



Otrzymywanie kwasu poprzez wypieranie go z jego soli

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Wirtualne laboratorium – S](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



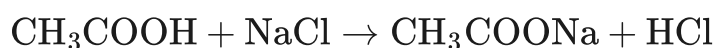
Otrzymywanie kwasu poprzez wypieranie go z jego soli

„Ocet balsamiczny (wł. aceto balsamico) – ocet powstający z zagęszczonego moszczu winogronowego poddanego długotrwałemu dojrzewaniu w drewnianych beczkach. Ocet balsamiczny jest dodatkiem do sałatek, sosów, marynat i różnych dań kuchni włoskiej, a także do owoców i deserów.” (www.pl.wikipedia.org)

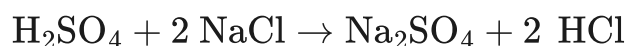
Źródło: dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Na stronie internetowej dla uczniów pojawiła się taka wymiana zdań:

- Hej, gotuję właśnie obiad i w przepisie na marynatę do mięsa jest napisane, że do soli kuchennej mam dodać octu. Mam pytanie, czy w tym wypadku zajdzie reakcja chemiczna opisana tym równaniem?



- Myślę, że tak. Pamiętam z lekcji chemii, że kwas solny swoją nazwę zawdzięcza temu, że otrzymywano go poprzez reakcję soli kuchennej z kwasem siarkowym(VI) – i reakcja przebiegała wg równania:



- Jeżeli taka reakcja zachodzi, czy ten HCl, otrzymany w takiej reakcji w domu, używając octu spirytusowego 10%, będzie niebezpieczny dla zdrowia?

A Ty, jak skomentujesz powyższy dialog?

Twoje cele

- Opiszysz metodę otrzymywania kwasów poprzez wypieranie kwasów z ich soli.
- Wyjaśnisz, w jaki sposób określa się moc kwasów.
- Napiszesz i uzgodnisz równania reakcji chemicznych otrzymywania kwasu poprzez wypieranie go z jego soli.
- Zaprojektujesz doświadczenia, w których otrzymasz kwas poprzez wypieranie go z jego soli.

Przeczytaj

[Kwasy](#), zarówno organiczne, jak i nieorganiczne, można otrzymywać na kilka sposobów. Jedną z metod, którą można otrzymać wybrane kwasy, jest reakcja wymiany podwójnej. W tym przypadku, do soli słabego kwasu bądź jej wodnego roztworu dodajemy kwasu mocnego. W wyniku takiej reakcji chemicznej otrzymamy sól oraz słaby kwas, który zostaje wyparty ze swojej soli.

Ważne!

sól słabego kwasu + mocny kwas → słaby kwas + sól mocnego kwasu

Moc kwasu

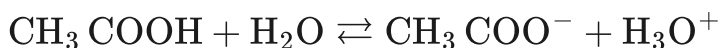
Kwasy charakteryzują się swoją indywidualną stałą dysocjacji kwasowej, która decyduje o mocy kwasu. Stała ta nie zależy od stężenia elektrolitu, lecz od rodzaju rozpuszczalnika i temperatury (ze wzrostem temperatury wartość stałej dysocjacji kwasowej rośnie). Wraz ze wzrostem wartości stałej dysocjacji kwasowej, dysocjacja zachodzi w większym stopniu, więc moc kwasu także rośnie.

Przykład 1

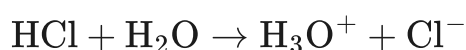
Porównajmy dwa kwasy: kwas octowy oraz kwas chlorowodorowy.

Proces dysocjacji obu kwasów możemy zilustrować następującymi równaniami:

- dla kwasu octowego



- dla kwasu chlorowodorowego



Zauważasz różnicę w zapisie tych procesów?

Wyrażenia na stałe dysocjacji dla tych kwasów wyglądają następująco:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} = 1,0 \cdot 10^7$$

Jak widzisz, stała dysocjacji kwasu chlorowodorowego jest znacząco wyższa od stałej dysocjacji kwasu octowego. Oznacza to, że w kwasie chlorowodorowym występują tak naprawdę tylko jony, a kwas ten dysocjuje w 100%, stąd zapis reakcji dysocjacji ze strzałką w jedną stronę. W roztworze kwasu octowego stała dysocjacji jest mała – obecne są zdysocjowane jony oraz cząsteczki kwasu, które są w równowadze, dlatego zapisujemy równanie reakcji ze strzałkami w dwie strony.

Stałe dysocjacji wybranych kwasów nieorganicznych w roztworach wodnych w temperaturze 25°C

Kwas nieorganiczny	Stała dysocjacji K_a lub K_{a1}
HF	$6,3 \cdot 10^{-4}$
HCl	$1,0 \cdot 10^7$
HBr	$3,0 \cdot 10^9$
HI	$1,0 \cdot 10^{10}$
H ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-7}$
H ₂ Se	$1,9 \cdot 10^{-4}$

**Stałe dysocjacji wybranych kwasów nieorganicznych w roztworach wodnych
w temperaturze 25°C**

H ₂ Te	$2,5 \cdot 10^{-3}$
HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$
HClO ₃	$5,0 \cdot 10^2$
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$
HNO ₃	27,5
H ₂ SO ₃	$1,5 \cdot 10^{-2}$
H ₃ BO ₃	$5,8 \cdot 10^{-10}$
H ₃ AsO ₃	$5,9 \cdot 10^{-10}$
H ₃ AsO ₄	$6,5 \cdot 10^{-4}$
H ₃ PO ₄	$6,9 \cdot 10^{-3}$
H ₃ SiO ₄	$3,2 \cdot 10^{-10}$
H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$

**Stałe dysocjacji wybranych kwasów organicznych w roztworach wodnych
w temperaturze 25°C (jeśli w tabeli nie zaznaczono inaczej)**

Kwas organiczny	Stała dysocjacji K_a
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$ (T = 20°C)
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
CH ₃ CH ₂ COOH	$1,4 \cdot 10^{-5}$
C ₆ H ₅ COOH	$6,5 \cdot 10^{-5}$
C ₆ H ₅ OH	$1,3 \cdot 10^{-10}$ (T = 20°C)

Stałe dysocjacji wybranych zasad w roztworach wodnych w temperaturze 25°C

Zasada	Stała dysocjacji K_b
NH ₃	$1,8 \cdot 10^{-5}$

Stałe dysocjacji wybranych zasad w roztworach wodnych w temperaturze 25°C	
CH ₃ NH ₂	$4,3 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ CH ₂ NH ₂	$5,0 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ CH ₂ CH ₂ NH ₂	$4,0 \cdot 10^{-4}$
(CH ₃) ₂ NH	$7,4 \cdot 10^{-4}$
(CH ₃) ₃ N	$7,4 \cdot 10^{-5}$
C ₆ H ₅ NH ₂	$4,3 \cdot 10^{-10}$

Źródło: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Ćwiczenie 1

Moc kwasów beztlenowych (HA, gdzie A to niemetal) można określić za pomocą porównania elektroujemności atomu niemetalu. Wraz ze wzrostem elektroujemności atomu niemetalu w okresie, moc kwasów się zwiększa. Czym większa jest różnica elektroujemności pomiędzy pierwiastkami H i A w wiązaniu, tym wiązanie jest bardziej spolaryzowane. Większe spolaryzowanie wiązania sprzyja rozpadowi substancji chemicznej na jony. Moc kwasów beztlenowych w grupie zwiększa się wraz ze zmniejszeniem się wartości elektroujemności w atomie A.

Powyżej opisana tendencja ma jednak charakter orientacyjny. W przypadku kwasów beztlenowych czynnikiem decydującym o mocy kwasu jest wielkość promienia atomowego – im większy promień atomowy niemetalu, połączonego z atomem wodoru, tym moc kwasu będzie równie większa.

Dla zainteresowanych

Przeanalizujmy teraz kwasy z pierwiastkami z grupy 17. układu okresowego pierwiastków.

			18	
			2	He hel 4,00
15	16	17	10	Ne neon 20,18
7	8	9		
N azot 14,01 3,0	O tlen 16,00 3,5	F fluor 19,00 4,0		
15	16	17	18	Ar argon 39,95
P fosfor 30,97 2,1	S siarka 32,07 2,5	Cl chlor 35,45 3,0		
33	34	35	36	Kr krypton 83,80
As arsen 74,92 2,0	Se selen 78,96 2,4	Br brom 79,90 2,8		
51	52	53	54	Xe ksenon 131,29
Sb antymon 121,76 1,9	Te tellur 127,60 2,1	I jod 126,90 2,5		
82	84	85	86	Rn radon (222)
Bi bismut 208,98 1,9	Po polon (209) 2,0	At astat (210) 2,2		
115	116	117	118	Og Oganesson (294)
Mc moskow (288)	Lv livermor (293)	Ts tenes (294)		

elektroujemność

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

Porównując wartości elektroujemności niemetali 17. grupy układu okresowego pierwiastków, można stwierdzić, że HF jest kwasem najslabszym, ponieważ fluor wykazuje największą wartość elektroujemności, a co za tym idzie – promień atomowy fluoru jest najmniejszy. Najmocniejszym kwasem z tej grupy jest natomiast HI, ponieważ jod ma najniższą wartość elektroujemności, a więc jego promień atomowy jest największy.

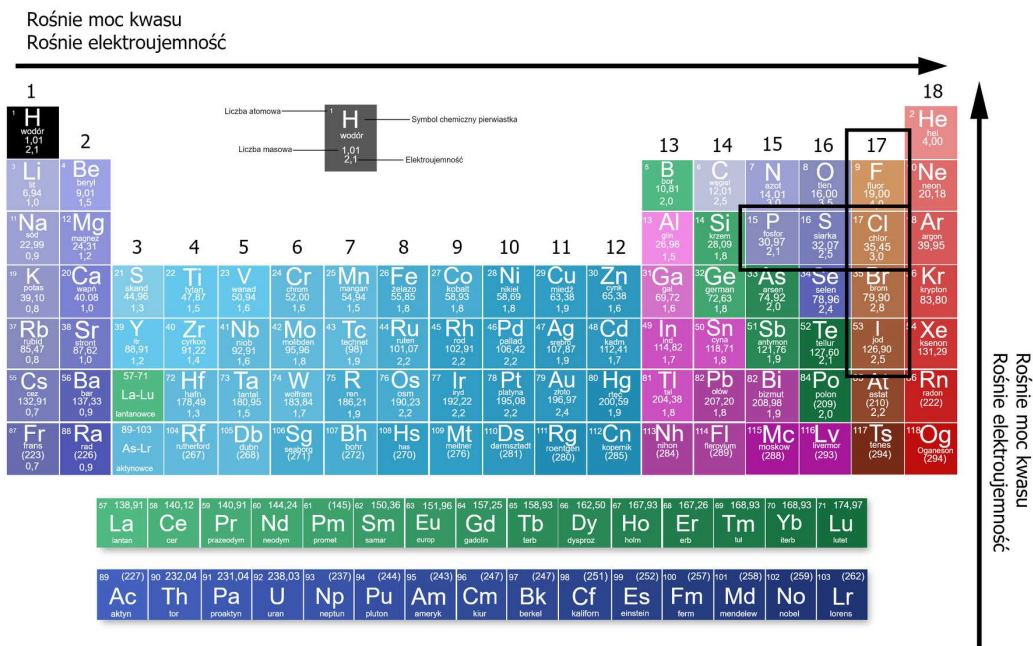
Polecenie 1

Korzystając z powyższego fragmentu układu okresowego pierwiastków, odczytaj wartości elektroujemności fluorowców oraz postaraj się ustalić, który z tych niemetali tworzy kwasy najmocniejsze.

Moc kwasów tlenowych wzrasta wraz ze wzrostem wartości elektroujemności atomów pierwiastka zawartego w reszcie kwasowej – zarówno w grupie, jak i w okresie układu okresowego pierwiastków chemicznych.

Należy jednak pamiętać, że regułę tę możemy stosować tylko w przypadku porównywania kwasów o tej samej budowie, np. H_2EO_3 , gdzie E jest symbolem pierwiastka. Zatem możemy porównywać ze sobą H_2SiO_3 i H_2CO_3 , nie zaś np. H_2SO_3

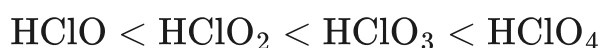
i HClO. Stąd uniwersalnym kluczem, który umożliwi porównanie mocy kwasów, jest analiza zgodna z wartościami stałych dysocjacji.



Moc kwasów tlenowych a elektroujemność atomu centralnego. Porównując moc kwasów należy wziąć pod uwagę ten sam stopień utlenienia atomu centralnego

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

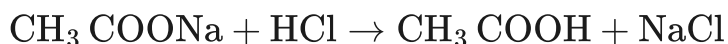
Porównując moc kwasów tlenowych tego samego pierwiastka, należy pamiętać, że moc kwasu wzrasta wraz ze wzrostem stopnia utlenienia atomu centralnego.



Czy zawsze mocniejszy kwas wypiera słabszy z jego soli? Co ma wpływ na tę reakcję chemiczną?

Przykład 2

Gdy do roztworu octanu sodu (CH_3COONa) doda się kwas solny (np. HCl), to równanie omawianej reakcji chemicznej wygląda następująco:



Jak widać, w wyniku powyższej reakcji otrzymano chlorek sodu oraz kwas octowy (etanowy). Octan (etanian) sodu jest solą złożoną z kationu metalu oraz anionu reszty kwasu octowego, który jest słabym kwasem ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Natomiast kwas solny jest kwasem mocnym ($K_a = 1,0 \cdot 10^7$; $K_{a,\text{CH}_3\text{COOH}} < K_{a,\text{HCl}}$), który wyparł kwas słabszy (kwas octowy) z roztworu jego soli.

Im większa różnica w mocy kwasu, tym silniej stan równowagi przesunięty jest w prawo. Jednak dotyczy to tylko przypadku słabych kwasów i bardzo mocnych.

sól słabego kwasu + mocny kwas \rightarrow słaby kwas + sól mocnego kwasu

Metody otrzymywania kwasu przez wypieranie go z jego soli

Wypierany kwas jest słabszy niż kwas działający na sól

Kwasy, których tlenki nie reagują z wodą, otrzymuje się zazwyczaj z ich soli. Na taką sól działa się innym mocnym kwasem, w wyniku czego interesujący nas kwas zostaje wyparty z soli.

Ćwiczenie 2

Problem badawczy: czy po zmieszaniu wodnego roztworu krzemianu sodu i rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego otrzymamy kwas krzemowy?

Wybierz jedną z poniższych hipotez.

- W wyniku zmieszania roztworu krzemianu sodu i rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego otrzyma się kwas krzemowy.
- W wyniku zmieszania roztworu krzemianu sodu i rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego nie otrzyma się kwasu krzemowego.

Sprzęt i odczynniki:

- probówki;
- roztwór wodny krzemianu sodu i rozcieńczony kwas chlorowodorowy.

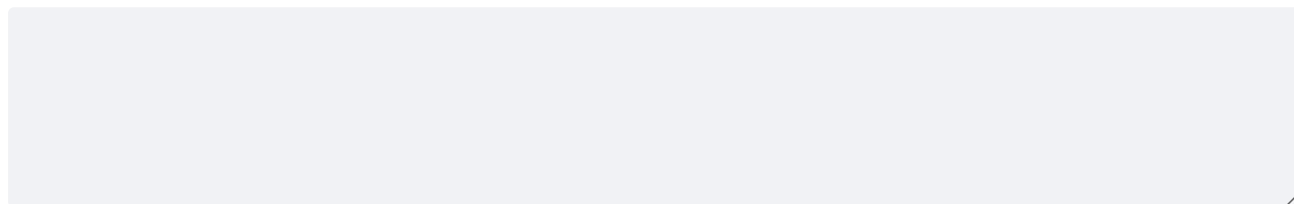
Wykonanie:

1. Do probówki wlej 2-3 cm³ roztworu krzemianu sodu.
2. Dodaj około 1 cm³ kwasu chlorowodorowego.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Narysuj schemat doświadczenia.

Schemat wykonaj w zeszytcie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

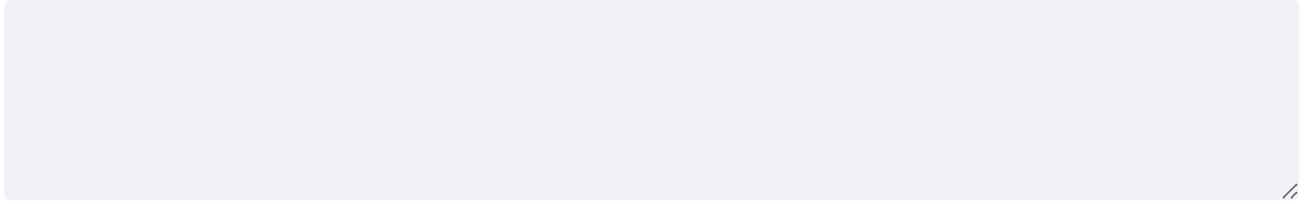
Obserwacje:



Równanie reakcji chemicznej:

Równanie reakcji zapisz w zeszytcie, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

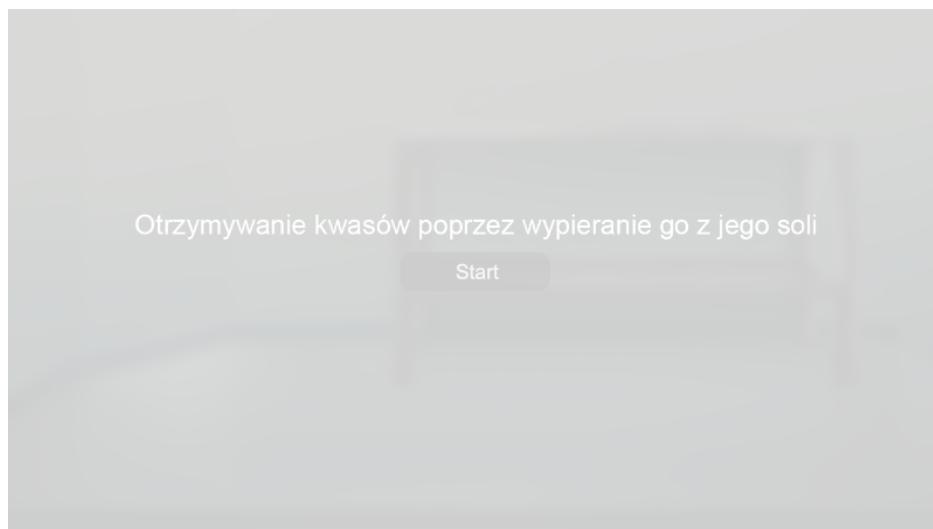
Podsumowanie:



Wirtualne laboratorium – S

Laboratorium 1

W wirtualnym laboratorium otrzymaj wybrany przez siebie kwas metodą wypierania go ze swojej soli. Zapoznaj się z problemem badawczym oraz postaw hipotezę badawczą. Sporządź notatkę, w której zapiszesz własne obserwacje, wyniki i wnioski.



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

Wirtualne laboratorium pt. „Otrzymywanie kwasów poprzez wypieranie go z jego soli”

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

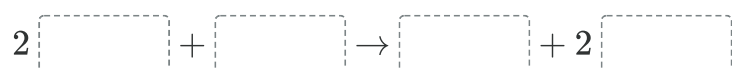
Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Z podanych niżej wzorów związków chemicznych ułóż poprawne równanie reakcji chemicznej mogącej zachodzić.



HCl

Na₂SO₄

NaCl

H₂SO₄

Ćwiczenie 2



Stałe dysocjacji wybranych kwasów nieorganicznych w roztworach wodnych w temperaturze 25°C	
Kwas nieorganiczny	Stała dysocjacji K_a lub K_{a1}
HF	$6,3 \cdot 10^{-4}$
HCl	$1,0 \cdot 10^7$
HBr	$3,0 \cdot 10^9$
HI	$1,0 \cdot 10^{10}$
H ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-7}$
H ₂ Se	$1,9 \cdot 10^{-4}$
H ₂ Te	$2,5 \cdot 10^{-3}$
HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$
HClO ₃	$5,0 \cdot 10^2$
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$
HNO ₃	27,5
H ₂ SO ₃	$1,5 \cdot 10^{-2}$
H ₃ BO ₃	$5,8 \cdot 10^{-10}$
H ₃ AsO ₃	$5,9 \cdot 10^{-10}$
H ₃ AsO ₄	$6,5 \cdot 10^{-4}$
H ₃ PO ₄	$6,9 \cdot 10^{-3}$
H ₃ SiO ₄	$3,2 \cdot 10^{-10}$
H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$

Stałe dysocjacji wybranych kwasów organicznych w roztworach wodnych w temperaturze 25°C (jeśli w tabeli nie zaznaczono inaczej)	
Kwas organiczny	Stała dysocjacji K_a
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$ (T = 20°C)

Stałe dysocjacji wybranych kwasów organicznych w roztworach wodnych w temperaturze 25°C (jeśli w tabeli nie zaznaczono inaczej)	
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
CH ₃ CH ₂ COOH	$1,4 \cdot 10^{-5}$
C ₆ H ₅ COOH	$6,5 \cdot 10^{-5}$
C ₆ H ₅ OH	$1,3 \cdot 10^{-10}$ (T = 20°C)

Stałe dysocjacji wybranych zasad w roztworach wodnych w temperaturze 25°C	
Zasada	Stała dysocjacji K _b
NH ₃	$1,8 \cdot 10^{-5}$
CH ₃ NH ₂	$4,3 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ CH ₂ NH ₂	$5,0 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ CH ₂ CH ₂ NH ₂	$4,0 \cdot 10^{-4}$
(CH ₃) ₂ NH	$7,4 \cdot 10^{-4}$
(CH ₃) ₃ N	$7,4 \cdot 10^{-5}$
C ₆ H ₅ NH ₂	$4,3 \cdot 10^{-10}$

Źródło: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Korzystając z powyższych tabeli uszereguj wzory sumaryczne poniższych kwasów od najslabszego do najmocniejszego.

HClO₂



H₂CO₃



HCl



HI



HNO₃



H₂S



Ćwiczenie 3



Zaznacz poprawną odpowiedź. W których z podanych substratów produktami będą bromek wapnia i kwas siarkowodorowy?

H₂S + HBr

CaS + HBr

CaS + MgBr₂

Ćwiczenie 4



Wybierz poprawne określenia w zdaniach.

Kwasy, pod wpływem rozpuszczalnika, jak np. wody, ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

Stała charakteryzująca dany kwas nazywana jest stałą dysocjacji /

stopniem dysocjacji / iloczynem rozpuszczalności . Stała ta zależy /

nie zależy od wartości stężenia danego kwasu, a wraz ze wzrostem wartości tej stałej

moc kwasu rośnie / maleje .

Ćwiczenie 5



Uzupełnij równania reakcji o brakujące wzory.



Ćwiczenie 6



Napisz i uzgodnij równania dysocjacji stopniowej poszczególnych kwasów, których wzory podano poniżej. W równaniach użyj wody jako substratu.



Równania reakcji zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Po wprowadzeniu stężonego kwasu solnego do wodnego roztworu fosforanu(V) sodu zachodzi reakcja wymiany podwójnej. Zakładając, że warunki reakcji dobrano tak, że jednym z produktów reakcji jest kwas zapisz równanie reakcji obrazujące zachodzącą przemianę chemiczną.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Spośród poniższych odczynników wybierz odpowiednie substraty i zaproponuj metodę otrzymywania kwasu siarkowego(IV).

kwas ortofosforowy(V) , fosforan wapnia , siarczan(IV) potasu ,
kwas siarkowy(IV) , siarczan(VI) sodu

Zapisz równanie reakcji.

Równanie reakcji zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Agnieszka Dreczko, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Otrzymywanie kwasów poprzez wypieranie go z jego soli.

Grupa docelowa: III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres podstawowy i rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego - kształcenie w zakresie podstawowym i rozszerzonym.

Podstawa programowa:

Zakres podstawowy

VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń:

7) projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami: wodorotlenki, kwasy i sole; pisze odpowiednie równania reakcji;

Zakres rozszerzony

VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń:

7) projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami: wodorotlenki, kwasy i sole; pisze odpowiednie równania reakcji;

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:

- opisuje metodę otrzymywania kwasów poprzez wypieranie go z jego soli;
- opisuje, w jaki sposób określa się moc kwasów;
- pisze i uzgadnia równania reakcji chemicznych;
- projektuje i przeprowadza doświadczenia, w których otrzyma kwas poprzez wypieranie go z jego soli.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- problemowa.

Metody i techniki nauczania:

- burza mózgów;
- dyskusja dydaktyczna,
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- eksperyment uczniowski;
- wirtualne laboratorium;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje pytanie: Czy zajdzie reakcja chemiczna między azotanem(V) potasu a kwasem siarkowym(VI)?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów wokół sposobów otrzymywania kwasów nieorganicznych. 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.
4. Zasady BHP. Nauczyciel zapoznaje uczniów z kartami charakterystyk substancji, jakie zostaną użyte w czasie lekcji.

Faza realizacyjna:

1. Analiza materiału źródłowego w e-materiale – otrzymywanie kwasów poprzez wyparcie ich z ich soli. Nauczyciel inicjuje krótką dyskusję.
2. Wirtualne laboratorium – praca w parach. Każda para podejmuje próbę otrzymania kwasu poprzez wyparcie go z jego soli w wirtualnym laboratorium.
3. Każdy uczeń otrzymuje kartę pracy (materiał pomocniczy) i opisuje przebieg wykonywanego doświadczenia 1 (problem badawczy, hipoteza, schemat doświadczenia, obserwacje, zapis równania reakcji chemicznego oraz wnioski). Nauczyciel monitoruje przebieg pracy uczniów i wspiera ich w czasie pracy. Po pracy chętni lub wskazani uczniowie prezentują cały opis przebiegu doświadczenia. Nauczyciel weryfikuje pod kątem poprawności merytorycznej wypowiedzi uczniów i wyjaśnia ewentualnie niezrozumiałe kwestie.
4. Nauczyciel dzieli uczniów na grupy, rozdaje odpowiedni sprzęt i szkło laboratoryjne oraz odczynniki – nauczyciel przydziela grupom różne kombinacje związków chemicznych celem otrzymywania różnych kwasów. Uczniowie przeprowadzają eksperyment oraz w karcie pracy dokonują opisu przebiegu doświadczenia 2 (problem badawczy, hipoteza, schemat doświadczenia, obserwacje, zapis równania reakcji chemicznego oraz wnioski). Nauczyciel monitoruje przebieg pracy uczniów i wspiera ich w czasie pracy. Po pracy liderzy grup prezentują cały opis przebiegu doświadczenia. Nauczyciel weryfikuje pod kątem poprawności merytorycznej wypowiedzi uczniów i wyjaśnia ewentualnie niezrozumiałe kwestie.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania: Jakie znasz sposoby otrzymywania kwasów? Jakie produkty otrzymasz poprzez wypieranie kwasu z jego soli?
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 się nauczyłem/łam...
- Co sprawiało mi trudności...

Praca domowa:

Uczniowie sprawdzają swoją wiedzę wykonują zadania z e-materiału – zestaw ćwiczeń.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Wirtualne laboratorium może być użyte jako forma utrwalająca w podsumowaniu lekcji lub jako forma wprowadzająca przed przystąpieniem do wykonywanych zadań. Uczniowie mogą medium to wykorzystać w przygotowywaniu się do lekcji oraz w podsumowaniu wiadomości o sposobach otrzymywania kwasów.

Materiały pomocnicze:

1. Tablice chemiczne, układ okresowy pierwiastków chemicznych.
2. Instrukcja do doświadczenia 2.
 - Umieść roztwór/ciało stałe danej soli w probówce, po czym dodaj niewielką ilość kwasu.
 - Obserwuj zmiany.
3. Odczynniki chemiczne: ciała stałe – K_2SiO_3 , $CaCO_3$, CH_3COONa , CaS ; roztwory – HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , $Pb(NO_3)_2$, HBr ; woda.
4. Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewki, cylindry miarowe, pipety, statyw do probówek.
5. Karty charakterystyki dla poszczególnych odczynników.
6. Karta pracy ucznia:

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

- Jakie znasz sposoby otrzymywania kwasów?
- Jakie produkty otrzymasz poprzez wypieranie kwasu z jego soli?