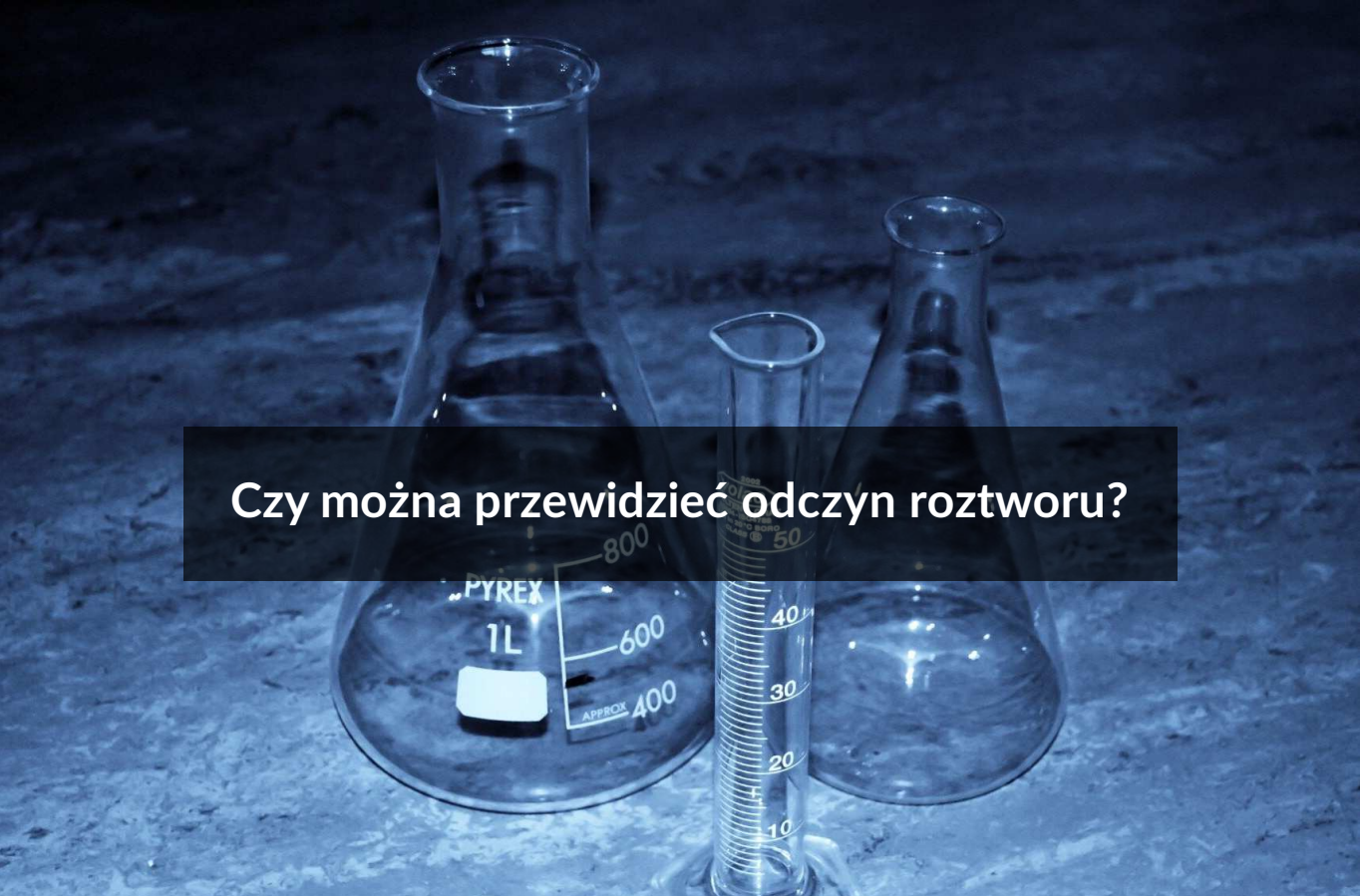




Czy można przewidzieć odczyn roztworu?

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Symulacja interaktywna](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



Czy można przewidzieć odczyn roztworu?

Odczyn roztworu zazwyczaj określamy jako „kwasowy”, „zasadowy” lub „obojętny”.

Źródło: www.pixabay.com, domena publiczna.

Określenie odczynu roztworu wymaga wyznaczenia wartości pH roztworu. Można tego dokonać na dwa sposoby: zmierzyć doświadczalnie za pomocą pehametru lub zestawu wskaźników. Drugą możliwością jest obliczenie stężenia jonów wodoru w tym roztworze.

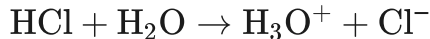
Twoje cele

- Wyznaczysz wartości pH i pOH roztworów mocnych i słabych elektrolitów.
- Obliczysz pH i pOH zmieszanych roztworów mocnych i słabych elektrolitów.

Wyznaczanie wartości pH i pOH

Wyznaczenie wartości pH roztworu wymaga uwzględnienia zachodzących procesów. Dla czystej wody stężenie jonów H_3O^+ wynika z autodysocjacji wody i wynosi $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, co daje pH wody równe 7.

W przypadku mocnych kwasów jednoprotonowych i mocnych wodorotlenków jednowodorotlenowych, w których stężenia tych elektrolitów wahają się w granicach pomiędzy 0,1 a $0,0001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, stężenie jonów H_3O^+ lub OH^- równa się stężeniu **mocnego elektrolitu**:



Wartość pH roztworu można łatwo wyliczyć jako ujemny logarytm stężenia kationów wodorotlenkowych. Dla roztworu mocnego jednoprotonowego kwasu $[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 \text{HCl}_{(\text{aq})}$, dzięki czemu pH 0,001-molowego roztworu kwasu solnego wynosi 3.

W przypadku mocnych wodorotlenków najwygodniej wyznaczyć najpierw „pOH”, czyli wartość ujemnego logarytmu ze stężenia jonów wodorotlenkowych, które jest związane z pH zależnością $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

Przykład 1

Oblicz pH roztworu $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Wodorotlenek strontu jest mocną zasadą i w roztworze wodnym całkowicie **dysocjuje**:



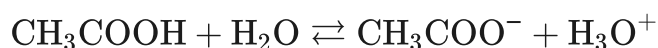
Stężenie jonów wodorotlenkowych wynosi $0,002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

$$\text{pOH} = -\log(0,002) = -\log(0,2 \cdot 10^{-2}) = -\log(0,2) - \log(10^{-2}) = 0,70 + 2 = 2,70$$

$$| \text{pH} = 14 - 2,70 = 11,30$$

Słabe elektrolity

W sytuacji, gdy kwas lub zasada ulega częściowej dysocjacji, wówczas ustala się stan równowagi dany równaniem reakcji:



Stopień dysocjacji **słabego elektrolitu** zmienia się wraz z jego stężeniem i dlatego stężenie jonów H_3O^+ można wyznaczyć ze stałej równowagi:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

które w przypadku dużych rozcieńczeń, z uwagi na względnie stałe stężenie wody, zapisuje się w uproszczonej formie:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Oznaczając $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x$ i $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_0 - x$, gdzie c_0 jest stężeniem początkowym, otrzymujemy równanie kwadratowe ze względu na x .

$$K_a = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

$$x^2 = K_a \cdot (c_0 - x)$$

$$x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot c_0 = 0$$

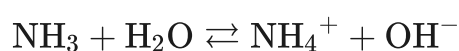
W przypadku, gdy stopień dysocjacji jest mniejszy lub równy 5%, co zachodzi dla przypadku $\frac{c_0}{K_a} > 400$, można przyjąć, że $c_0 - x \cong c_0$ i otrzymać równanie uproszczone.

$$K_a = \frac{x^2}{c_0}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot c_0}$$

Przy rozwiązywaniu równania kwadratowego należy uwzględnić oczywiście tylko takie rozwiązania, które mają sens fizyczny, czyli wartości $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$ muszą być dodatnie i mniejsze od c_0 .

Analogiczne wyrażenia można zapisać dla dysocjacji słabych zasad:



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

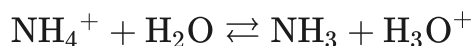
Uwzględniając stałe stężenie wody dla dużych rozcieńczeń:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_b = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

Przykłady

Z punktu widzenia teorii Brønsteda jony soli pochodzących od słabych zasad (np. kation NH_4^+) są słabymi kwasami, zaś jony pochodzące od słabych kwasów są słabymi zasadami. Oznacza to, że stężenie jonów H_3O^+ w roztworze chlorku amonu, który ulega dysocjacji kwasowej:



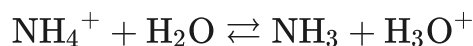
można wyznaczyć ze wzoru (z uwzględnieniem stałego stężenia wody):

$$K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Jon NH_4^+ jest słabym kwasem sprzężonym ze słabą zasadą NH_3 , przez co iloczyn wartości K_a dla jonu NH_4^+ i K_b dla NH_3 jest równy wartości stałej autodysocjacji rozpuszczalnika i w temperaturze 298 K wynosi 10^{-14} .

Przykład 2

Oblicz pH roztworu chlorku amonu o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.



$$K_a = \frac{x^2}{0,01-x}, \text{ gdzie } x = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_a = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Ponieważ wartość ilorazu stężenia chlorku amonu i stałej K_a wynosi:

$$\frac{0,1}{5,56 \cdot 10^{-10}} > 400$$

to można zastosować równanie uproszczone:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,01}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,36 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Wartość pH wynosi:

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

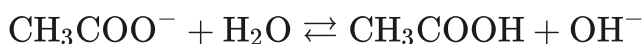
$$\text{pH} = 5,63$$

Wartość pH wynosi 5,63, co wskazuje na słabo kwasowy **odczyn** takiego roztworu.

Analogiczne obliczenia można wykonać dla jonu octanowego.

Przykład 3

Oblicz pH roztworu octanu sodu (etanianu sodu) o stężeniu $0,005 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{5 \cdot 10^{-3} - [\text{OH}^-]}$$

Wartość stałej dysocjacji zasadowej anionu octanowego K_b należy wyliczyć w oparciu o zależność:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

gdzie K_a oznacza stałą dysocjacji kwasowej CH_3COOH .

$$K_b = \frac{10^{14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Ze względu na bardzo małą wartość K_b i spełnioną zależność:

$$\frac{c}{K_b} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{5,56 \cdot 10^{-10}} = 9,0 \cdot 10^6 > 400$$

można zastosować wzór uproszczony:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{5 \cdot 10^{-3}}$$

Po podstawieniu wartości K_b do wyrażenia i przekształcenia otrzymujemy:

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

$$[\text{OH}^-] = 1,67 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Wartość pOH wynosi:

$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-] = 5,78$$

więc pH przyjmuje wartość:

$$\text{pH} = 14 - 5,78 = 8,22$$

Wartość pH wynosi 8,22, co wskazuje na słabo zasadowy [odczyn roztworu](#).

Mieszanie roztworów

Mieszanie roztworów powoduje zachodzenie kolejnych procesów w roztworze wodnym. Dla poprawnego opisu zachodzących zjawisk trzeba przeanalizować sytuacje w poszczególnych przypadkach:

1. Mieszanie roztworu mocnego kwasu/zasady z wodą
2. Mieszanie roztworów dwóch mocnych kwasów lub dwóch mocnych zasad
3. Mieszanie roztworów mocnego kwasu z mocną zasadą lub odwrotnie
4. Dodanie roztworu mocnego kwasu lub mocnej zasady do roztworu słabej zasady lub słabego kwasu powoduje zgodnie z regułą przekory osiągnięcie nowego stanu równowagi

Słownik

mocny elektrolit

wodny roztwór związku, który ulega całkowitej dysocjacji w roztworze wodnym; przykładem są roztwory mocnych kwasów, mocnych wodorotlenków oraz soli rozpuszczalnych w wodzie

słaby elektrolit

wodny roztwór związku, który ulega dysocjacji w niewielkim stopniu, przy czym stopień dysocjacji zależy od stężenia; przykładami słabych elektrolitów są słabe kwasy i słabe zasady

odczyn roztworu

miarą liczbową, która pomaga w jego wyznaczeniu jest pH roztworu, które dla średniorozcieńczonych roztworów (między 0,1 a 0,0001 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$) można wyznaczyć jako ujemny logarytm ze stężenia jonowego jonów H_3O^+

iloczyn jonowy wody

stała autodysocjacji wody jest zależna od temperatury; w 25 °C wynosi 10^{-14}

dysocjacja elektrolityczna

rozpad substancji na jony

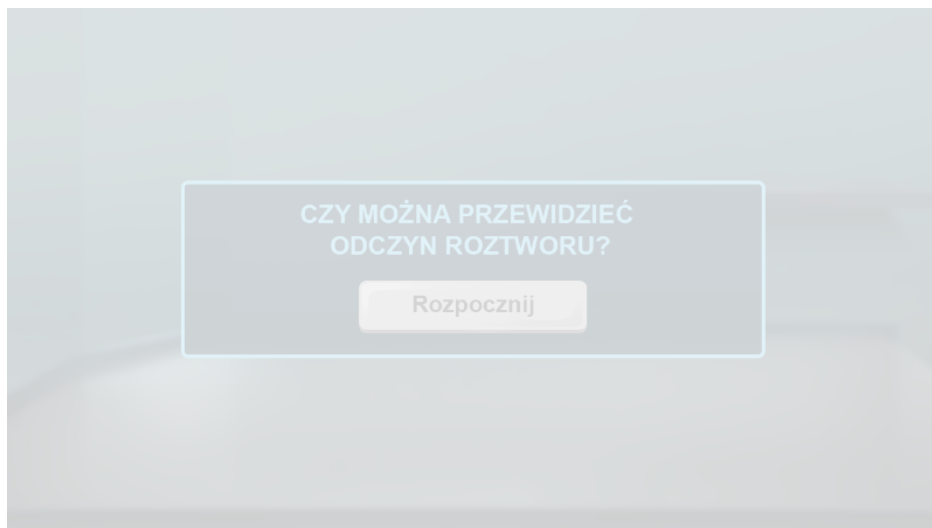
Bibliografia

Śliwa A., *Obliczenia chemiczne*, Warszawa 1982.

Symulacja interaktywna

Symulacja 1

Przeanalizuj poniższą symulację interaktywną i sprawdź, czy możesz przewidzieć odczyn przygotowanego roztworu. W tym celu sporządź roztwór soli chlorku sodu, dodając wybrane przez siebie objętości kwasu chlorowodorowego i wodorotlenku sodu. Następnie zbadaj za pomocą pH-metru pH otrzymanej soli i określ jej odczyn. Dodatkowo w symulacji zawarto przykład obliczenia wartości pH, który umożliwia sprawdzenie odczynu roztworu bez użycia pH-metru. Na końcu wykonaj ćwiczenia sprawdzające, znajdujące się pod symulacją interaktywną.



Zasób interaktywny dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/D1CGrnQd8>

Symulacja interaktywna pt. „Czy można przewidzieć odczyn roztworu?”

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 1

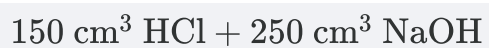
Dokończ poniższe zdanie, tak aby było prawdziwe

Mieszając ze sobą mocny kwas i mocny wodorotlenek o tych samych stężeniach molowych, odczyn powstałego roztworu soli będzie zależeć od ...

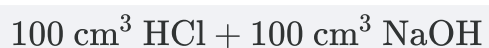
- ☐ objętości mocnego kwasu i stężenia mocnego wodorotlenku.
- ☐ tylko od objętości mocnego kwasu.
- ☐ tylko od objętości mocnego wodorotlenku.
- ☐ objętości mocnego kwasu i objętości mocnego wodorotlenku.

Ćwiczenie 2

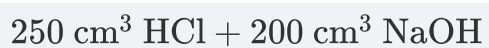
Połącz w pary nazwy odczynów roztworu z solą, którą otrzymasz w wyniku zmieszania różnych objętości 0,1-molowego kwasu chlorowodorowego i 0,1-molowego wodorotlenku sodu.



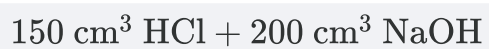
odczyn zasadowy



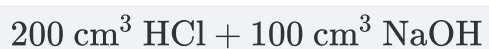
odczyn kwasowy



odczyn kwasowy



odczyn obojętny



odczyn zasadowy

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Zaznacz prawidłową definicję do każdego rodzaju elektrolitu.

Definicja	Słaby elektrolit	Mocny elektrolit
wodny roztwór związku, który ulega całkowitej dysocjacji w roztworze wodnym	☐	☐
wodny roztwór związku, który ulega dysocjacji w niewielkim stopniu, przy czym stopień dysocjacji zależy od stężenia	☐	☐

Ćwiczenie 2



Uzupełnij tekst wybierając prawidłowe określenie.

Miara liczbowa, która pomaga w jego wyznaczeniu jest roztworu, które dla średniorozcieńczonych roztworów można wyznaczyć jako logarytm ze stężenia molowego jonów .

Ćwiczenie 3



Wyznacz pH kwasu fluorowodorowego o stężeniu $0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, wiedząc że K_a dla HF wynosi $6,3 \cdot 10^{-4}$.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 4



Określ, który roztwór będzie miał wyższe pH: roztwór trimetyloaminy (N,N-dimetylometanoaminy) o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ czy roztwór NaOH o stężeniu $0,006 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 5



Zaznacz niepoprawne zdanie.

- ☐ Dodanie roztworu mocnego kwasu lub mocnej zasady do roztworu słabej zasady lub słabego kwasu powoduje zgodnie z regułą przekory osiągnięcie nowego stanu równowagi.
- ☐ W przypadku mieszania roztworu mocnego kwasu/zasady z wodą zachodzi rozcieńczenie roztworu, przy czym stopień dysocjacji się nie zmienia, dla mocnych elektrolitów wynosi 100%.
- ☐ W przypadku zmieszania roztworu mocnego kwasu i mocnej zasady dochodzi do reakcji zobojętniania. Odczyn roztworu będzie zależał od tego reagenta, którego użyto w niedomiarze.

Ćwiczenie 6



Oblicz pH roztworu otrzymanego przez rozcieńczenie 25 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z użyciem 250 cm^3 wody.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Oblicz pH roztworu zawierającego 13,5 g KClO w 2 dm³ roztworu.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Jaki odczyn będzie miał roztwór otrzymany przez zmieszanie 45 cm³ roztworu kwasu H₂SO₄ o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 82 cm³ roztworu wodorotlenku KOH o stężeniu 0,02 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Wyznacz wartość pH roztworu przy założeniu, że objętość roztworu końcowego będzie równa sumie objętości składowych roztworów.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 9



Do 650 cm³ roztworu etanoaminy o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dodano 25 cm³ roztworu NaOH o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH otrzymanego roztworu.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 10



450 cm³ roztworu mrówczanu sodu o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ zadano 45 cm³ 0,1-molowego NaOH. Oblicz pH roztworu.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 11



Oblicz pH roztworu HCN o stężeniu 18% i gęstości $1,1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Stała dysocjacji kwasowej HCN wynosi $4,0 \cdot 10^{-10}$.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Elżbieta Korzeniak, Tomasz Korzeniak, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Czy można przewidzieć odczyn roztworu?

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:

6) przewiduje odczyn roztworu po reakcji substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych.

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:

- oblicza pH roztworów mocnych i słabych elektrolitów;
- przelicza stężenia roztworów mocnych i słabych elektrolitów;
- analizuje przesunięcia równowagi pod wpływem dodania mocnej zasady lub mocnego kwasu do roztworu słabego elektrolitu.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;

- burza mózgów;
- ćwiczenia uczniowskie;
- analiza materiału źródłowego;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

- praca indywidualna;
- praca w grupach;
- praca zbiorowa.

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami, słuchawkami i dostępem do Internetu/smartfony, tablety;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- tablica interaktywna/tablica, pisak/kreda,
- rzutnik multimedialny;
- aplikacja Mentimeter.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje pytanie: W jaki sposób można przewidzieć odczyn roztworu?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Uczniowie do pojęcia pH roztworu podają swoje wyjaśnienia. Nauczyciel może wykorzystać aplikację Mentimeter z wykorzystaniem tabletów/smartfonów.
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel odsyła uczniów do symulacji interaktywnej. Uczniowie mieszają ze sobą reagenty w różnych ilościach – stechiometrycznych lub nie, a następnie badają pH otrzymanego roztworu oraz określają jego odczyn. Nauczyciel monitoruje przebieg pracy uczniów i wspiera ich.
2. Uczniowie analizują treści zawarte w e-materiale dotyczące pod kątem sposobu obliczania pH roztworu mocnych kwasów i zasad. Nauczyciel z uczniami analizuje przykłady. Chętni uczniowie podchodzą do tablicy i obliczają wskazane przez nauczyciela zadania.
3. Uczniowie analizują treści zawarte w e-materiale dotyczące rozcieńczania roztworów i wyznaczania pH. Nauczyciel z uczniami analizuje przykłady. Chętni uczniowie podchodzą do tablicy i obliczają wskazane przez nauczyciela zadania.

4. Wyznaczanie pH roztworów słabych kwasów i zasad oraz soli ulegających hydrolizie – chętni uczniowie rozwiązują zadania przy tablicy. Reakcje protolityczne w roztworach słabych kwasów i zasad Brønsteda – wpływ mocnych kwasów i zasad na stan równowagi.
5. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – „Sprawdź się”.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania: Jak zmieni się pH roztworu kwasu po dodaniu zasady? Jak zmieni się odczyn octanu sodu po dodaniu kwasu solnego?
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:
 - Przypomniałem/łam sobie, że...
 - Co było dla mnie łatwe...
 - Czego dziś się nauczyłem/łam...
 - Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

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

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Symulacja interaktywna może być wykorzystana przez uczniów podczas samodzielnej pracy na lekcji lub przed wykonaniem ćwiczeń dołączonych do medium. Medium może być również wykorzystane podczas odrabiania zadania domowego, czy podczas przygotowywania się do lekcji czy sprawdzianu.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):
 - Jak zmieni się pH roztworu kwasu po dodaniu zasady?
 - Jak zmieni się odczyn roztworu octanu sodu po dodaniu roztworu kwasu solnego?