Wszystko o siarce

opracowały uczennice klasy III c
Justyna Cygan i Anna Lewicka

Siarka znana była od najdawniejszych czasów. Już w 900 r. p.n.e. w eposie Homera – *Odysei* jeden z bohaterów woła: *dajcie mi ognia i siarki, abym wykadził cały dom*. W owym czasie siarka była jedynym znanym minerałem palnym, a ogień był poświęcony bogom, stosowano ją więc do odpędzania złych duchów. W Grecji nazywano ją *to heion*, co oznacza *„to, co boskie”*. Mimo, że siarka znana była od tak dawna, dopiero francuski chemik Antoine Lavoisier uznał ją za pierwiastek. Symbol **S** pochodzi od łacińskiego słowa *sulphur* – co oznacza *„wszystek ogień”*.

Siarka zajmuje 16. miejsce pod względem rozpowszechnienia. Jej zawartość w skorupie ziemskiej wynosi 0,026 %. Występuje ona w przyrodzie zarówno w stanie wolnym, jak i w związkach chemicznych. Pokłady siarki rodzimej znajdują się w USA (w Teksasie i Luizjanie), Rosji, na Sycylii, a także w Polsce. Złoża siarki koło Tarnobrzega są uważane za jedne z najbogatszych na świecie. W mniejszych ilościach występują także złoża siarki w Swoszowicach koło Krakowa, w Grzybowie i Czarkowie (na ziemi kieleckiej). W Swoszowicach siarkę wydobywano już 400 lat temu, kopalnie te były eksploatowane do końca XIX wieku, a upadek ich łączył się ze sprowadzaniem do Polski tańszej siarki z Sycylii.

Siarka w stanie związanym występuje w postaci licznych minerałów zawierających przede wszystkim siarczki i siarczany (VI). Ilustrują to poniższe rysunki:

BLENDA CYNKOWA (SFALERYT) ZnS

gr. *sphaleros* tzn. oszust; zawiera domieszki srebra

PIRYT FeS_2

gr. *pyrhos* tzn. ogień; zawiera domieszki kobaltu i miedzi

GALENA PbS

łac. *galena* tzn. ruda ołowiu

ANHYDRYT $CaSO_4$

gr. *anhidros* tzn. bezwodny

Rozpuszczalne siarczany (VI) sodu i magnezu są obecne w wodzie morskiej, siarkowodór w wyziewach wulkanicznych, a także w gazie ziemnym. Siarka występuje również w przyrodzie ożywionej jako składnik białek roślinnych i zwierzęcych.

OTRZYMYWANIE SIARKI

Siarkę elementarną[1] otrzymuje się przez wydobywanie, a następnie oczyszczanie (rafinację) siarki rodzimej[2]. Obecnie coraz rzadziej wykorzystuje się siarkę rodzimą, a przemysł chemiczny korzysta z siarki pochodzącej z odsiarczania naturalnych paliw. Pewne ilości siarki otrzymuje się również podczas oczyszczania gazów technicznych od zawartego w nich H_2S. Siarkowodór zaś z kolei ulega katalitycznemu spaleniu:

$$2\ H_2S + O_2 \rightarrow 2\ H_2O + 2\ S$$

ZASTOSOWANIE SIARKI

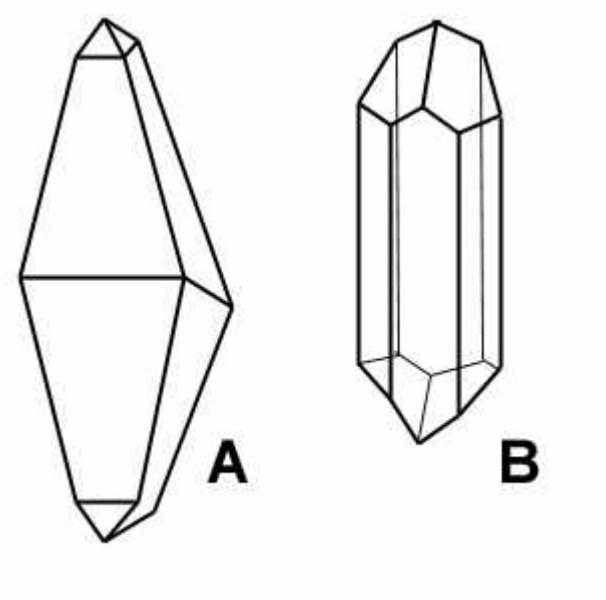
Siarka ma różnorodne zastosowania. Używa się jej np. do otrzymywania SO_2, który jest substratem do produkcji H_2SO_4, a także środkiem odkażającym i bielącym. Znaczne ilości siarki zużywa przemysł wulkanizacyjny, a także przemysł barwników. Preparaty zawierające siarkę wchodzą w skład leków stosowanych w chorobach skóry, a także preparatów zwalczających szkodniki roślin.

Siarka topi się w temperaturze 392,2 K. Stopiona siarka tworzy szereg odmian ciekłych. Po osiągnięciu temperatury topnienia siarka jest ruchliwą, jasnożółtą cieczą złożoną z ośmioatomowych cząsteczek w formie pierścieni lub łańcuchów. Tworzeniu się łańcuchów towarzyszy bardzo znaczny wzrost lepkości cieczy (ciecz robi wrażenie „zastygłej"). Barwa zmienia się z żółtej na ciemnobrunatną. W trakcie dalszego ogrzewania zmniejsza się lepkość cieczy na skutek rozrywania łańcuchów.
Po wlaniu siarki do wody otrzymujemy produkt ciągliwy, plastyczny, przypominający kauczuk – jest to tzw. siarka plastyczna. Siarka plastyczna pozostawiona odpowiednio długo wraca do formy wyjściowej, czyli trwałej odmiany w temperaturze pokojowej, którą jest siarka rombowa.
Ochłodzone pary siarki tworzą puszysty nalot, zwany kwiatem siarczanym.
Siarka w stanie stałym występuje w dwóch odmianach alotropowych[3]. Są nimi wcześniej wspomniana siarka rombowa ($\mathbf{S_\alpha}$) oraz siarka jednoskośna ($\mathbf{S_\beta}$). Obie odmiany tworzą kryształy różniące się wzajemną orientacją cząsteczek w przestrzeni i właściwościami fizycznymi, co przedstawia poniższa tabela:

Właściwości	S_α	S_β
Barwa	jasnożółta	jasnożółta
T_t [ºC]	112,8	119,3
T_w [ºC]	444,6	444,6
d^{20} [g/dm^3]	2,07	1,96
Rozpuszczalność:		
w dwusiarczku węgla (CS_2)	bardzo dobra	dobra
w alkoholu	zła	niezła
w benzynie	bardzo zła	niezła

Siarka jednoskośna powstaje przez ogrzanie siarki rombowej do temperatury 95,5 ºC.

Kryształy siarki rombowej (**A**) i jednoskośnej (**B**):



Siarka tworzy przede wszystkim związki, w których występuje na II, IV i VI stopniu utlenienia.

SIARKOWODÓR

Siarka łączy się bezpośrednio z wieloma pierwiastkami. Jeżeli przepuszcza się wodór nad stopioną siarką, tworzy się siarkowodór.

$$H_2 + S \rightarrow H_2S\uparrow$$

Można go też otrzymać, działając na siarczki metali mocnymi kwasami, np.

$$FeS + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

H_2S tworzy się jednak przede wszystkim podczas beztlenowego rozkładu białek, np. występuje w procesie gnicia jaj.

Siarkowodór jest gazem o zapachu przypominającym zapach zgniłych jaj. Jest silnie trujący, a tym bardziej niebezpieczny, że przestaje się go wyczuwać, jeżeli przebywa się dłużej w atmosferze zawierającej H_2S. Niszczy on bowiem hemoglobinę krwi, wytrącając zawarte w niej żelazo w postaci siarczku żelaza (II). Mimo trujących właściwości siarkowodoru, jego niewielkie ilości działają leczniczo. Niektóre wody mineralne zawierają H_2S, co można poznać po charakterystycznym zapachu unoszącym się w pobliżu ich źródeł.
Siarkowodór jest gazem palnym, w powietrzu lub tlenie spala się niebieskim płomieniem. Przy dużym dostępie tlenu tworzy się tlenek siarki (IV), a przy ograniczonym powstaje siarka:

$$2\ H_2S + 3\ O_2 \rightarrow 2\ H_2O + 2\ SO_2$$

$$2\ H_2S + O_2 \rightarrow 2\ H_2O + 2\ S$$

Ponadto rozpuszcza się dość dobrze w wodzie, a jego wodny roztwór zwany wodą siarkowodorową ma właściwości bardzo słabego kwasu:

$$H_2S \rightarrow H^+ + HS^-$$

$$HS^- \rightarrow H^+ + S^{2-}$$

Jak słaby jest to kwas, świadczy fakt, że w roztworze siarkowodoru o stężeniu 0,1 mol/dm^3 (w temperaturze pokojowej) tylko jedna cząsteczka na tysiąc ulega rozpadowi na HS^-, a z dziesięciu miliardów jonów HS^- powstaje tylko jeden jon S^{2-}.
Pochodne siarkowodoru to siarczki i wodorosiarczki. Wodorosiarczki wszystkich metali są dobrze rozpuszczalne w wodzie, natomiast siarczki litowców, amonu oraz strontu i baru są w wodzie rozpuszczalne. Siarczki pozostałych pierwiastków są nierozpuszczalne w wodzie. Często mają charakterystyczne barwy.

TLENOWE ZWIĄZKI SIARKI

Siarka z tlenem tworzy szereg tlenków, z których tylko dwa mają praktyczne znaczenie: tlenek siarki (IV) – SO_2 i tlenek siarki (VI) – SO_3.

DOŚWIADCZENIE

Otrzymywanie i badanie właściwości SO_2

SO_2 w laboratorium otrzymuje się najczęściej w wyniku reakcji:

$$NaHSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O + NaHSO_4$$

$NaHSO_3$ - wodorosiarczyn sodu

Tlenek siarki (IV) tworzy się również podczas prażenia siarczków, przy dostępie tlenu. Reakcja ta ma duże znaczenie w metalurgii, np. spalanie pirytu prowadzi do otrzymania tlenku żelaza (III) i tlenku siarki (IV):

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2 \uparrow$$

Tlenek siarki (IV) jest gazem bezbarwnym, o ostrym, duszącym zapachu, wykazującym właściwości trujące. Jego gęstość jest przeszło dwa razy większa od gęstości powietrza i dlatego można go zbierać w naczyniach ustawionych wylotem ku górze, wypierając z nich powietrze. Dobrze rozpuszcza się w wodzie, a jego wodne roztwory wykazują odczyn kwasowy.

Ze względu na to, że można go stosunkowo łatwo utlenić do SO_3, jest on reduktorem[4]. Redukuje np. barwniki organiczne, dlatego SO_2 używa się do odbarwiania (bielenia) słomy, wełny, jedwabiu. Ze względu na właściwości trujące i bakteriobójcze używa się go do zwalczania szkodników, do oczyszczania beczek do piwa czy wina. Owoce przeznaczone do suszenia także poddaje się działaniu SO_2, aby je wybielić, odstraszyć owady i zapobiec ciemnieniu.

Poniższa tabelka przedstawia dopuszczalne ilości tlenku siarki (IV), których można użyć do konserwowania artykułów spożywczych:

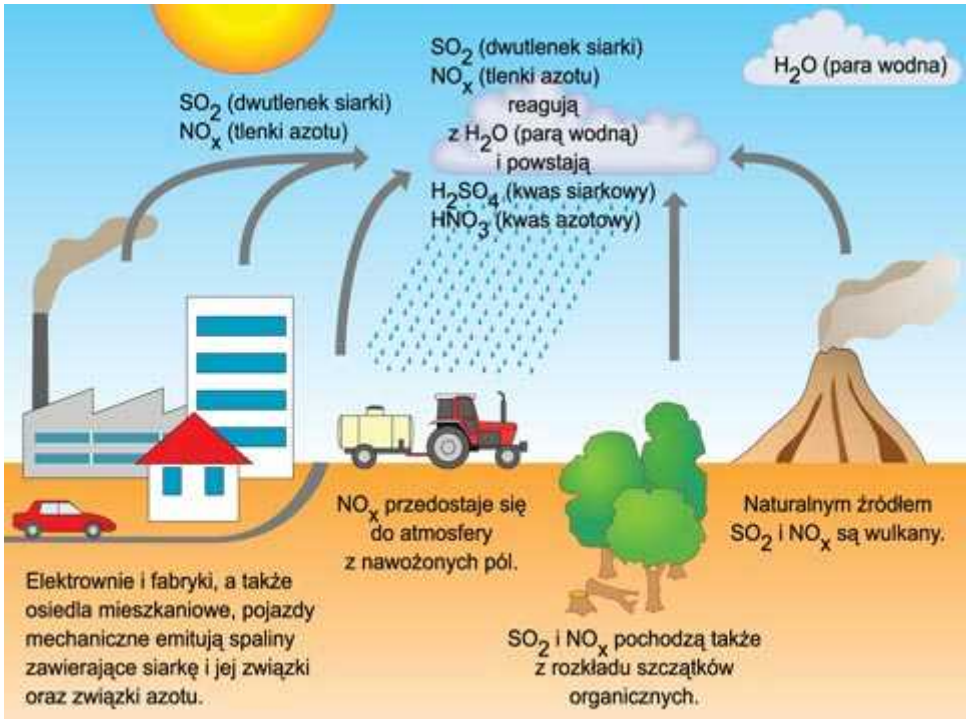
Artykuł spożywczy	Dopuszczalna ilość SO_2, g/100 g produktu
wino	0,04
owoce suszone	0,125
soki owocowe przechowywane dłużej niż 6 tygodni	0,125
świeże soki utrwalane zalewą octową, bez wiśni	0,2
miąższe i przeciery z owoców	0,125
galaretujące soki owocowe i zagęszczone soki galaretujące	0,125

Tlenek siarki (IV) stanowi też groźne zanieczyszczenie atmosfery. Jest on jedną z przyczyn powstawania kwaśnych deszczy. Kwaśne deszcze to opady atmosferyczne zawierające kwasy wytworzone w reakcji wody z pochłoniętymi z powietrza gazami (SO_2, N_xO_y, CO_2) wyemitowanymi do atmosfery w trakcie zachodzenia różnych procesów.

Tlenek siarki (IV) oddziałuje negatywnie na rośliny już w stężeniu 1-2 mg w 1 m^3 powietrza. Najbardziej wrażliwe na zatrucie SO_2 są drzewa iglaste, a szczególnie jodły. W pobliżu zakładów przemysłowych spalających duże ilości węgla kamiennego lub brunatnego oraz zakładów przemysłu siarkowego obserwuje się zamieranie drzew oraz wszelkiej innej roślinności.

Niszczycielskie skutki kwaśnych opadów w Sudetach

Powstawanie kwaśnych deszczy można zobrazować w następujący sposób:



Szacuje się, że w latach 1990 - 2000 do atmosfery przedostało się około 150 mln ton SO_2 rocznie jako wynik spalania węgla kamiennego (zawierającego od 0,1 do 6 % siarki), oleju opałowego i ropy naftowej. Na całym świecie wprowadza się ograniczenia emisji SO_2 zarówno przez stosowanie paliw o zmniejszonej zawartości siarki, jak i przez obowiązek zakładania odpowiednich filtrów na kominach elektrociepłowni, np. zawierających tzw. mleko wapienne, czyli zawiesinę $Ca(OH)_2$ w wodzie.

Najważniejszym tlenkiem siarki jest tlenek siarki (VI). Nie można go otrzymać przez bezpośrednią syntezę z pierwiastków, natomiast można utlenić SO_2 tlenem w obecności katalizatorów[5], którymi najczęściej są platyna lub tlenek wanadu (V). W laboratorium można go otrzymać przez odwodnienie H_2SO_4, np.:

$$2\ H_2SO_4 + P_4O_{10} \rightarrow 4\ HPO_3 + 2\ SO_3$$

SO_3 w temperaturze pokojowej jest ciałem stałym, charakteryzującym się dużą lotnością, a jego pary w zetknięciu z wilgocią tworzą mgłę H_2SO_4. Tlenek siarki (VI) jest bardzo aktywny chemicznie, wykazuje silne właściwości utleniające, nawet utlenia siarkę do SO_2:

$$S + 2\ SO_3 \rightarrow 3\ SO_2$$

Tlenowe kwasy siarki

SO_2 reaguje z wodą, tworząc kwas siarkowy (IV). Jest to kwas słaby i nietrwały, czyli łatwo rozkłada się na SO_2 i wodę:

$$H_2SO_3 \rightarrow SO_2 + H_2O$$

Kwas ten dysocjuje dwustopniowo:

$$H_2SO_3 \rightarrow H^+ + HSO_3^-$$

$$HSO_3^- \rightarrow H^+ + SO_3^{2-}$$

Kwas siarkowy (IV) można otrzymać, działając roztworem mocnego kwasu na siarczany (IV). Powstały wówczas kwas siarkowy (IV) ulega rozpadowi, według równania:

$$SO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow [H_2SO_3] \rightarrow SO_2(\uparrow) + H_2O$$

W warunkach laboratoryjnych kwas siarkowy (IV) otrzymuje się poprzez spalanie siarki i absorpcję[6] powstających par w wodzie, w wyniku czego powstaje niezbyt stężony roztwór tego kwasu.

Właściwości kwasu siarkowego (IV):

- jest nietrwały – rozkłada się podczas ogrzewania
- jest bakteriobójczy i grzybobójczy
- ma właściwości bielące
- niszczy rośliny
- jest trujący
- jest silnie drażniący
- należy do elektrolitów

Zastosowanie wolnego kwasu siarkowego (IV) jest znikome. W syntezie laboratoryjnej wykorzystuje się go jako środek redukujący. Stosuje się go do bielenia wełny oraz w przemyśle papierniczym. H_2SO_3 jest także konserwantem żywności o symbolu E220.

KWAS SIARKOWY (VI)

Tlenek siarki (IV) emitowany do atmosfery utlenia się do tlenku siarki (VI). Przemiana ta jest złożonym procesem fotochemicznym[7], zachodzącym przy udziale światła słonecznego. Może być ona również katalizowana przez obecny w atmosferze tlenek azotu (IV). SO_3 rozpuszcza się w wodzie i reaguje z nią, tworząc kwas siarkowy (VI):

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

lub jonowo:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow 2\ H^+ + SO_4^{2-}$$

Jest on jednym z głównych sprawców wspomnianych wcześniej kwaśnych opadów, niszczących glebę, a w konsekwencji lasy, uprawy rolne i budynki.

W przemyśle H_2SO_4 otrzymuje się, poddając reakcji z tlenem tlenek siarki (IV), powstały np. w czasie spalania siarki. W temperaturze powyżej 400 ºC i w obecności katalizatorów (platyny lub tlenku wanadu) SO_2 reaguje z tlenem, tworząc SO_3:

$$2\ SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{kat., temp.}} 2\ SO_3$$

W warunkach panujących w laboratorium, SO_3 jest cieczą, która w temperaturze 17 ºC krzepnie, tworząc kryształy o wyglądzie przypominającym lód. Tlenek siarki (VI) w zetknięciu z wilgotnym powietrzem „dymi", jest więc higroskopijny[8]. Istnieją jeszcze inne odmiany tlenku siarki (VI), różniące się właściwościami fizycznymi.

Produktem przemysłowego procesu otrzymywania kwasu siarkowego (VI) jest około 30-procentowy roztwór SO_3 w tym kwasie. Nosi on nazwę **oleum** i może być rozcieńczany wodą do uzyskania kwasu siarkowego (VI) o żądanym stężeniu (najczęściej 98 %) lub bezpośrednio używany np. w syntezie organicznej[9].

Dostępny w handlu kwas siarkowy (VI) będący roztworem 98,3 % ma gęstość $\rho = 1{,}82 g/cm^3$. Jest więc on niemal dwukrotnie gęstszy od wody.

H_2SO_4 miesza się z wodą w każdym stosunku. W czasie rozcieńczania wodą stężonego kwasu siarkowego (VI) wydziela się tak duża ilość ciepła, że krople wlewanej wody zaczynają wrzeć, co powoduje niebezpieczne rozpryskiwanie się kwasu. Dlatego kwas wlewamy do wody cienkim strumieniem, stale mieszając. Wśród chemików znane jest powiedzenie:

„Pamiętaj chemiku młody, wlewaj zawsze kwas do wody".

H_2SO_4 odznacza się tak silną tendencją do łączenia się z wodą, że odwadnia cząsteczki wielu związków organicznych, np. cukru (sacharozy).

Kwas siarkowy (VI) należy do mocnych elektrolitów:

$$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$$

$$HSO_4^- \rightarrow H^+ + SO_4^{2-}$$

Pierwszy etap dysocjacji zachodzi praktycznie w 100 %, a dysocjacja jonu HSO_4^- zachodzi zaledwie w kilku procentach. Stężony H_2SO_4 ma też silne właściwości utleniające. Roztwarza np. metale szlachetne.

$$2\ Ag + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2\ H_2O$$

Reaguje też z niemetalami, np. z węglem czy siarką.

$$C + 2\ H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2\ SO_2 + 2\ H_2O$$

Jako kwas dwuprotonowy[10] H_2SO_4 tworzy dwa rodzaje: wodorosiarczany (VI) i siarczany (VI). Z wyjątkiem siarczanów (VI), ołowiu, baru, strontu i wapnia, większość siarczanów (VI) rozpuszcza się dobrze w wodzie.

Kwas siarkowy (VI) należy do związków chemicznych, które mają duże znaczenie w różnych gałęziach przemysłu. Używa się go m.in. do produkcji nawozów sztucznych, do napełniania akumulatorów w reakcjach sulfonowania[11] związków organicznych oraz podczas procesów rafinowania olejów roślinnych i mineralnych. Jest również podstawowym odczynnikiem w laboratoriach chemicznych.

Zastosowanie kwasu siarkowego (VI):

- produkcja nawozów mineralnych
- otrzymywanie barwników, detergentów i sztucznych włókien
- produkcja materiałów wybuchowych
- produkcja leków
- napełnianie akumulatorów ołowianych
- syntezy organiczne
- oczyszczanie produktów ropy naftowej

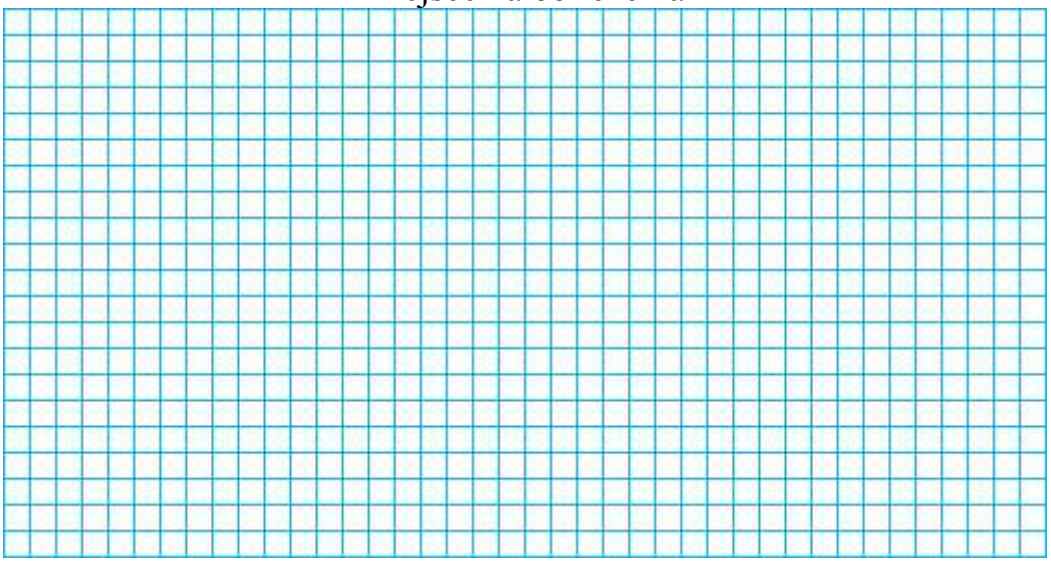
CIEKAWOSTKA

W dawnych czasach, aby utrzymać czystość i higienę w domowych spiżarniach, wypalano w nich raz na tydzień siarkę. Wytwarzający się kwas siarkowy niszczył pleśń i nieprzyjemne zapachy.

KWASY SIARKOWE – ZADANIA

1. Podaj wzór sumaryczny i strukturalny kwasu siarkowego (VI) oraz oblicz jego masę cząsteczkową.

miejsce na obliczenia

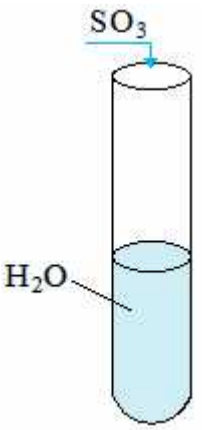


wzór sumaryczny:

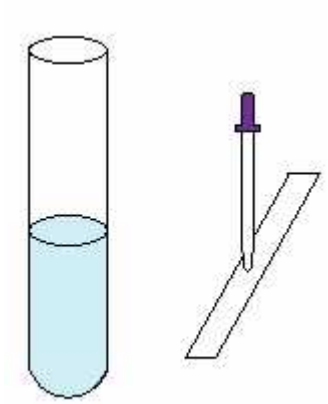
wzór strukturalny:

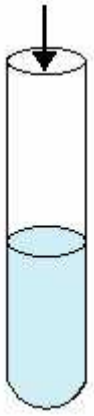
masa cząsteczkowa:

2. Do probówki wlano pewną objętość wody, a następnie wprowadzono do niej tlenek siarki (VI):



Otrzymaną w ten sposób nową substancję zbadano, stosując papierki wskaźnikowe oraz wywar z czerwonej kapusty. Przeanalizuj przebieg doświadczenia i uzupełnij tabelę.

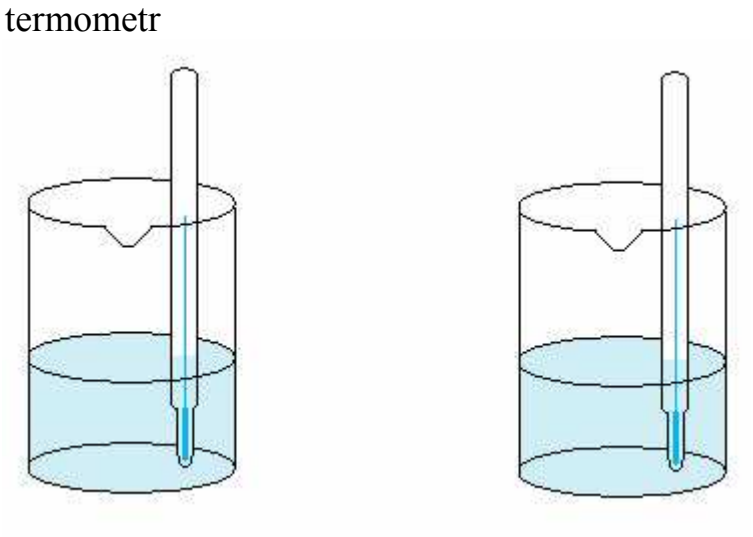
Doświadczenie	Obserwacje	Wniosek
I. Kroplę roztworu naniesiono na zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy: $H_2O + SO_3$ 		

II. Do probówki dodano kilka kropli wywaru z czerwonej kapusty: wywar z czerwonej kapusty  $H_2O + SO_3$		

3. Poniżej podano różne informacje dotyczące kwasu siarkowego (VI). Ustal, które z nich są prawdziwe, a które fałszywe. Popraw błędy.

- Kwas ten jest zbudowany z 6 atomów …….
- Niemetal, od którego kwas ten bierze nazwę, leży w 3. okresie układu okresowego pierwiastków chemicznych …….
- Wartościowość tego niemetalu w tlenku wynosi IV …….
- Masa cząsteczkowa tego kwasu wynosi 82 u. …….

4. Nauczyciel przeprowadził następujące doświadczenie: zlewkę napełnił do połowy objętości zimną wodą, po czym zmierzył jej temperaturę. Następnie ostrożnie dodał kilka centymetrów sześciennych stężonego kwasu siarkowego (VI), zamieszał roztwór bagietką i ponownie zmierzył temperaturę.



Na podstawie opisu doświadczenia odpowiedz na poniższe pytania:

a) Jak zmienia się temperatura roztworu po dodaniu kwasu?

……

……

b) Co było przyczyną zmiany temperatury roztworu?

……

……

c) Czy pokazany na rysunku schemat rozcieńczania kwasów jest poprawny?

……

……

5. Napisz równania dysocjacji jonowej kwasu siarkowego (IV), kwasu siarkowego (VI) i siarkowodoru.

6. Pokoloruj prawidłowe zastosowania kwasu siarkowego(VI).

elektrolit do akumulatorów
lakiery
wyprawianie skór
materiały wybuchowe
produkcja wyrobów cukierniczych
produkcja środków piorących
sztuczne włókna
przetwarzanie nafty, olejów i smarów
wytrawianie metali

7. Podaj trzy przeciwdziałania zakwaszeniu środowiska:

I. .....
II. ……
III. ……...

8. Napisz, w jaki sposób należy pracować ze żrącymi kwasami:

……
……
……
……

SŁOWNICZEK

[1] *siarka elementarna* – siarka w postaci pierwiastkowej, w przemyśle oznacza siarkę o bardzo dużej czystości (99,95 %).

[2] *siarka rodzima* – minerał z gromady pierwiastków rodzimych, jego skład stanowi w dużym stopniu siarka elementarna.

[3] *odmiany alotropowe* – różne odmiany tego samego pierwiastka chemicznego, różniące się właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

[4] *reduktor* – pierwiastek lub związek chemiczny, który zwiększa w reakcjach swój stopień utlenienia i jednocześnie powoduje jego zmniejszenie w pozostałych produktach reakcji.

[5] *katalizator* – substancja, która sama nie zużywa się podczas reakcji, ale ją umożliwia, przyspiesza lub nadaje pożądany kierunek.

[6] *absorpcja* – zjawisko oraz proces pochłaniania substancji gazowej w całą objętość substancji ciekłej lub stałej, lub też substancji ciekłej w całą objętość substancji stałej.

[7] *proces fotochemiczny* – przemiana zachodząca przy udziale energii dostarczonej w postaci promieniowania elektromagnetycznego, najczęściej z zakresu nadfioletu i światła widzialnego.

[8] *higroskopijność* – zdolność substancji do pochłaniania wody, np. wiązania pary wodnej z powietrza.

[9] *synteza organiczna* – jeden z działów chemii organicznej, zajmuje się przekształcaniem jednych związków – łatwo dostępnych handlowo w inne – o pożądanej strukturze i właściwościach.

[10] *kwas dwuprotonowy* - kwas zawierający dwa atomy wodoru.

[11] *sulfonowanie* – reakcja bezpośredniego wprowadzania grupy sulfonowej ($–SO_3H$) do cząsteczki związku organicznego, polega na ogrzewaniu poddawanego sulfonowaniu związku z kwasem siarkowym (VI) lub oleum.

BIBLIOGRAFIA

VADEMECUM Egzamin Gimnazjalny CHEMIA
Bożena Kupczyk, Wiesława Nowak, Maria Barbara Szczepaniak
Wydawnictwo Operon Gdynia 2008

Chemia dla licealistów. Podstawy część II. Pierwiastki i związki chemiczne
Krzysztof M. Pazdro, Witold Dankiewicz
Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro Warszawa 1996

Chemia II liceum. Zakres podstawowy
Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski, Justyna Staluszka
Wydawnictwo Operon Gdynia 2003

Podręcznik i zeszyt ćwiczeń *Ciekawa chemia część 2.*
Hanna Gulińska, Jarosław Haładuda, Janina Smolińska
WSiP Warszawa 2007

Uniwersalna Książka Kucharska
Maria Ochorowicz – Monatowa
Księgarnia Polska Bernarda Połonieckiego
Lwów – Warszawa 1910

http://pl.wikipedia.org/

http://encyklopedia.pwn.pl/