



W jaki sposób można obliczyć pH słabych kwasów i zasad?

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Film samouczek](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



## W jaki sposób można obliczyć pH słabych kwasów i zasad?

Sposoby obliczania pH mocnych roztworów różnią się od tych do obliczania pH słabych roztworów.  
Źródło: dostępny w internecie: pixabay.com, domena publiczna.

W zależności od tego, czy coś jest mocniejsze czy słabsze, stosuje się inne podejście. Dobrze to widać w życiu codziennym. Inaczej traktuje się naczynia ze stali nierdzewnej, a inaczej z cienkiego szkła. Podobnie jest też w chemii. Zapewne wiesz, że istnieją mocne i słabe kwasy oraz mocne i słabe zasady. Sposób obliczania pH roztworów mocnych elektrolitów różni się od tego stosowanego dla elektrolitów słabych. W jaki więc sposób można obliczyć pH słabych kwasów i zasad?

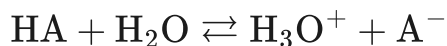
### Twoje cele

- Zapiszesz równanie dysocjacji słabego kwasu oraz słabej zasady.
- Wyjaśnisz pojęcie stała dysocjacji i stopnia dysocjacji.
- Obliczysz pH słabego kwasu.
- Obliczysz pH słabej zasady.

# Przeczytaj

## Obliczanie pH słabych kwasów

Słabe kwasy, w odróżnieniu od mocnych kwasów, nie dysocjują całkowicie. W wodnych roztworach słabych kwasów, oprócz jonów, znajdują się także niezdisocjowane cząsteczki kwasu. Równanie [dysocjacji](#) słabego kwasu ma postać:



Aby obliczyć pH roztworu słabego kwasu, należy wyznaczyć stężenie jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  w tym roztworze. Do tego celu potrzebna jest wartość [stałej dysocjacji](#) elektrolitycznej tego kwasu  $K_a$ .

### Stała dysocjacji elektrolitycznej

Wyrażenie na **stałą dysocjacji elektrolitycznej** słabego kwasu ma postać:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Gdzie  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  i  $[\text{A}^-]$  to równowagowe stężenia jonów, pochodzących z dysocjacji kwasu, a  $[\text{HA}]$  to właściwie stężenie cząsteczek HA, które w stanie równowagi pozostają niezdisocjowane.

Jeżeli  $C_{\text{HA}}$  to **stężenie analityczne**, to wyjściowe stężenie słabego kwasu wynosi:

$$C_{\text{HA}} = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$$

$$C_{\text{HA}} = [\text{HA}] + [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Wyrażenie na **stopień dysocjacji** tego kwasu można wyrazić w procentach lub wartościach liczbowych:

$$\alpha_{\text{HA}} = \frac{[\text{A}^-]}{C_{\text{HA}}} \cdot 100\%$$

$$\alpha_{\text{HA}} = \frac{[\text{A}^-]}{C_{\text{HA}}}$$

### Ważne!

Stałą dysocjacji elektrolitycznej  $K$  ze stopniem dysocjacji elektrolitycznej  $\alpha$  oraz stężeniem molowym wyjściowego roztworu można powiązać w następujący sposób:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C_{\text{HA}}}{1 - \alpha}$$

Zależność ta jest nazywana **prawem rozcieńczeń Ostwalda**.

Dla **bardzo słabych elektrolitów** ( $\alpha \leq 5\%$ ) stopień dysocjacji jest tak mały, że:

$$1 - \alpha = 1$$

lub kiedy:

$$\frac{C}{K} \geq 400$$

wówczas prawo rozcieńczeń Ostwalda można przedstawić wzorem uproszczonym:

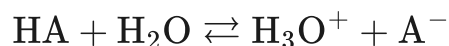
$$K_a = \alpha^2 C$$

Zatem stopień dysocjacji elektrolitycznej  $\alpha$  można obliczyć, znając **stałą dysocjacji elektrolitycznej**  $K_a$  oraz wyjściowe stężenie molowe kwasu.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_{HA}}}$$

Pamiętaj, że w przypadku obliczeń z wykorzystaniem **prawa rozcieńczeń Ostwalda**, stosujemy wartość stopnia dysocjacji w postaci ułamka dziesiętnego (lub wartości 1 w przypadku całkowitej dysocjacji), a nie w postaci procentowej.

Ze stechiometrii reakcji dysocjacji wynika, że stężenie jonów  $[A^-]$  równe jest stężeniu jonów oksoniowych:



$$[H_3O^+] = [A^-]$$

Dla elektrolitów mocnych, wzór na **stałą dysocjacji elektrolitycznej** kwasu można zapisać:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_{HA} - [H_3O^+]}$$

Aby **obliczyć pH** słabego kwasu, należy najpierw wyznaczyć stężenie jonów oksoniowych, przekształcając powyższe równanie:

$$[H_3O^+]^2 = K_a \cdot (C_{HA} - [H_3O^+])$$

$$[H_3O^+]^2 + K_a [H_3O^+] - K_a \cdot C_{HA} = 0$$

$$\Delta = K_a^2 + 4 K_a \cdot C_{HA}$$

$$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] = \frac{-K_a + \sqrt{\Delta}}{2}$$

Następnie oblicza się pH, korzystając z poniższego wzoru:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Dla **elektrolitów słabych**, przyjmuje się założenie, że:

$$C_{HA} - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx C_{HA}$$

Zatem stała dysocjacji słabego kwasu, wyznaczona na podstawie równania reakcji, ma postać:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_{HA}}$$

Z powyższego wzoru wyznacza się stężenie jonów oksoniowych:

$$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] = \sqrt{K_a \cdot C_{HA}}$$

Następnie oblicza się pH, korzystając z poniższego wzoru:

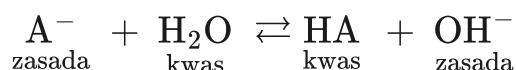
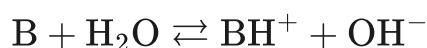
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

### Polecenie 1

Kwas octowy (etanowy) o wzorze sumarycznym  $\text{CH}_3\text{COOH}$  to słaby kwas. Załóżmy, że w kolbie miarowej mamy roztwór kwasu octowego o  $C_m = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Oblicz, jakie jest pH tego roztworu.

## Obliczanie pH słabych zasad

Słabe zasady, podobnie jak słabe kwasy, nie dysocjują całkowicie. Równanie dysocjacji słabej zasady ma postać:



Aby obliczyć pH roztworu słabej zasady, należy wyznaczyć stężenie jonów  $OH^-$  w tym roztworze. Do tego celu potrzebna jest wartość stałej dysocjacji elektrolitycznej tej zasady  $K_b$ .

Wyrażenie na **stałą dysocjacji elektrolitycznej** słabej zasady ma postać:

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]} = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

Gdzie  $[BH^+]$  i  $[OH^-]$  to równowagowe stężenia jonów, które pochodzą z dysocjacji zasady, a  $[B]$  to właściwie stężenie cząsteczek B, które w stanie równowagi pozostają niezdisocjowane.

Jeżeli  $C$  to stężenie analityczne, to wyjściowe stężenie słabej zasady wynosi

$$C = [B] + [BH^+] = [A^-] + [HA]$$

Co można również zapisać jako:

$$C = [B] + [OH^-]$$

Wyrażenie na **stopień dysocjacji elektrolitycznej**  $\alpha$  tej zasady można wyrazić w procentach lub wartościach liczbowych:

$$\alpha = \frac{[\text{BH}^+]}{C} = \frac{[\text{HA}]}{C} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{[\text{BH}^+]}{C} = \frac{[\text{HA}]}{C}$$

### Stała dysocjacji elektrolitycznej

**Ważne!**

Stałą dysocjacji elektrolitycznej  $K$  ze stopniem dysocjacji elektrolitycznej  $\alpha$  oraz stężeniem molowym wyjściowego roztworu można powiązać w następujący sposób:

$$K_b = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

Dla bardzo słabych elektrolitów ( $\alpha \leq 5\%$ ) stopień dysocjacji jest tak mały, że:

$$1 - \alpha = 1$$

lub kiedy:

$$\frac{C}{K} \geq 400$$

to prawo rozcieńczeń Ostwalda można przedstawić wzorem uproszczonym:

$$K_b = \alpha^2 \cdot C$$

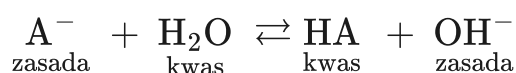
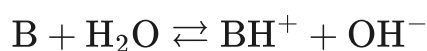
Wówczas stopień dysocjacji elektrolitycznej  $\alpha$  można obliczyć znając stałą **dysocjacji elektrolitycznej**  $K_b$  oraz wyjściowe stężenie molowe zasady.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$$

Stężenie jonów  $[\text{OH}^-]$  można również obliczać ze wzoru:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C} \quad \text{gdy} \quad \frac{C}{K_b} \geq 400$$

Ze stechiometrii reakcji dysocjacji wynika, że stężenie uprotonowanej zasady  $[\text{HA}]$  (lub  $[\text{BH}^+]$ ) równe jest stężeniu jonów wodorotlenkowych.



$$[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] = [\text{HA}]$$

Dla elektrolitów mocnych, wzór na stałą dysocjacji elektrolitycznej zasady można zapisać:

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C - [\text{OH}^-]}$$

Aby **obliczyć** pH słabej zasady, należy najpierw wyznaczyć stężenie jonów wodorotlenkowych, przekształcając powyższe równanie.

$$[\text{OH}^-]^2 = K_b \cdot (C - [\text{OH}^-])$$

$$[\text{OH}^-]^2 + K_b [\text{OH}^-] - K_b \cdot C = 0$$

$$\Delta = K_b^2 + 4K_b \cdot C$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{-K_b + \sqrt{\Delta}}{2}$$

Następnie oblicza się pH słabej zasady, korzystając z poniższych wzorów:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Dla **elektrolitów słabych** przyjmuje się założenie, że:

$$C - [\text{OH}^-] \approx C$$

Zatem stała dysocjacji słabej zasady wyznaczona na podstawie równania reakcji ma postać:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C}$$

Z powyższego równania wyznacza się stężenie jonów wodorotlenkowych:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C}$$

Następnie oblicza się pOH, korzystając z poniższego wzoru:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Korzystając z poniższej zależności, oblicza się pH roztworu:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

## Stałe dysocjacji w tablicach chemicznych

Dla ułatwienia i wygody, w tablicach chemicznych wartości stałych dysocjacji podaje się w następujący sposób:

$$\text{pK}_a = 3,2$$

Należy przy tym pamiętać, że wartość  $K_a$  można wyrazić wzorem:

$$K_a = 10^{-\text{pK}_a}$$

Czyli:

$$\text{pK}_a = -\log K_a$$

Sytuacja dla stałej dysocjacji zasad jest analogiczna:

$$\text{pK}_b = -\log K_b$$

$$K_b = 10^{-\text{pK}_b}$$

Podobnie jak w przypadku pH i pOH, zależność  $\text{pK}_a$  i  $\text{pK}_b$  można wyrazić wzorem:

$$\text{pK}_a = 14 - \text{pK}_b$$

## Słownik

dysocjacja elektrolityczna

rozpad związku chemicznego na jony pod wpływem wody lub innego rozpuszczalnika

### **stała dysocjacji elektrolitycznej**

stała równowagi chemicznej procesu dysocjacji danego związku

### **stopień dysocjacji elektrolitycznej $\alpha$**

stosunek liczby moli substancji, która uległa rozpadowi na jony, do całkowitej liczby moli substancji wyjściowej; mieści się w przedziale:  $0 \leq \alpha \leq 1$  lub  $0\% \leq \alpha \leq 100\%$

### **stężenie analityczne**

suma stężeń wszystkich form analizowanego składnika

## **Bibliografia**

Jelińska-Kazimierczuk M., Megiel E., *Teraz matura. Chemia. Vademecum*, Warszawa 2018.

Jones L., Atkins P., *Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje*, Warszawa 2012.

Litwin M., Styska-Wlazło S., Szymońska J., *To jest chemia 1. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres rozszerzony*, Warszawa 2012.

# Film samouczek

---

## Polecenie 1

Czy potrafisz wymienić przykłady słabych kwasów i zasad? Z poniższych filmów dowiesz się, w jaki sposób oblicza się pH słabych kwasów i zasad. Przeanalizuj je więc, a następnie sprawdź się rozwiązując podane zadania.

# Trwa wczytywanie danych ..

## Ćwiczenie 1

W temperaturze 25°C przygotowano wodny roztwór amoniaku o stężeniu molowym  $2,5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Stała dysocjacji wynosi  $1,8 \cdot 10^{-5}$ . Oblicz pH tego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

## Ćwiczenie 2

Oblicz pH przygotowanego w temperaturze 25°C wodnego roztworu fluorowodoru o stężeniu molowym  $1,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Stała dysocjacji wynosi  $6,3 \cdot 10^{-4}$ . Wynik podaj z dokładnością do pierwszego po przecinku.

# Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

## Ćwiczenie 1



Dopasuj pojęcie do odpowiedniego opisu.

Dysocjacja elektrolityczna

rozpad związku chemicznego na jony pod wpływem wody lub innego rozpuszczalnika.

Stała dysocjacji elektrolitycznej

stała równowagi chemicznej procesu dysocjacji danego związku.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej  $\alpha$

stosunek liczby moli substancji, która uległa rozpadowi na jony, do całkowitej liczby moli substancji wyjściowej. Mieści się w przedziale:  $0 \leq \alpha \leq 1$  lub  $0\% \leq \alpha \leq 100\%$ .

## Ćwiczenie 2



Wskaż prawidłową odpowiedź dotyczącą stałej dysocjacji elektrolitycznej, wyrażonej wzorem

$$K_{\alpha} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

stałą dysocjacji elektrolitycznej wyznaczamy wyłącznie dla słabych elektrolitów.

$[\text{HA}]$  to stężenie cząsteczek HA, które w stanie równowagi pozostają niezdisocjowane.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$  i  $[\text{A}^-]$  to równowagowe stężenia jonów.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$  i  $[\text{A}^-]$  pochodzą z dysocjacji kwasu.

### Ćwiczenie 3



Wybierz poprawne dokończenie poniższego zdania.

Jeżeli  $pK_a = 3,6$ , to wartość  $pK_b$  wynosi:

6,4.

7,0.

3,6.

10,4.

### Ćwiczenie 4



Wybierz poprawne dokończenie poniższego zdania.

Jeżeli pOH pewnego roztworu wynosi 5, to pH ma wartość:

4.

5.

7.

9.

## Ćwiczenie 5



Oblicz pH roztworu słabego kwasu jednoprotowego o stężeniu  $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$  i stałej dysocjacji, która wynosi  $6,3 \cdot 10^{-5}$ .

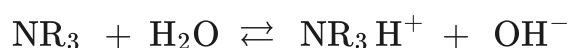
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 6



Oblicz pH słabej zasady o stężeniu  $0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$  i stałej dysocjacji, która wynosi  $1,6 \cdot 10^{-5}$ .



Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 7



Oblicz pH roztworu kwasu mrówkowego o stężeniu  $0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ .

$$\text{p}K_a = 3,74$$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 8



Oblicz, jakie pH ma roztwór octanu sodu o stężeniu  $0,07 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ .

$$pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 9



Sprawdź, jakie pH będzie miał roztwór kwasu chlorowego(I), jeżeli stopień dysocjacji tego kwasu w tym przypadku wynosi 0,033.

$$pK_a(\text{HClO}) = 7,3$$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 10



Oblicz różnicę między pH roztworu amoniaku o stężeniu  $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$  a pH roztworu o stężeniu  $0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ .

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

# Dla nauczyciela

---

## Sceariusz zajęć

**Autor:** Agata Krzak, Krzysztof Błaszczak

**Przedmiot:** chemia

**Temat:** W jaki sposób można obliczyć pH słabych kwasów i zasad?

**Grupa docelowa:** III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego – kształcenie w zakresie rozszerzonym

## Podstawa programowa:

Zakres rozszerzony

VI. Reakcje w roztworach wodnych. Uczeń:

4) wykonuje obliczenia z zastosowaniem pojęć: stała dysocjacji, stopień dysocjacji, pH, iloczyn jonowy wody, iloczyn rozpuszczalności; stosuje do obliczeń prawo rozcieńczeń Ostwalda.

## Kształtowane kompetencje kluczowe:

- kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji;
- kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii;
- kompetencje cyfrowe;
- kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.

## Cele operacyjne

Uczeń:

- definiuje pojęcia: stała dysocjacji, stopień dysocjacji;
- pisze równanie dysocjacji słabego kwasu oraz słabej zasady;
- proponuje sposób obliczenia i oblicza pH słabego kwasu;
- proponuje sposób obliczenia i oblicza pH słabej zasady.

## Strategie nauczania:

- asocjacyjna
- problemowa.

## **Metody i techniki nauczania:**

- burza mózgów;
- dyskusja dydaktyczna;
- analiza tekstu źródłowego;
- film samouczek;
- ćwiczenia uczniowskie;
- technika zdań podsumowujących.

## **Formy pracy:**

- praca indywidualna;
- praca w parach;
- praca zbiorowa.

## **Środki dydaktyczne:**

- komputery z głośnikami, słuchawkami z dostępem do Internetu;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- tablica interaktywna/tablica, kreda, marker;
- rzutnik multimedialny.

## **Przebieg zajęć**

### **Faza wstępna:**

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje uczniom pytania:

- Jakie znacie słabe kwasy i słabe zasady?
- Czym jest stała dysocjacji oraz stopień dysocjacji?

2. Ustalenie celów. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami określa cele lekcji.

3. Rozpoznanie wiedzy wyjściowej uczniów. Uczniowie odpowiadają na pytanie: W jaki sposób można obliczyć stężenie kwasu i zasady?

### **Faza realizacyjna:**

1. Eksperyment chemiczny – „Badanie pH kwasu solnego i octowego o różnych stężeniach molowych”. Nauczyciel dzieli uczniów losowo na grupy. Uczniowie pobierają odpowiedni sprzęt i szkło laboratoryjne ze stołu laboratoryjnego, wypracowują zasady instrukcji przeprowadzenia eksperymentu, po czym chętni uczniowie podają je na forum klasy. Nauczyciel rozdaje uczniom karty pracy, w których formułują pytanie badawcze, hipotezę, zapisują obserwacje i wyciągają wnioski. Po wyznaczonym czasie chętni uczniowie prezentują efekty pracy grupowej na forum klasy.

2. Nauczyciel wyświetla na tablicy multimedialnej dla uczniów film samouczek dotyczący obliczania pH słabych kwasów i zasad, po czym nauczyciel z uczniami dokonują podsumowania nowych wiadomości.
3. Uczniowie samodzielnie wykonują polecenie do medium bazowego. Następnie wybrane osoby przedstawiają wyniki pracy. Nauczyciel weryfikuje je pod kątem poprawności i ewentualnie wyjaśnia uczniom niezrozumiałe dla nich kwestie.
4. Uczniowie w parach sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia 3-8 zawarte w e-materiale – „Sprawdź się”. Mogą wspierać się treściami zawartymi w e-materiale. Kolejno, po każdym wykonanym ćwiczeniu chętni lub wskazani uczniowie podchodzą do tablicy i zapisują propozycję swojego rozwiązania zadania. Nauczyciel weryfikuje poprawność rozwiązań i wyjaśnia ewentualnie niezrozumiałe kwestie.

### **Faza podsumowująca:**

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania:

- Jak wygląda równanie dysocjacji słabego kwasu i słabej zasady?
- W jaki sposób oblicza się pH słabego kwasu?
- W jaki sposób oblicza się pH słabej zasady?

2. Na koniec lekcji nauczyciel prosi uczniów o uzupełnienie w ich portfolio następujących zdań:

- Dziś nauczyłem się, że...
- Łatwe było dla mnie...
- Trudności sprawiło mi...
- Zaskoczyło mnie...
- Przypomniałem/łam sobie, że...

### **Praca domowa:**

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się”.

### **Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:**

Film edukacyjny uczniowie mogą wykorzystać podczas rozwiązywania zadań w grupach. Uczniowie nieobecni na lekcji mogą film wykorzystać do uzupełnienia barków podczas nieobecności.

### **Materiały pomocnicze:**

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):

- Jak wygląda równanie dysocjacji słabego kwasu i słabej zasady?
- W jaki sposób oblicza się pH słabego kwasu?

- W jaki sposób oblicza się pH słabej zasady?
2. Doświadczenie chemiczne – „Badanie pH kwasu solnego i octowego o różnych stężeniach molowych”:
- Szkło i sprzęt laboratoryjny: statywy do probówek, probówki, pipety, pehametry.
  - Odczynniki chemiczne: roztwór kwasu chlorowodorowego o stężeniach: 0,1; 0,01; 0,001 mol/dm<sup>3</sup> oraz roztwór kwasu octowego o stężeniach: 0,1; 0,01; 0,001 mol/dm<sup>3</sup>.
3. Karty charakterystyk kwasu chlorowodorowego i octowego.
4. Karta pracy ucznia:

Plik o rozmiarze 59.97 KB w języku polskim