org.pl/chemia/tablice-chemiczne> (dostęp 3.09.2017r.)