

WYMAGANIA PROGRAMOWE Z CHEMII

Treści nauczania – wymagania szczegółowe

1. SUBSTANCJE I ICH WŁAŚCIWOŚCI. UCZEŃ:

– opisuje właściwości substancji będących głównymi składnikami stosowanych na co dzień produktów np. soli kamiennej, cukru, mąki, wody, miedzi, żelaza (przykład właściwości: stan skupienia, barwa, zapach, rozpuszczalność w wodzie);

– opisuje ziarnistą budowę materii i pojęcia z nią związane:

materia zbudowana jest z atomów i cząsteczek, które są w ciągłym ruchu,

atom – jest kulisty, jest najmniejszą częścią pierwiastka chemicznego, zachowującą jego właściwości,

cząsteczka – to połączenie co najmniej dwóch atomów, jest najmniejszą częścią związku chemicznego;

dyfuzja – samoistne mieszanie się drobin substancji, które stykają się ze sobą (np. rozchodzenie się zapachów),

rozpuszczanie – zjawisko fizyczne, polegające na wzajemnym przenikaniu się (mieszaniu) drobin rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej,

zmiany stanu skupienia – topnienie (zmiana stanu stałego w ciekły), krzepnięcie (zmiana stanu ciekłego w stały), parowanie (zmiana stanu ciekłego w gazowy), skraplanie (zmiana stanu gazowego w ciekły), sublimacja (zmiana stanu stałego w gazowy), resublimacja (zmiana stanu gazowego w stały),

doświadczenia potwierdzające ziarnistość materii - rozchodzenie się zapachów, wsiąkanie atramentu w kredę, mieszanie soku z wodą, zmniejszanie się objętości podczas mieszania 2. cieczy np. alkoholu z wodą. (Zjawisko to nazywa się kontrakcją);

– wyjaśnia różnice pomiędzy pierwiastkiem a związkiem chemicznym:

Pierwiastek chemiczny – substancja prosta, której nie można rozłożyć na prostsze substancje, składa się z takich samych atomów (tzn. o takiej samej liczbie protonów)

Związek chemiczny – substancja, którą można rozłożyć na prostsze substancje, składa się z takich samych cząsteczek;

– klasyfikuje pierwiastki na metale i niemetale; odróżnia metale od niemetali na podstawie ich właściwości:

metale – są ciałami stałymi (oprócz rtęci - ciecz), mają srebrzystoszarą barwę (oprócz złota i miedzi), metaliczny połysk, dobrze przewodzą prąd elektryczny i ciepło, są kowalne i ciągliwe,

niemetale – są gazami lub ciałami stałymi (prócz bromu), mają różne barwy, nie przewodzą prądu elektrycznego ani ciepła (wyjątek – węgiel), ciała stałe są kruche;

– posługuje się symbolami (zna i stosuje do zapisywania wzorów) pierwiastków:

H, O, N, Cl, S, C, P, Si, Na, K, Ca, Mg, Fe, Zn, Cu, Al, Pb, Sn, Ag, Hg;

– opisuje cechy mieszanin jednorodnych i niejednorodnych:

Mieszanina jednorodna – jej składników nie można rozróżnić ani „gołym okiem”, ani prostymi przyrządami optycznymi; np. woda z solą, powietrze,

Mieszanina niejednorodna – jej składniki można rozróżnić „gołym okiem” lub prostymi przyrządami optycznymi; np. woda z mąką, opilki żelaza z siarką,

– opisuje proste metody rozdziału mieszanin i wskazuje te różnice między właściwościami fizycznymi składników mieszaniny, które umożliwiają ich rozdzielanie:

wody i piasku – sedymentacja (opadanie cząstek na dno naczynia pod wpływem siły ciężkości) a potem dekantacja (zlanie cieczy nad osadu) lub sączenie (filtracja); wykorzystuje się różną gęstość,

wody i soli kamiennej – krystalizacja lub odparowanie wody; wykorzystuje się różnice temperatur wrzenia,

kredy i soli kamiennej – zmieszać z wodą aż sól się rozpuści, a potem przesączyć (kreda zostaje na sączku zaś woda z solą w „przesączu”), otrzymany „przesącz” ogrzać aż woda odparuje; wykorzystuje się różną rozpuszczalność w wodzie oraz różnice temperatur wrzenia;

siarki i opilków żelaza – za pomocą magnesu; wykorzystuje się różnice właściwości magnetycznych;

wody i oleju jadalnego – za pomocą rozdzielacza; wykorzystuje się różną rozpuszczalność,

wody i atramentu – poprzez adsorpcję na węglu aktywnym a potem sączenie lub przez destylację (destylacja – metoda rozdzielania ciekłych mieszanin jednorodnych, w której wykorzystuje się różnice temperatur wrzenia składników) .

2. WEWNĘTRZNA BUDOWA MATERII. UCZEŃ:

– odczytuje z układu okresowego podstawowe informacje o pierwiastkach (symbol, nazwę, liczbę atomową, masę atomową (w jednostkach masy atomowej u-unitach), rodzaj pierwiastka – metal lub niemetal);

– opisuje i charakteryzuje skład atomu (jądro: protony i neutrony, elektrony); definiuje elektrony walencyjne,

jądro – jest w centrum atomu i składa się z protonów i neutronów (*czyli nukleonów*), ma dodatni ładunek elektryczny, spowodowany obecnością protonów, wokół jądra krążą elektrony wyznaczając tzw. powłoki elektronowe (jak orbity planet w układzie słonecznym), stanowią ujemnie naładowaną sferę w atomie,

elektrony walencyjne – elektrony najbardziej oddalone od jądra, tworzące ostatnią powłokę; decydują o chemicznych właściwościach pierwiastka chemicznego bo biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych,

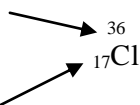
proton – jednostkowy ładunek elektryczny dodatni czyli +1, jego masa wynosi 1u,

neutron – nie ma ładunku elektrycznego, jego masa wynosi 1u,

elektron - jednostkowy ładunek elektryczny ujemny czyli -1, jego masa wynosi 1/1840 u czyli prawie 0, masa atomu jest więc równa sumie protonów i neutronów (**LICZBA MASOWA**);

– ustala liczbę protonów, elektronów i neutronów (cząstek podstawowych) w atomie danego pierwiastka, gdy dana jest liczba atomowa i masowa np.

LICZBA MASOWA = liczba protonów + liczba neutronów



LICZBA ATOMOWA = liczba protonów = liczba elektronów = nr kolejny pierwiastka w układzie okresowym = ładunek jądra

czyli liczba cząstek podstawowych w atomie chloru Cl wynosi:

liczba protonów = 17

liczba elektronów = 17

liczba neutronów = 36 – 17 = 19

- wyjaśnia związek pomiędzy podobieństwem właściwości pierwiastków zapisanych w tej samej grupie układu okresowego a budową atomów i liczbą elektronów walencyjnych (tzn. atomy pierwiastków z tej samej grupy mają tę samą ilość elektronów walencyjnych, dlatego mają podobne właściwości);
- definiuje pojęcie: **izotopy** – atomy tego samego pierwiastka (czyli mają taką samą ilość protonów) ale różnią się ilością neutronów (czyli mają różne liczby masowe), np. izotopy wodoru (*nazywane też kolejno: prot, deuter, tryt*):
 ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$
- wymienia dziedziny życia, w których **izotopy** znalazły **zastosowanie** (medycyna - leczenie nowotworów, diagnostyka, przemysł - szukanie ukrytych wad, archeologia – datowanie wykopaliisk izotopem węgla C-13, energetyka – elektrownie jądrowe);
- wyjaśnia różnice w budowie atomów **izotopów wodoru**: H-1 (ma 1 proton i 1 elektron i nie ma neutronów), H-2 (ma 1 proton i 1 elektron i 1 neutron), H-3 (ma 1 proton i 1 elektron i 2 neutrony);
- definiuje pojęcie **masy atomowej** - średnia masa atomów danego pierwiastka, z uwzględnieniem jego składu izotopowego, jest podawana w [**u**] (czyli jednostkach masy atomowej);

- interpretuje zapisy H_2 (1 cząsteczka wodoru), $2H$ (2 atomy wodoru), $2H_2$ (2 cząsteczki wodoru) itp.;
- na przykładzie cząsteczek H_2 , Cl_2 , N_2 , CO_2 , H_2O , HCl , NH_3 opisuje powstawanie wiązań atomowych (kowalencyjnych); zapisuje wzory sumaryczne i strukturalne tych cząsteczek;

elektrony walencyjne tworzą wspólne pary. Jedno wiązanie utworzone jest zawsze z 2 elektronów czyli jednej, wspólnej pary

np. cząsteczka wodoru, która składa się z dwóch atomów

wzór elektronowy-kropkowy $H \cdot \cdot H$ (kropka oznacza elektron)

wzór strukturalny (kreskowy) $H - H$ (kreska oznacza wiązanie chemiczne)

wzór sumaryczny H_2

np. cząsteczka tlenku węgla (IV), która składa się z jednego atomu węgla i dwóch atomów tlenu

wzór elektronowy-kropkowy $O : : C : : O$

wzór strukturalny (kreskowy) $O = C = O$

wzór sumaryczny CO_2

Należy pamiętać, że:

gdy łączą się atomy takich samych niemetali - powstaje **wiązanie kowalencyjne** (atomowe); np. H_2 , Cl_2 , N_2 ,
gdy łączą się atomy różnych niemetali - powstaje **wiązanie kowalencyjne-spolaryzowane**; np. H_2O , HCl ,
 NH_3 (wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę - zwykle - większego atomu).

- definiuje pojęcie: **jon** – atom lub cząsteczka z ładunkiem elektrycznym + lub -. Rozróżnia się **kationy** (jony dodatnie) i **aniony** (jony ujemne);
- zapisuje elektronowo mechanizm powstawania jonów, na przykładzie Na, Mg, Al, Cl, S, np.:

$Al - 3e \rightarrow Al^{3+}$ atom glinu oddaje 3 elektrony i powstaje kation glinu o ładunku elektrycznym $3+$

$S + 2e \rightarrow S^{2-}$ atom siarki przyjmuje 2 elektrony i powstaje anion siarczkowy o ładunku elektrycznym $2-$

- opisuje powstawanie wiązania jonowego np.: NaCl (chlorku sodu czyli soli kuchennej):

$Na - 1e \rightarrow Na^+$ kation sodu $Cl + 1e \rightarrow Cl^-$ anion chlorkowy

kationy sodu i aniony chlorkowe przyciągają się elektrostatycznie i tworzą wiązanie chemiczne – **wiązanie jonowe**. Wiązanie jonowe powstaje, gdy łączą się metale z niemetalami.

Dlaczego atomy łączą się?

Ponieważ dążą do uzyskania **oktetu elektronowego** (czyli ośmiu elektronów walencyjnych), co jest trwałym stanem elektronowym (trwałą konfiguracją elektronową).

Pierwiastki 18-tej grupy układu okresowego, czyli **gazy szlachetne**, mają na ostatniej powłoce 8 elektronów i dlatego są trwałe, nieaktywne chemicznie. Wyjątkiem jest hel – ma **dublet elektronowy**, czyli 2 elektrony walencyjne.

- porównuje właściwości związków kowalencyjnych i jonowych:

związki kowalencyjne – stały lub gazowy stan skupienia, niskie temperatury topnienia i wrzenia, nie przewodzą prądu elektrycznego (jednak niektóre z nich są elektrolitami tzn. rozpuszczone w wodzie przewodzą prąd np. HCl);

związki jonowe – stały stan skupienia, wysokie temperatury topnienia i wrzenia, stopione lub rozpuszczone w wodzie przewodzą prąd elektryczny (gdyż posiadają jony zdolne do poruszania się).

W wodzie rozpuszczają się związki jonowe i niektóre kowalencyjne-spolaryzowane (zgodnie z zasadą: „podobne rozpuszcza podobne”)

- definiuje pojęcie: **wartościowość** - liczba wiązań, które tworzy atom, łącząc się z atomami innych pierwiastków;

- odczytuje z układu okresowego **wartościowość maksymalną** dla pierwiastków grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17. (**względem tlenu i wodoru**) tzn.:
- **numer grupy głównej** układu okresowego = najwyższa wartościowość pierwiastka w tlenkach = **liczba elektronów walencyjnych** (dla grup 2.-cyfrowych odejmuje się 10),
- dla wodoru jest tak samo aż do grupy 14. a następnie zmniejsza się poczynając od grupy 15:

Nr grupy układu okresowego do której należy pierwiastek chemiczny	1	2	13	14	15	16	17	18
Wartościowość (najwyższa) tego pierwiastka w tlenkach	I	II	III	IV	V	VI	VII	0
Wartościowość (najwyższa) tego pierwiastka w wodorkach	I	II	III	IV	III	II	I	0

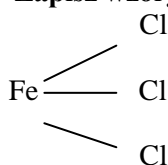
Uwaga! **Tlen** jest zawsze **II-wartościowy**, **wodór** zawsze **I-wartościowy**.

- Z **numeru okresu** odczytuje się **liczbę powłok elektronowych** w atomie (numer okresu = liczba powłok w atomie).
- Ustalić wzory sumaryczne i strukturalne związków kowalencyjnych, np.
 - **ustal wzory sumaryczne związków chemicznych składających się z podanych pierwiastków, np.** (cyfry w nawiasach oznaczają wartościowość pierwiastka):

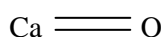
N(V) i O(II) odp. N_2O_5 (wartościowości zapisuje się „na krzyż” jako indeksy dolne)
 Pb(IV) i S(II) odp. PbS_2 (wartościowości trzeba skrócić)

- **ustal wzory sumaryczne następujących związków chemicznych o podanych nazwach:**
 Tlenek żelaza (III) odp. Fe_2O_3 (W nazwie tlenku podana jest wartościowość żelaza, ponieważ ten pierwiastek ma jeszcze inną wartościowość)
 Tlenek miedzi (II) odp. CuO
 Tlenek sodu odp. Na_2O (wartościowość sodu trzeba sobie odczytać z układu okresowego)

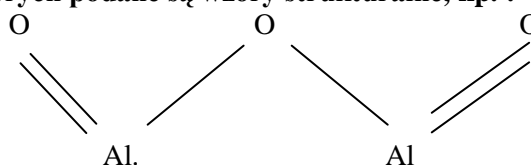
- **Zapisz wzory sumaryczne cząsteczek, dla których podane są wzory strukturalne, np. :**



Odp. $FeCl_3$



odp. CaO



Odp. Al_2O_3

- **Podać nazwę na podstawie wzoru sumarycznego**

Podaj nazwy związków chemicznych:

CO_2 odp. Tlenek węgla (IV) lub dwutlenek węgla
 SO_2 odp. Tlenek siarki (IV) lub dwutlenek siarki
 H_2O odp. Tlenek węgla (IV) lub woda
 MgO odp. Tlenek magnezu
 CuO odp. Tlenek miedzi (II)
 Al_2O_3 odp. Tlenek glinu

3. REAKCJE CHEMICZNE. UCZEŃ:

- opisuje różnice w przebiegu zjawiska fizycznego i reakcji chemicznej; podaje przykłady,

Zjawisko fizyczne – przemiana, podczas której nie powstają żadne nowe substancje, może natomiast zmienić się stan skupienia, stopień rozdrobnienia (np. topnienie lodu, parowanie wody, rozpuszczanie cukru w herbacie, rozgniatanie kredy),

Reakcja chemiczna – przemiana, podczas której powstają nowe substancje, o innych właściwościach (np. pieczenie ciasta, spalanie, kwaśnienie mleka, rdzewienie)

– opisuje, na czym polega reakcja syntezy, analizy i wymiany; podaje przykłady:

reakcja syntezy – łączą się 2 substancje (lub więcej) i powstaje jedna. Czyli z 2 (lub więcej) substratów powstaje tylko 1 produkt,

np. spalanie węgla,

reakcja analizy - 1 substrat rozkłada się na 2 (lub więcej) produkty,

np. rozkład wody na pierwiastki

reakcja wymiany – z 2 (lub więcej) substratów powstają 2 (lub więcej) produkty,

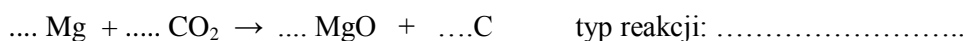
np. reakcja magnezu z dwutlenkiem węgla,

– zapisuje odpowiednie równania; wskazuje substraty i produkty; dobiera współczynniki w równaniach reakcji chemicznych; np.

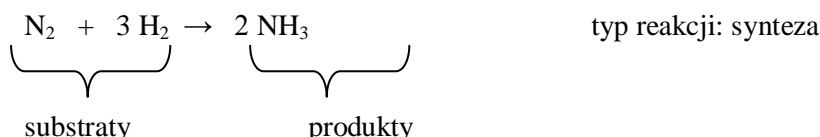
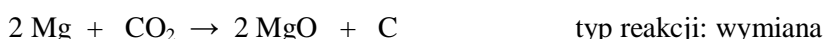
a) dopisz współczynniki stechiometryczne

b) wskaż substraty i produkty

c) określ typ reakcji (synteza, analiza, wymiana)



Odpowiedź:



UWAGA! Wodór, tlen, azot, chlor, brom występują w postaci dwuatomowych cząsteczek, dlatego **zawsze piszemy: H₂, O₂, N₂, Cl₂, Br₂.**

– obserwuje doświadczenia ilustrujące typy reakcji i formułuje wnioski;

– definiuje pojęcia:

reakcje egzoenergetyczne (jako reakcje, którym towarzyszy wydzielanie się energii do otoczenia, np. procesy spalania),

reakcje endoenergetyczne (do przebiegu których energia musi być dostarczona, np. procesy rozkładu – pieczenie ciasta);

– oblicza masy cząsteczkowe prostych związków chemicznych;

Np. woda ma wzór chemiczny **H₂O**

czyli cząsteczka wody zbudowana jest z 2 atomów wodoru i 1 atomu tlenu.

Odczytujemy z układu okresowego masy atomowe pierwiastków tzn. wodoru m_{H} oraz tlenu m_{O} :

$$m_{\text{H}} = 1 \text{ u} \quad m_{\text{O}} = 16 \text{ u}$$

Obliczamy masę cząsteczkową wody

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot m_{\text{H}} + m_{\text{O}} = 2 \cdot 1u + 16u = 18u$$

– dokonuje prostych obliczeń związanych z zastosowaniem:

prawa stałości składu (np. oblicza stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym, skład procentowy związku chemicznego),

prawa zachowania masy (np. oblicza masę substratów gdy dana jest masa produktów lub odwrotnie), przeprowadza obliczenia z wykorzystaniem pojęć: masa, **gęstość** i objętość;

4. POWIETRZE I INNE GAZY. UCZEŃ:

– Opisuje **skład powietrza** - mieszanina jednorodna gazów – głównie **azotu** (78%), **tleny** (21 %) i **argonu** (0,9%);

– opisuje właściwości powietrza – gaz, bezbarwny, bezwonny, słabo rozpuszcza się w wodzie;

– opisuje właściwości fizyczne i chemiczne:

Azotu – fizyczne: gaz, bezbarwny, słabo rozpuszcza się w wodzie, chemiczne: niemetal, bezwonny, niepalny i niepodtrzymujący palenia,

Tleny - fizyczne: gaz, bezbarwny, słabo rozpuszcza się w wodzie, nieco cięższy od powietrza, chemiczne: niemetal, bezwonny, **niepalny ale podtrzymuje palenie**, łączy się z metalami i niemetalami i **tworzy z nimi tlenki**,

Wodoru - fizyczne: **najlżejszy** gaz, bezbarwny, słabo rozpuszcza się w wodzie, chemiczne: niemetal, bezwonny, **palny i wybuchowy**, łączy się z metalami (tworzy wodoroki metali) i z niemetalami (tworzy np. wodę, amoniak, siarkowodór, chlorowodór),

tlenku węgla(IV) czyli dwutlenku węgla - fizyczne: gaz, bezbarwny, dobrze rozpuszcza się w wodzie, cięższy od powietrza, chemiczne: tlenek niemetalu, bezwonny, **niepalny, powoduje mętnienie wody wapiennej (tak można go wykrywać)**,

– odczytuje z układu okresowego pierwiastków i innych źródeł wiedzy informacje o azocie, tlenie i wodorze; umie doświadczalnie zbadać właściwości wymienionych gazów;

– **Jak wykryć tlen, wodór, tlenek węgla (IV), azot (zidentyfikować, odróżnić od innych gazów)?**

Za pomocą płomienia i wody wapiennej:

tlen O_2 – rozżarzone łuczywko (drewienko, zapalka, drzazga) zapala się ,

wodór H_2 – po przyłożeniu zapalonego łuczywka słychać charakterystyczne pyknięcie (bo wodór jest palny i wybuchowy)

tlenek węgla (IV) CO_2 – zapalone łuczywko gaśnie a woda wapienna mętnieje,

azot N_2 - zapalone łuczywko gaśnie a woda wapienna nie zmienia się.

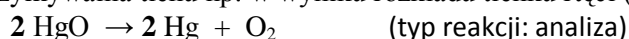
Woda wapienna $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (czyli nasycony roztwór wodorotlenku wapnia) mętnieje tylko w obecności tlenku węgla (IV).

– wyjaśnia, dlaczego **gazy szlachetne są bardzo mało aktywne** chemicznie (ponieważ mają trwałą, oktetową konfigurację elektronową);

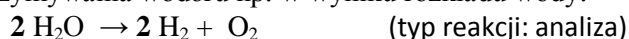
– Wymienia **zastosowania** gazów szlachetnych– technika oświetleniowa, medycyna (leczenie astmy), przemysł lotniczy i motoryzacyjny, elektronika (ekrany plazmowe), statki powietrzne;

– **pisze równania reakcji**

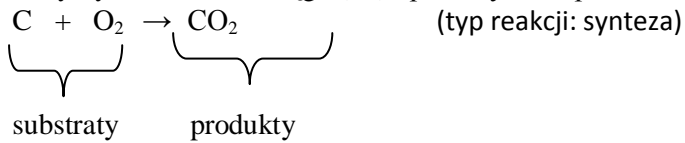
– otrzymywania tlenu np. w wyniku rozkładu tlenku rtęci (II):



– otrzymywania wodoru np. w wyniku rozkładu wody:



- otrzymywania tlenku węgla(IV) np. w wyniku spalania węgla:



- opisuje, na czym polega **powstawanie dziury ozonowej** (zanikanie warstwy ozonu w wyniku niszczenia ozonu przez związki zawierające chlor, fluor, które są składnikami freonów);
- proponuje **sposoby zapobiegania jej powiększeniu** (zastępowanie freonów innymi gazami, korzystanie z urządzeń chłodniczych, które nie zawierają freonów, używanie kosmetyków (np. lakierów do włosów, dezodorantów) przyjaznych dla warstwy ozonowej);
- opisuje obieg tlenu w przyrodzie:

rośliny (produkują tlen w reakcji fotosyntezy) → powietrze → człowiek, zwierzęta, rośliny (pobierają tlen do oddychania) → dwutlenek węgla (wydalany do powietrza w reakcji oddychania) → rośliny (fotosynteza) →

- opisuje rdzewienie żelaza i proponuje sposoby zabezpieczania produktów zawierających w swoim składzie żelazo przed rdzewieniem;

rdzewienie – reakcja chemiczna, polegająca na niszczeniu metali (np. żelaza) pod wpływem tlenu z powietrza, wody, soli, kwaśnych opadów, zasad.

Ochrona:

pokrywanie innymi metalami (cynkowanie, chromowanie, niklowanie), malowanie, lakierowanie, emaliowanie, używanie stopów np. stali nierdzewnej zamiast czystego żelaza,

- wymienia zastosowania:
- tlenku wapnia (wapna palonego) – cement i zaprawa murarska, środek osuszający, nawozy sztuczne, środek owadobójczy, farby
- tlenku żelaza – polerowanie szkła, farby czerwone, ceramika,
- tlenku glinu – kamienie szlachetne w jubilerstwie, materiały ściernie, produkcja aluminium;

- wymienia źródła, rodzaje i skutki zanieczyszczeń powietrza; planuje sposób postępowania pozwalający chronić powietrze przed zanieczyszczeniami;

źródła – naturalne: wybuch wulkanów, pożary lasów, wyładowania atmosferyczne, antropogeniczne: przemysł (elektrownie, elektrociepłownie, huty, koksownie, cementownie, zakłady nawozów sztucznych), transport (samochodowy, kolejowy, lotniczy), freony;

rodzaje – stałe – pyły metali (np. ołów, kadm, rtęć), dymy (np. sadza),

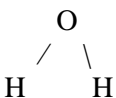
ciekłe – aerozole kosmetyków, farb, lakierów,

gazowe – tlenki węgla (CO₂ i CO), tlenki siarki (SO₂, SO₃), tlenki azotu (np. NO₂), siarkowodór (H₂S), metan (CH₄) i inne.

Skutki – dziura ozonowa, smog, kwaśne opady, efekt cieplarniany, choroby nowotworowe, układu oddechowego i krążenia;

5. WODA I ROZTWORY WODNE. UCZEŃ:

- bada zdolność do rozpuszczania się różnych substancji w wodzie;
- opisuje budowę cząsteczki wody H₂O (2 atomy wodoru połączone są z 1 atomem tlenu wiązaniami kowalencyjnymi mi-spolaryzowanymi. Skutkiem tego jej cząsteczki mają 2 bieguny: dodatni i ujemny; mówimy, że woda ma budowę polarną;



- wyjaśnia, dlaczego woda dla jednych substancji jest rozpuszczalnikiem, a dla innych nie (w wodzie rozpuszczają się związki jonowe i niektóre kowalencyjne-spolaryzowane, zgodnie z zasadą: „**podobne rozpuszcza podobne**”. To oznacza, że dobrze mieszają się ze sobą substancje o podobnej budowie chemicznej)
- podaje przykłady substancji, które rozpuszczają się w wodzie, tworząc **roztwory właściwe** (sól kamienna, cukier, siarczan miedzi, soda, ocet, alkohol, denaturat);
- podaje przykłady substancji, które nie rozpuszczają się w wodzie, tworząc **koloidy** (białko jaja, żelatyna, skrobia, ale tylko w gorącej wodzie) i **zawiesiny** (mąka, pokruszona kreda, siarka, glina, piasek, pieprz);
- planuje i wykonuje doświadczenia wykazujące wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie; te czynniki to: ogrzewanie (temperatura), mieszanie mechaniczne, rozdrobnienie. Wszystkie te czynniki przyspieszają rozpuszczanie się substancji stałych w wodzie;
- opisuje różnice pomiędzy:
 - roztworem rozcieńczonym** (zawiera niewielką ilość, kilka lub kilkanaście procent, substancji rozpuszczonej w stosunku do rozpuszczalnika), **stężonym** (zawiera dużą ilość, kilkadziesiąt procent, substancji rozpuszczonej w stosunku do rozpuszczalnika),
 - roztworem nasyconym** (to taki r-r, w którym nie da się już rozpuścić więcej substancji w danej temperaturze) i **nienasyconym** (to taki r-r, w którym da się jeszcze rozpuścić więcej substancji w danej temperaturze);
- odczytuje rozpuszczalność substancji z wykresu jej rozpuszczalności; (rozpuszczalność podaje się w gramach na 100 g wody w danej temperaturze. **Rozpuszczalność** jest to maksymalna liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w danej temperaturze w **100 g wody** – rozpuszczalnika).
Np. Rozpuszczalność soli kuchennej wynosi 40 g w temperaturze 20°C tzn., że maksymalnie można rozpuścić 40g soli kuchennej w 100g wody o temperaturze 20°C.
Otrzymamy roztwór nasycony, którego masa wynosi 140 g (40 g soli kuchennej + 100 g wody).;

Ze wzrostem temperatury wzrasta rozpuszczalność ciał stałych, maleje rozpuszczalność gazów. Wzrost ciśnienia gazu powoduje wzrost jego rozpuszczalności;

- oblicza ilość substancji, którą można rozpuścić w określonej ilości wody w podanej temperaturze;
Np. korzystając z powyższego przykładu, obliczmy, ile gramów soli kuchennej można maksymalnie rozpuścić w 25 g wody o temp. 20°C:

układamy proporcję

40 g soli	-----	100 g wody
x g soli	-----	25 g wody

$$x \cdot 100 = 40 \cdot 25 \quad x = 10 \text{ g soli}$$

- prowadzi obliczenia z wykorzystaniem pojęć: stężenie procentowe, masa substancji, masa rozpuszczalnika, masa roztworu, gęstość;
stężenie procentowe roztworu – jest to liczba gramów substancji rozpuszczonej w **100 g roztworu**;
Wzór na obliczanie:

$$C_p = m_s \cdot 100 \% / m_r$$

m_s - masa substancji rozpuszczonej

m_r - masa roztworu

należy pamiętać, że **masa roztworu = masa substancji rozpuszczonej + masa rozpuszczalnika (wody)**

- **stężenie procentowe można także obliczać z proporcji**

np. masa roztworu ----- 100 %
 masa substancji ----- C_p

obliczanie masy substancji m_s – z powyższej proporcji lub ze wzoru, po jego przekształceniu:

$$m_s = C_p \cdot m_r / 100 \%$$

– **obliczanie masy roztworu m_r** – z proporcji lub ze wzoru, po jego przekształceniu:

$$m_r = m_s \cdot 100 \% / C_p$$

– **oblicza stężenie procentowe roztworu nasyconego w danej temperaturze** (z wykorzystaniem wykresu rozpuszczalności);

Np. obliczmy stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu sodu w temp. 40°C.

$$C_p = m_s \cdot 100 \% / m_r \quad C_p = ? \quad \text{ale nie znamy też: } m_s = ? \quad m_r = ?$$

Odczytujemy z wykresu (podręcznik, tablice fizyko-chemiczne itp.) rozpuszczalność azotanu sodu w temp. 40°C, która wynosi 110 g / 100 g wody;

$$\text{Przyjmujemy: } m_s = 110 \text{ g} \quad m_r = 110 \text{ g} + 100 \text{ g} = 210 \text{ g}$$

$$\text{Obliczamy: } C_p = 110 \text{ g} \cdot 100 \% / 210 \text{ g} \quad C_p \approx 52 \%$$

– **Gęstość = masa / objętość** $d = m / v$

Wzór zwykle używamy po przekształceniu:

$$\text{przeliczając masę na objętość} \quad v = m / d$$

$$\text{lub przeliczając objętość na masę} \quad m = d \cdot v$$

– proponuje sposoby racjonalnego gospodarowania wodą (np. dbać o szczelność urządzeń sanitarnych, mycie zębów, golenie (-) - przy zakręconym kranie, prysznic zamiast wanny, urządzenia o wysokim stopniu energooszczędności, zamknięte obiegi wody, zbiorniki retencyjne;

6. KWASY I ZASADY. UCZEŃ:

– definiuje pojęcia:

Wodorotlenek – związek chemiczny, zawierający metal i jedną lub więcej grup wodorotlenowych –OH. (lub związek chemiczny zbudowany z kationów metalu i anionów wodorotlenkowych –OH);

Kwasu - związek chemiczny, zawierający wodór i tzw. resztek kwasową (lub związek chemiczny zbudowany z kationów wodoru H^+ i anionów reszty kwasowej);

– rozróżnia pojęcia wodorotlenek i zasada (**zasady** to rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki; są to wszystkie wodorotlenki z 1.grupy układu okresowego i niektóre z gr. 2.);

– zapisuje **wzory sumaryczne najprostszych wodorotlenków:**

NaOH – wodorotlenek sodu (zasada sodowa) ,

KOH - wodorotlenek potasu (zasada potasowa),

Ca(OH)₂ . wodorotlenek wapnia (zasada wapniowa, potocznie także: wapno gaszone, lub woda wapienna),

Al(OH)₃ - wodorotlenek glinu,

Cu(OH)₂ - wodorotlenek miedzi (II)

– **zapisuje wzory sumaryczne najprostszych kwasów:**

HCl – kwas chlorowodorowy (solny),(składnik kwasu żołądkowego, stężony dymi, ma ostry zapach, ciecz),

H₂S- kwas siarkowodorowy (trujący, ma zapach zgniłych jaj, ciecz)

H₂SO₄ - kwas siarkowy (VI) (oleista ciecz , silnie żrący – zwegła cukier, drewno itp., jest higroskopijny –

pochłania wodę, mieszanie z wodą jest silnie egzotermiczne – wydziela się dużo ciepła dlatego „**Pamiętaj chemiku młody, wlewaj zawsze kwas do wody**”)

H₂SO₃ – kwas siarkowy (IV) (nietrwały, bakterio-, grzybobójczy, właściwości bielące, ma ostry zapach, ciecz),

H₂CO₃ – kwas węglowy (nietrwały, nie jest żrący, jest składnikiem napojów gazowanych, nietrwały, ciecz),

HNO₃ – kwas azotowy (V) (silny utleniacz, ścina białko i zabarwia na żółto, ma ostry zapach, ciecz) ,

H₃PO₄ – kwas fosforowy (V) (ciało stałe, składnik napojów cola),

– opisuje budowę wodorotlenków i kwasów np.

H_2SO_4 ← reszta kwasowa II-wartościowa

↑

wodór

Cząsteczka H_2SO_4 składa się z 2 atomów wodoru, 1 atomu siarki i 4 atomów tlenu,

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ ← grupy wodorotlenowe I - wartościowe

↑

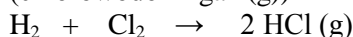
Metal

Cząsteczka $\text{Ca}(\text{OH})_2$ składa się z: 1 atomu wapnia, 2 atomów tlenu, 2 atomów wodoru (w przypadku wodorotlenków nie istnieją pojedyncze cząsteczki dlatego określenie „cząsteczka” jest pewnym uproszczeniem)

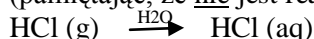
– planuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodorotlenek, kwas beztlenowy i tlenowy (np. NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, HCl , H_2SO_3); zapisuje odpowiednie równania reakcji;

– **Kwasy beztlenowe otrzymuje się rozpuszczając w wodzie wodorek niemetalu np.**

Kwas chlorowodorowy – najpierw w reakcji łączenia wodoru z chlorem powstaje wodorek chloru (chlorowodor – gaz (g))



Powstały wodorek rozpuszcza się w wodzie, a otrzymany roztwór chlorowodoru to kwas chlorowodorowy (aq – oznacza substancję rozpuszczoną w wodzie). Można rozpuszczanie zapisać w sposób schematyczny (pamiętając, że nie jest reakcją chemiczną):



– **Kwasy tlenowe otrzymuje się w reakcji tlenku kwasowego z wodą (co ilustruje schemat):**

tlenek kwasowy + woda → kwas tlenowy

Np. reakcja tlenku węgla z wodą w wyniku której otrzymuje się kwas węglowy



Np. reakcja tlenku siarki (IV) z wodą w wyniku której otrzymuje się kwas siarkowy (IV)



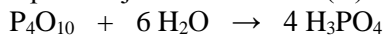
Np. reakcja tlenku siarki (VI) z wodą w wyniku której otrzymuje się kwas siarkowy (VI)



Np. reakcja tlenku azotu (V) z wodą w wyniku której otrzymuje się kwas azotowy (V)



Np. reakcja tlenku fosforu (V) z wodą w wyniku której otrzymuje się kwas fosforowy (V)



substraty produkt

(typ reakcji: synteza)

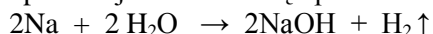
Tlenek kwasowy – tlenek niemetalu, który reaguje z wodą i tworzy kwas. Wartościowość niemetalu w tlenku i kwasie jest taka sama. Najważniejsze tlenki kwasowe to: CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_4O_{10} .

– **Wodorotlenki (zasady** – czyli rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki) otrzymuje się wg schematu:

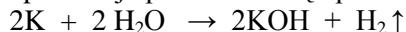
– **metal aktywny + woda → zasada + wodór**

(metal I i II grupy układu okresowego)

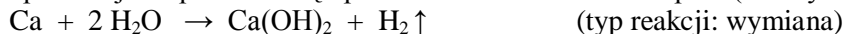
np. reakcja sodu z wodą i powstanie wodorotlenku sodu (zasady sodowej)



np. reakcja potasu z wodą i powstanie wodorotlenku potasu (zasady potasowej)



np. reakcja wapnia z wodą i powstanie wodorotlenku wapnia (zasady wapniowej)



– **tlenek zasadowy + woda → zasada**

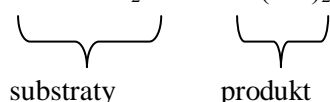
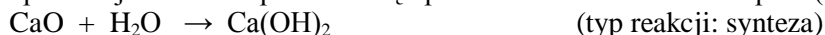
np. reakcja tlenku sodu z wodą i powstanie wodorotlenku sodu (zasady sodowej)



np. reakcja tlenku potasu z wodą i powstanie wodorotlenku potasu (zasady potasowej)



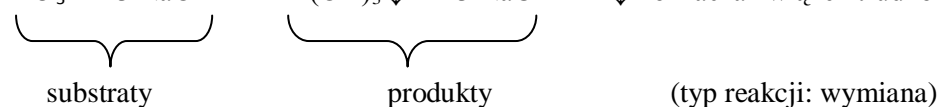
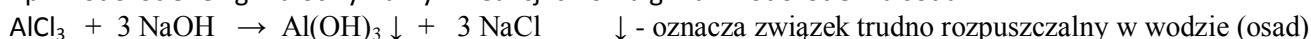
np. reakcja tlenku wapnia z wodą i powstanie wodorotlenku wapnia (zasady wapniowej)



tlenek zasadowy – tlenek metalu, który reaguje z wodą i tworzy zasadę. To tlenek metalu, który należy do 1 i w większości 2 grupy układu okresowego,

- **wodorotlenki nierozpuszczalne** w wodzie (czyli metali nie należących ani do 1. ani do 2. grupy ukł. okresowego takie jak Al(OH)_3 , Cu(OH)_2 , Fe(OH)_3) **otrzymuje się** w reakcji chlorku (lub innej soli) tego metalu i wodorotlenku sodu (lub wodorotlenku potasu),

np. wodorotlenek glinu otrzymamy w reakcji chlorku glinu i wodorotlenku sodu



- **opisuje właściwości i wynikające z nich zastosowania niektórych wodorotlenków i kwasów;**

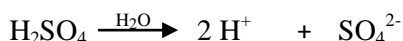
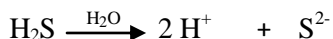
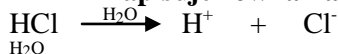
- wyjaśnia, na czym polega dysocjacja elektrolityczna zasad i kwasów;

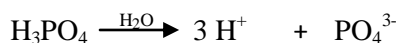
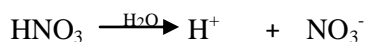
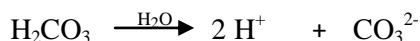
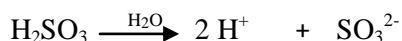
Dysocjacja elektrolityczna (jonowa) – to rozpad związku chemicznego na jony (kationy i aniony) pod wpływem wody.

Kwasy dysocjują na kationy wodoru H^+ i aniony reszty kwasowej; jony H^+ decydują odczynnie kwasowym;

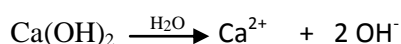
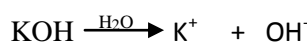
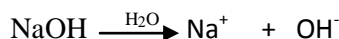
Zasady dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe OH^- , jony OH^- decydują odczynnie zasadowym

- **Zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) kwasów :**





- Zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) zasad:



- wskazuje na zastosowania wskaźników - fenoloftaleiny, wskaźnika uniwersalnego (służą do określania odczynu roztworu, do rozróżniania kwasów i zasad);
- wymienia rodzaje odczynu roztworu i przyczyny odczynu kwasowego, zasadowego i obojętnego; **Odczyn roztworu** – właściwość (chemiczna) roztworu zależna od stężenia jonów wodorowych H^+ w roztworze. Jeżeli w roztworze liczba jonów H^+ **jest większa** niż liczba jonów OH^- , wtedy odczyn roztworu jest **kwasowy**, jeżeli równa czyli H^+ **jest tyle samo co OH^-** – odczyn **obojętny**, jeżeli OH^- jest **większa** – odczyn **zasadowy**.
- rozróżnia doświadczalnie kwasy i zasady za pomocą wskaźników

Nazwa wskaźnika	Barwa podstawowa	Barwa w roztworze o odczynie kwasowym (r-r dowolnego kwasu)	Barwa w roztworze o odczynie obojętnym (woda destylowana, r-r cukru, alkoholu)	Barwa w roztworze o odczynie zasadowym (r-r dowolnej zasady)
Papierek uniwersalny	żółta	czzerwona	żółta	niebieska/zielona
Fenoloftaleina	bezbarwna	bezbarwna	bezbarwna	malinowa
Oranż metylowy	<i>pomarańczowa</i>	czzerwona	<i>pomarańczowa</i>	żółta

Wskaźnikiem może być także wywar z modrej kapusty, esencja herbaciana.

- interpretuje wartość pH w ujęciu jakościowym (odczyn kwasowy, zasadowy, obojętny);

Liczbę jonów wodorowych H^+ w roztworze określa się za pomocą tzw. skali pH, która przyjmuje wartości od **0 do 14**.

pH < 7 odczyn kwasowy

pH = 7 odczyn obojętny

pH > 7 odczyn zasadowy

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
odczyn	kwasowy							obojętny	zasadowy						

← wzrost kwasowości

→ wzrost zasadowości

Który r-r jest bardziej kwasowy: $\text{pH} = 5$ czy $\text{pH} = 2$? Odp. $\text{pH} = 2$

Który r-r jest bardziej zasadowy: $\text{pH} = 9$ czy $\text{pH} = 11$? Odp. $\text{pH} = 11$

- analizuje proces **powstawania kwaśnych opadów** i skutki ich działania (rozwój przemysłu, motoryzacji, a więc rosnące zużycie paliw – węgla kamiennego, ropy naftowej-benzyny, gazu ziemnego przyczynia się do wzrostu emisji tlenków kwasowych np. CO_2 , SO_2 ; SO_3 , NO_2 , które reagują z wodą lub parą wodną i zamieniają deszcz, śnieg, mgłę w kwaśny opad atmosferyczny. **Skutki to:** przyspieszenie korozji metali, niszczenie budowli, rzeźb, pomników, zakwaszanie gleby i wód, niszczenie tkanek, aparatów szparkowych roślin, niszczenie drzew – zwłaszcza iglastych.
- proponuje sposoby ograniczające ich powstawanie (np. zmniejszanie ilości spalanych paliw, odsiarczanie węgla, wykorzystanie naturalne źródła energii – słońce, wiatr, wodę; korzystanie z nowoczesnych technologii i urządzeń);

7. SOLE. UCZEŃ:

1) wyjaśnia przebieg reakcji zobojętniania (np. $\text{HCl} + \text{NaOH}$);

2) pisze wzory sumaryczne soli: chlorków, siarczanów(VI), azotanów(V), węglanów, fosforanów(V), siarczków; tworzy nazwy soli na podstawie wzorów i odwrotnie;

3) pisze równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej wybranych soli;

4) pisze równania reakcji otrzymywania soli (reakcje: kwas + wodorotlenek metalu, kwas + tlenek metalu, kwas + metal, wodorotlenek metalu + tlenek niemetalu);

5) wyjaśnia pojęcie reakcji strąceniowej; projektuje i wykonuje doświadczenie pozwalające otrzymywać sole w reakcjach strąceniowych, pisze odpowiednie równania reakcji w sposób cząsteczkowy i jonowy; na podstawie tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków wnioskuje o wyniku reakcji strąceniowej;

6) wymienia zastosowania najważniejszych soli: węglanów, azotanów(V), siarczanów(VI), fosforanów(V) i chlorków.

8. WĘGIEL I JEGO ZWIĄZKI Z WODOREM. UCZEŃ:

1) wymienia naturalne źródła węglowodorów;

2) definiuje pojęcia: węglowodory nasycone i nienasycone;

3) tworzy wzór ogólny szeregu homologicznego alkanów (na podstawie wzorów trzech kolejnych alkanów) i układa wzór sumaryczny alkanu o podanej liczbie atomów węgla; rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne alkanów;

4) obserwuje i opisuje właściwości fizyczne i chemiczne (reakcje spalania) alkanów na przykładzie metanu i etanu;

5) wyjaśnia zależność pomiędzy długością łańcucha węglowego a stanem skupienia alkanu;

6) podaje wzory ogólne szeregów homologicznych alkenów i alkinów; podaje zasady tworzenia nazw alkenów i alkinów w oparciu o nazwy alkanów;

7) opisuje właściwości (spalanie, przyłączanie bromu i wodoru) oraz zastosowania etenu i etynu;

8) projektuje doświadczenie pozwalające odróżnić węglowodory nasycone od nienasyconych;

9) zapisuje równanie reakcji polimeryzacji etenu; opisuje właściwości i zastosowania polietylenu.

9. POCHODNE WĘGLOWODORÓW. SUBSTANCJE CHEMICZNE O ZNACZENIU BIOLOGICZNYM. UCZEŃ:

1) tworzy nazwy prostych alkoholi i pisze ich wzory sumaryczne i strukturalne;

2) bada właściwości etanolu; opisuje właściwości i zastosowania metanolu i etanolu; zapisuje równania reakcji spalania metanolu i etanolu; opisuje negatywne skutki działania alkoholu etylowego na organizm ludzki;

3) zapisuje wzór sumaryczny i strukturalny glicerolu; bada i opisuje właściwości glicerolu; wymienia jego zastosowania;

4) podaje przykłady kwasów organicznych występujących w przyrodzie i wymienia ich zastosowania; pisze wzory prostych kwasów karboksylowych i podaje ich nazwy zwyczajowe i systematyczne;

5) bada i opisuje właściwości kwasu octowego (reakcja dysocjacji elektrolitycznej, reakcja z zasadami, metalami i tlenkami metali);

6) wyjaśnia, na czym polega reakcja estryfikacji; zapisuje równania reakcji pomiędzy prostymi kwasami karboksylowymi i alkoholami jednowodorotlenowymi; tworzy nazwy estrów pochodzących od podanych nazw kwasów i alkoholi; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające otrzymać ester o podanej nazwie;

7) opisuje właściwości estrów w aspekcie ich zastosowań;

8) podaje nazwy wyższych kwasów karboksylowych nasyconych (palmitynowy, stearynowy) i nienasyconych (oleinowy) i zapisuje ich wzory;

9) opisuje właściwości długołańcuchowych kwasów karboksylowych; projektuje doświadczenie, które pozwoli odróżnić kwas oleinowy od palmitynowego lub stearynowego;

10) klasyfikuje tłuszcze pod względem pochodzenia, stanu skupienia i charakteru chemicznego; opisuje właściwości fizyczne tłuszczów; projektuje doświadczenie pozwalające odróżnić tłuszcz nienasycony od nasyconego;

11) opisuje budowę i właściwości fizyczne i chemiczne pochodnych węglowodorów zawierających azot na przykładzie amin (metyloaminy) i aminokwasów (glicyny); 12) wymienia pierwiastki, których atomy wchodzi w skład cząsteczek białek; definiuje białka jako związki powstające z aminokwasów;

13) bada zachowanie się białka pod wpływem ogrzewania, stężonego etanolu, kwasów i zasad, soli metali ciężkich (np. CuSO_4) i soli kuchennej; opisuje różnice w przebiegu denaturacji i koagulacji białek; wylicza czynniki, które wywołują te procesy; wykrywa obecność białka w różnych produktach spożywczych;

14) wymienia pierwiastki, których atomy wchodzi w skład cząsteczek cukrów; dokonuje podziału cukrów na proste i złożone;

15) podaje wzór sumaryczny glukozy i fruktozy; bada i opisuje właściwości fizyczne glukozy; wskazuje na jej zastosowania;

16) podaje wzór sumaryczny sacharozy; bada i opisuje właściwości fizyczne sacharozy; wskazuje na jej zastosowania; zapisuje równanie reakcji sacharozy z wodą (za pomocą wzorów sumarycznych);

17) opisuje występowanie skrobi i celulozy w przyrodzie; podaje wzory sumaryczne tych związków; wymienia różnice w ich właściwościach; opisuje znaczenie i zastosowania tych cukrów; wykrywa obecność skrobi w różnych produktach spożywczych.