Substancje i ich przemiany – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady i rozgrzewka

KARTA 1/6

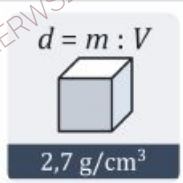
Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 15 pkt

Przypomnij sobie

- Właściwości fizyczne: stan skupienia, barwa, zapach, gęstość, temperatura topnienia i wrzenia, rozpuszczalność w wodzie, przewodzenie prądu i ciepła. Zmiany stanu skupienia: **topnienie** (ciało stałe → ciecz), **krzepnięcie** (ciecz → ciało stałe), **parowanie** (ciecz → gaz), **skraplanie** (gaz → ciecz), **sublimacja** (ciało stałe → gaz), **resublimacja** (gaz → ciało stałe). **Dyfuzja** – samorzutne mieszanie się cząsteczek różnych substancji (najszybsza w gazach; w wyższej temperaturze szybsza, bo cząsteczki szybciej się poruszają). **Gęstość**: d = m : V (g/cm³), stąd m = d · V; woda ma gęstość ok. 1 g/cm³.
- **Mieszaniny**: jednorodne (roztwór soli, powietrze, stal) i niejednorodne (piasek z wodą, granit). Rozdzielanie: **sączenie** (ciało stałe nierozpuszczalne od cieczy), **odparowanie** i **krystalizacja** (odzyskanie substancji rozpuszczonej), **destylacja** (czysta ciecz z roztworu), **rozdzielacz** (dwie niemieszające się ciecze), **magnes**.
- **Zjawisko fizyczne** – nie powstaje nowa substancja (topnienie lodu); **reakcja chemiczna** – powstaje nowa substancja (spalanie, rdzewienie); objawy: zmiana barwy lub zapachu, wydzielanie gazu, światła lub ciepła, osad.
- **Pierwiastek** – substancja prosta (Fe, O_2); **związek chemiczny** – substancja złożona z atomów kilku pierwiastków połączonych chemicznie (H_2O, $NaCl$). Składniki mieszaniny zachowują swoje właściwości i rozdzielamy je metodami fizycznymi; związek ma nowe właściwości i rozkłada się tylko w reakcji chemicznej. Metale: połysk, przewodzą prąd i ciepło, są kowalne; niemetale – różne stany skupienia (tlen, azot – gazy, siarka – ciało stałe, brom – ciecz), zwykle nie przewodzą prądu.
- Symbole pierwiastków: H – wodór, C – węgiel, N – azot, O – tlen, Na – sód, Mg – magnez, Al – glin, Si – krzem, P – fosfor, S – siarka, Cl – chlor, K – potas, Ca – wapń, Fe – żelazo, Cu – miedź, Zn – cynk, Br – brom, Ag – srebro, I – jod, Ba – bar, Pb – ołów.
- BHP: czytamy piktogramy na etykietach; pracujemy w okularach ochronnych, nie wąchamy substancji bezpośrednio, nie próbujemy smaku, nie jemy i nie pijemy w pracowni.



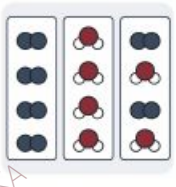
Substancje i ich przemiany



Gęstość: $d = m : V$, np. 27 g : 10 cm³ = 2,7 g/cm³



Sączenie oddziela ciało stałe od cieczy



Od lewej: pierwiastek, związek chemiczny, mieszanina



W pracowni pracujemy w okularach ochronnych

Przykłady z wyjaśnieniem

Przykład 1. Kostka ma masę 27 g i objętość 10 cm³. Oblicz jej gęstość.

d = 27 g : 10 cm³ = 2,7 g/cm³ (taką gęstość ma glin).

Przykład 2. Czy rozpuszczanie cukru w herbacie to reakcja chemiczna?

Nie – to zjawisko fizyczne; po odparowaniu wody cukier zostaje.

Zadania

1 **Oblicz gęstość substancji o masie 39 g i objętości 5 cm³.** ___ / 1 pkt

Powietrze i reakcje chemiczne – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady i rozgrzewka

KARTA 1/6

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 9 pkt

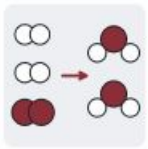
Przypomnij sobie

- Powietrze to mieszanina gazów (% objętości): azot ok. 78%, tlen ok. 21%, inne ok. 1% (głównie argon; CO_2 ok. 0,04%; para wodna).
- **Tlen** podtrzymuje spalanie (żarzące się łuczywo się zapala); **azot** jest mało aktywny i nie podtrzymuje spalania; **tlenek węgla(IV) CO_2** (powstaje z marmuru i kwasu solnego) nie podtrzymuje spalania i mętni wodę wapienną. **Gazy szlachetne** (hel, neon, argon) – bezbarwne, bezwonne, mało aktywne, o niskich temperaturach wrzenia.
- Równanie reakcji: **substraty → produkty**. Współczynniki dobieramy tak, aby po obu stronach była taka sama liczba atomów każdego pierwiastka (prawo zachowania masy): $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$.
- Reakcje **egzotermiczne** oddają energię do otoczenia (spalanie), **endotermiczne** ją pobierają (rozkład $CaCO_3$ i tlenku srebra(I) przy ogrzewaniu, rozkład wody prądem, fotosynteza).
- **Katalizator** przyspiesza reakcję i nie zużywa się (wzór nad strzałką): $2\ H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2\ H_2O + O_2$.
- Zanieczyszczenia: pyły (smog), tlenki siarki i azotu (kwaśne opady), freony (niszczą ozon), nadmiar CO_2 – nasila efekt cieplarniany (zatrzymuje ciepło oddawane przez Ziemię) i ociepla klimat.

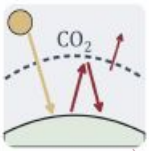
Powietrze i reakcje



Tlen podtrzymuje spalanie – łuczywo się zapala



$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$ – po obu stronach 4 H i 2 O



Nadmiar CO_2 nasila efekt cieplarniany



Pyły – smog, tlenki siarki i azotu – kwaśne opady

Przykłady z wyjaśnieniem

Przykład 1. Wskaż substraty i produkt reakcji $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$. Czy jest ona egzotermiczna?

Substraty: Mg i O_2; produkt: MgO. Tak – magnez spala się jasnym płomieniem, oddając ciepło i światło.

Zadania

1 **Uzupełnij skład powietrza.** ___ / 2 pkt

1. azot – ok. _____%
2. tlen – ok. _____%

2 **Połącz opis substancji z pojęciem.** ___ / 3 pkt

1. ulega przemianie w reakcji	a) produkt
2. powstaje w reakcji	b) substrat
3. przyspiesza reakcję i się nie zużywa	c) katalizator

1 ____ 2 ____ 3 ____

3 **Wskaż gaz, który mętni wodę wapienną.** ___ / 1 pkt

A. azot **B.** wodór **C.** tlen **D.** tlenek węgla(IV)

4 **Oceń prawdziwość zdań.** ___ / 3 pkt

1. Reakcje egzotermiczne oddają energię do otoczenia.	P	F
2. Katalizator zużywa się w czasie reakcji.	P	F
3. Hel jest gazem szlachetnym.	P	F

Atomy i układ okresowy – najważniejsze wiadomości

KARTA 1/6

Teoria w pigułce, przykłady i rozgrzewka

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 12 pkt

Przypomnij sobie

- Atom: **jądro** (protony p^+ i neutrony n^0) oraz **elektrony** e^- na powłokach elektronowych wokół jądra. **Pierwiastek chemiczny** – zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej Z.
- **Liczba atomowa Z** = liczba protonów = liczba elektronów w atomie; **liczba masowa A** = liczba protonów + liczba neutronów; neutrony = A – Z. Zapis: ${}^{A}_{Z}E$, np. ${}^{23}_{11}Na$.
- Atomy jednego pierwiastka mogą się różnić liczbą neutronów (izotopy). Wodór: prot ${}^{1}H$ (1 p^+, 0 n^0), deuter ${}^{2}H$ (1 p^+, 1 n^0), tryt ${}^{3}H$ (1 p^+, 2 n^0) – każdy ma 1 proton i 1 elektron.
- **Masa atomowa** pierwiastka (w jednostkach u) jest podana w układzie okresowym, np. H – 1 u, C – 12 u, O – 16 u, Cl – 35,5 u.
- Numer okresu = liczba powłok elektronowych. Liczba elektronów walencyjnych (na zewnętrznej powłoce): grupa 1 – 1, grupa 2 – 2, grupy 13–18 – numer grupy minus 10 (wyjątek: hel – 2). Pierwiastki jednej grupy mają podobne właściwości (tyle samo elektronów walencyjnych); w okresie od lewej do prawej metale przechodzą w niemetale.
- Zapisy: H – atom wodoru, 2H – dwa atomy wodoru, H_2 – cząsteczka wodoru (dwuatomowa), $2H_2$ – dwie cząsteczki wodoru.

okres \ grupa	1	2	13	14	15	16	17	18
1	1 **H** wodór 1							2 **He** hel 4
2	3 **Li** lit 7	4 **Be** beryl 9	5 **B** bor 11	6 **C** węgiel 12	7 **N** azot 14	8 **O** tlen 16	9 **F** fluor 19	10 **Ne** neon 20
3	11 **Na** sód 23	12 **Mg** magnez 24	13 **Al** glin 27	14 **Si** krzem 28	15 **P** fosfor 31	16 **S** siarka 32	17 **Cl** chlor 35,5	18 **Ar** argon 40
4	19 **K** potas 39	20 **Ca** wapń 40						

W polu: liczba atomowa, symbol, nazwa, masa atomowa (u). Pola szare – niemetale, pola białe – metale.

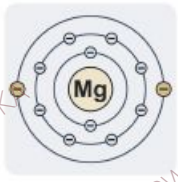
Atomy i układ okresowy



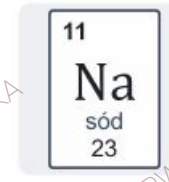
${}^{23}_{11}Na$: neutronów 23 – 11 = 12



Izotopy wodoru: 0, 1 i 2 neutrony



Magnez: 3 powłoki, 2 elektrony walencyjne



Pole układu: liczba atomowa, symbol, nazwa, masa (u)

Wiązania chemiczne i równania reakcji – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady i rozgrzewka

KARTA 1/6

Imię i nazwisko: ..... Data: ..... Wynik: ..... / 12 pkt

Przypomnij sobie

- **Elektroujemność** – zdolność atomu do przyciągania elektronów wiązania (rośnie w okresie od lewej do prawej; najbardziej elektroujemny jest fluor). Różnica elektroujemności Δ: poniżej 0,4 – wiązanie **kowalencyjne niespolaryzowane** (H_2, Cl_2, N_2); od 0,4 do 1,7 – **kowalencyjne spolaryzowane** (HCl, H_2O, NH_3); powyżej 1,7 – **jonowe** (NaCl, MgO).

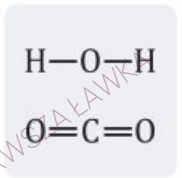
pierwiastek	H	C	N	O	S	Cl	Na	K	Mg
elektroujemność	2,1	2,5	3,0	3,5	2,5	3,0	0,9	0,8	1,2

- W łączeniu się atomów biorą udział elektrony zewnętrznej powłoki (walencyjne). **Jony**: atomy metali tworzą kationy (Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}), atomy niemetali – aniony (O^{2-}, S^{2-}, Cl^-). Związki jonowe (NaCl, MgO, NaOH) są zbudowane z kationów i anionów.
- **Wzór strukturalny**: każda kreska oznacza wiązanie (wspólną parę elektronów): H–H, Cl–Cl, N≡N, O=C=O, H–O–H, H–Cl; w NH_3 atom azotu tworzy 3 wiązania, w CH_4 atom węgla – 4 wiązania.
- **Wartościowość** (liczba wiązań atomu). Maksymalna względem tlenu: grupy 1 i 2 – I i II, grupy 13–17 – numer grupy minus 10 (Al – III, C – IV, N – V, S – VI, Cl – VII). Względem wodoru: grupa 1 – I, 2 – II, 13 – III, 14 – IV, 15 – III, 16 – II, 17 – I (np. CH_4, NH_3, H_2S, HCl). Wzór „na krzyż”: Al(III) i O(II) → Al_2O_3; nazwa z wartościowością: tlenek żelaza(III) Fe_2O_3.
- Związki jonowe: ciała stałe, wysokie temperatury topnienia, zwykle dobrze rozpuszczalne w wodzie, przewodzą prąd po stopieniu i w roztworze. Związki kowalencyjne: często gazy i ciecze, niskie temperatury topnienia, zwykle nie przewodzą prądu.
- **Prawo zachowania masy**: masa substratów jest równa masie produktów, więc po obu stronach równania jest tyle samo atomów każdego pierwiastka.

Wiązania i równania reakcji



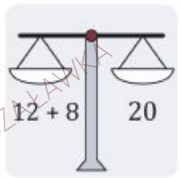
Δ < 0,4 niespolaryzowane, 0,4–1,7 spolaryzowane, > 1,7 jonowe



Kreska – jedno wiązanie: H–O–H, O=C=O



Wzór „na krzyż”: Fe(III) i O(II) → Fe_2O_3



12 g Mg + 8 g O_2 = 20 g MgO

Przykłady z wyjaśnieniem

Przykład 1. Uzgodnij równanie: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$.

$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$ – po obu stronach 4 atomy H i 2 atomy O.

Przykład 2. Spalono 12 g magnezu i otrzymano 20 g tlenku magnezu. Ile gramów tlenu przereagowało?

Prawo zachowania masy: 20 g – 12 g = 8 g tlenu.

Przykład 3. Jakie wiązanie występuje w HCl?

Δ = 3,0 – 2,1 = 0,9 – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.

Zadania

1 **Uzgodnij równanie reakcji.** ___ / 1 pkt

_____ Mg + O_2 → _____ MgO

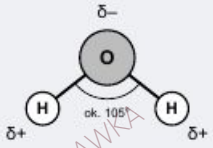
Woda i roztwory wodne – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady i rozgrzewka

KARTA 1/6

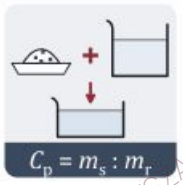
Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 10 pkt

Przypomnij sobie

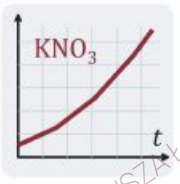


- Cząsteczka wody: atom tlenu połączony wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi z dwoma atomami wodoru; cząsteczka ma kształt kątowy i jest **polarna** (dipol). Dlatego woda dobrze rozpuszcza wiele substancji (np. sól, cukier), a nie rozpuszcza np. oleju czy benzyny.
- Mieszaniny substancji z wodą: **roztwory właściwe** (sól, cukier w wodzie), **koloidy** (mleko, białko jaja z wodą, galaretka), **zawiesiny** (kreda, piasek w wodzie – po czasie osadzają się na dnie).
- Roztwór **nasycony** – w danej temperaturze nie rozpuści się w nim więcej substancji; **nienasycony** – można rozpuścić więcej. Rozpuszczanie przyspieszają mieszanie, ogrzewanie i rozdrobnienie.
- **Rozpuszczalność** – największa masa substancji, która rozpuści się w 100 g wody w danej temperaturze (tabela, krzywa rozpuszczalności); dla większości ciał stałych rośnie z temperaturą, dla gazów maleje. Kryształy z roztworu nasyconego wydzielają się po jego ochłodzeniu lub po odparowaniu części wody.
- **Stężenie procentowe**: $C_p = m_s : m_r \cdot 100\%$, gdzie $m_r = m_s + m_{wody}$; z gęstości: $m_r = d \cdot V$.
- Rozcieńczanie – dodanie wody (stężenie maleje); zatężanie – odparowanie wody lub dodanie substancji (stężenie rośnie). Wody naturalne zawierają sole mineralne (jony Ca^{2+}, Mg^{2+}, Na^+, Cl^-).

Woda i roztwory wodne



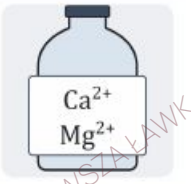
$C_p = m_s : m_r \cdot 100\%$, $m_r = m_s + m_{wody}$



Rozpuszczalność KNO_3 rośnie z temperaturą



Rozpuszczanie przyspieszają (od góry): mieszanie, ogrzewanie, rozdrobnienie



Wody naturalne zawierają jony, np. Ca^{2+}, Mg^{2+}

Przykłady z wyjaśnieniem

Przykład 1. 20 g soli rozpuszczono w 180 g wody. Oblicz stężenie procentowe roztworu.

$m_r = 20\ g + 180\ g = 200\ g$; $C_p = 20\ g : 200\ g \cdot 100\% = 10\%$.

Zadania

1 **Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego z 15 g cukru i 135 g wody.** ___ / 1 pkt

2 **Uzupełnij zdania.** ___ / 2 pkt

1. Roztwór, w którym nie można już rozpuścić więcej substancji, to roztwór _____.
2. Rozpuszczalność gazów wraz ze wzrostem temperatury _____.

3 **Wskaż cechę cząsteczek wody, dzięki której woda dobrze rozpuszcza wiele substancji.** ___ / 1 pkt

A. są polarne **B.** są niepolarne **C.** są bardzo duże **D.** są jonami

4 **Przyporządkuj mieszaniny.** ___ / 6 pkt

sól w wodzie | cukier w herbacie | mleko | białko jaja z wodą | kreda w wodzie | piasek w wodzie

roztwór właściwy	koloid	zawiesina

Tlen, wodór, tlenki i korozja – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady i rozgrzewka

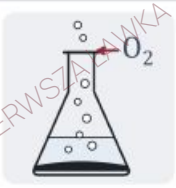
KARTA 1/6

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 9 pkt

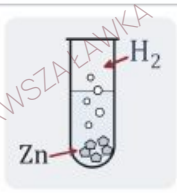
Przypomnij sobie

- **Tlen** (podtrzymuje spalanie, ale sam nie jest palny) otrzymujemy np. przez rozkład wody utlenionej z katalizatorem: $2\ H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2\ H_2O + O_2$ lub przez ogrzewanie manganianu(VII) potasu $KMnO_4$. Tlen słabo rozpuszcza się w wodzie (zbieramy go nad wodą), jest nieco cięższy od powietrza; wykrywanie – żarzące się łuczywo się zapala.
- Tlen reaguje z metalami i niemetalami, tworząc **tlenki**: $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$; $4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$; $C + O_2 \rightarrow CO_2$; $S + O_2 \rightarrow SO_2$.
- Tlenki i ich zastosowania: CaO – wapno palone (zaprawy murarskie, nawozy); Al_2O_3 – ochronna warstwa na glinie, korund (materiał ścierny); SiO_2 – piasek kwarcowy (szkło); Fe_2O_3 – ruda żelaza, pigment, główny składnik rdzy; SO_2 – konserwant (w małych ilościach), zanieczyszczenie powietrza; CO_2 – gaśnice, napoje, suchy lód; CO (czad) – trujący.
- **CO_2** powstaje m.in. podczas spalania węgla ($C + O_2 \rightarrow CO_2$) i węglowodorów, np. metanu ($CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$), podczas rozkładu $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ i w reakcji $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$; wykrywamy go wodą wapienną (mętnieje). **Funkcja CO_2 w przyrodzie**: rośliny pobierają go w fotosyntezie i wytwarzają z niego związki organiczne. Nadmierna emisja CO_2 (spalanie paliw kopalnych) nasila efekt cieplarniany i ociepla klimat.
- **Wodór**: $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ (lub $Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$); najlżejszy, bezbarwny, bezwonny, palny gaz; jego mieszanina z tlenem (powietrzem) jest wybuchowa (próba – „szczeknięcie"). Reaguje z niemetalami: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$; $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$; $H_2 + S \rightarrow H_2S$. Zastosowania: paliwo, produkcja amoniaku.
- **Wodorki niemetali**: amoniak NH_3 (gaz o ostrym zapachu, bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie – nawozy, chłodnictwo), chlorowodór HCl (gaz; jego roztwór w wodzie to kwas solny), siarkowodór H_2S (trujący gaz o zapachu zgniłych jaj).
- **Korozja** (rdzewienie) żelaza zachodzi w obecności tlenu i wody (nie rdzewieje np. w przegotowanej wodzie pod olejem – brak tlenu); przyspieszają ją sól i zanieczyszczenia. Ochrona: malowanie, lakierowanie, smarowanie, ocynkowanie, chromowanie, stal nierdzewna.

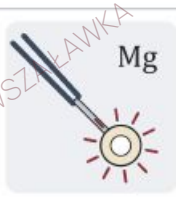
Tlen, wodór, tlenki i korozja



Tlen: $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$ (katalizator MnO_2)



Wodór: $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$



Metal + tlen → tlenek, np. $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$



Malowanie chroni żelazo przed korozją

Przykłady z wyjaśnieniem

Przykład 1. Jak otrzymać tlen w pracowni?

Do wody utlenionej (H_2O_2) dodać szczyptę MnO_2 (katalizator): $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$; gaz zbieramy nad wodą i sprawdzamy żarzącym się łuczywem.

Przykład 2. Jak sprawdzić, że w probówce jest wodór?

Zbliżyć wylot probówki do płomienia – słychać „szczeknięcie" (wybuch wodoru z powietrzem).

Zadania

1 **Napisz wzory tlenków.** ___ / 4 pkt

1. tlenek wapnia: _____
2. tlenek glinu: _____
3. tlenek krzemu(IV): _____
4. tlenek siarki(IV): _____

Substancje i ich przemiany – w praktyce

Tekst, źródło, doświadczenie lub sytuacja z życia

KARTA 4/6

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 17 pkt



Pamiętaj: gęstość $d = m : V$, np. 27 g : 10 cm³ = 2,7 g/cm³.

1 **Przeczytaj opis doświadczenia i wykonaj zadania.** ___ / 5 pkt

Żelazo i siarka

Uczniowie zmieszali opiłki żelaza z siarką. Za pomocą magnesu łatwo oddzielili żelazo. Następnie nową porcję mieszaniny nauczyciel ogrzał w probówce pod wyciągiem – mieszanina rozżarzyła się i powstała ciemna, krucha substancja. Tym razem magnes nie przyciągał produktu.

Tekst własny

1.1 **Wyjaśnij, dlaczego przed ogrzaniem można było oddzielić żelazo magnesem.** ___ / 2 pkt

1.2 **Rozstrzygnij, czy podczas ogrzewania zaszło zjawisko fizyczne, czy reakcja chemiczna. Uzasadnij odpowiedź.** ___ / 2 pkt

1.3 **Uzupełnij zdanie, wybierając właściwe określenie.** ___ / 1 pkt

Produkt reakcji to _____ (pierwiastek / związek chemiczny / mieszanina).

PIERWSZA ŁAWKA

Powietrze i reakcje chemiczne – w praktyce

Tekst, źródło, doświadczenie lub sytuacja z życia

KARTA 4/6

Imię i nazwisko: ..... Data: ..... Wynik: ..... / 16 pkt

Pamiętaj: w zadaniach do tekstu odpowiedź opieraj na tekście – podkreśl w nim zdania, o które pyta polecenie.

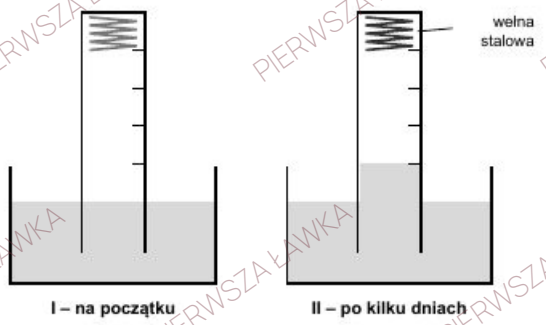
1 Przeczytaj opis doświadczenia, przeanalizuj rysunek i wykonaj zadania. ___ / 6 pkt

Ile tlenu jest w powietrzu?

Problem badawczy: jaką część objętości powietrza stanowi tlen? Hipoteza: tlen to ok. 1/5 objętości powietrza.

Żelazo rdzewieje, gdy styka się jednocześnie z tlenem i z wodą. Uczniowie włożyli na dno cylindra z podziałką (pięć równych części) zwilżoną wodą wełnę stalową, odwrócili cylinder dnem do góry i zanurzyli jego wylot w wodzie (rysunek I). Po kilku dniach wełna pokryła się rdzą, a woda w cylindrze się podniosła (rysunek II). Na koniec wprowadzono do cylindra płonące łuczywo – zgasło.

Tekst własny



1.1 Odczytaj z rysunku, jaką część objętości powietrza w cylindrze zajęła woda po kilku dniach. ___ / 1 pkt

1.2 Wyjaśnij, dlaczego woda weszła do cylindra. ___ / 2 pkt

1.3 Wyjaśnij, po co zwilżono wełnę stalową. ___ / 1 pkt

1.4 Rozstrzygnij, czy wyniki potwierdziły hipotezę, i sformułuj wniosek. ___ / 2 pkt

Atomy i układ okresowy – w praktyce

Tekst, źródło, doświadczenie lub sytuacja z życia

KARTA 4/6

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 12 pkt

Pamiętaj: w polu układu okresowego: liczba atomowa, symbol, nazwa i masa atomowa (u).

1 **Przeczytaj tekst i wykonaj zadania.** ___ / 4 pkt

Maria Skłodowska-Curie

Maria Skłodowska-Curie, uczona z Warszawy, pracowała w Paryżu. Dwukrotnie otrzymała Nagrodę Nobla: w 1903 r. z fizyki, a w 1911 r. z chemii. Żadna inna osoba nie zdobyła tej nagrody w dwóch różnych naukach przyrodniczych, a ona była też pierwszą kobietą wśród noblistów. Wraz z mężem Piotrem odkryła polon, któremu dała nazwę od Polski, oraz rad. Zajmowała się promieniotwórczością, czyli samorzutnym rozpadem jąder atomowych, któremu towarzyszy promieniowanie.

Tekst własny

1.1 **Podaj nazwy pierwiastków odkrytych przez Marię i Piotra Curie.** ___ / 1 pkt

1.2 **Na podstawie tekstu podaj, w jakich dwóch dziedzinach nauk przyrodniczych Maria Skłodowska-Curie otrzymała Nagrodę Nobla, i w których latach.** ___ / 2 pkt

1.3 **Rad ma liczbę atomową 88. Jego najtrwalszy izotop ma liczbę masową 226. Oblicz liczbę neutronów w jądrze tego atomu.** ___ / 1 pkt

2 **Przeanalizuj dane w tabeli i wykonaj zadania.** ___ / 5 pkt

Pierwiastki 3. okresu

Tabela zawiera dane o wybranych pierwiastkach 3. okresu układu okresowego.

Dane z układu okresowego

pierwiastek	Na	Mg	Al	P	S	Cl
liczba atomowa	11	12	13	15	16	17
liczba elektronów walencyjnych	1	2	3	5	6	7
rodzaj pierwiastka	metal	metal	metal	niemetal	niemetal	niemetal

2.1 **Opisz, jak zmienia się rodzaj pierwiastków w 3. okresie od lewej do prawej.** ___ / 1 pkt

2.2 **Wyjaśnij, dlaczego wszystkie te pierwiastki leżą w 3. okresie.** ___ / 1 pkt

2.3 **Na podstawie liczby elektronów walencyjnych podaj numer grupy.** ___ / 2 pkt

1. glin – grupa _____ 2. siarka – grupa _____

2.4 **Wskaż pierwiastek 3. okresu o najsilniejszym charakterze metalicznym.** ___ / 1 pkt

A. sód **B.** chlor **C.** glin **D.** siarka

Podgląd • Pierwsza Ławka

Wiązania chemiczne i równania reakcji – w praktyce

Tekst, źródło, doświadczenie lub sytuacja z życia

KARTA 4/6

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 16 pkt

1 **Przeczytaj opis doświadczenia i wykonaj zadania.** ___ / 5 pkt

Rozkład tlenku srebra(I)

Czarnobrunatny proszek – tlenek srebra(I) Ag_2O – ogrzewano w probówce. Na dnie i ściankach probówki pojawił się srebrzysty nalot srebra, a żarzące się łuczywo wprowadzone do probówki zapaliło się. Gdy przestano ogrzewać, rozkład ustał.

Tekst własny

1.1 **Uzgodnij równanie reakcji (wpisz współczynniki).** ___ / 1 pkt

_____ $Ag_2O \rightarrow$ _____ $Ag + O_2$

1.2 **Wskaż substrat i produkty reakcji oraz podaj nazwę gazu, który się wydzielał.** ___ / 2 pkt

1.3 **Rozłożono 232 g Ag_2O i otrzymano 216 g srebra. Oblicz, ile gramów tlenu powstało.** ___ / 1 pkt

1.4 **Rozstrzygnij, czy rozkład tlenku srebra(I) jest reakcją egzotermiczną, czy endotermiczną. Uzasadnij odpowiedź.** ___ / 1 pkt

2 **Przeczytaj tekst i wykonaj zadania.** ___ / 5 pkt

Spawanie szyn termitem

Szyny kolejowe łączy się, wsypując w formę mieszaninę termitową: sproszkowany glin i tlenek żelaza(III). Po zapaleniu zachodzi reakcja $2\ Al + Fe_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2\ Fe$. Wydziela się tyle ciepła, że powstające żelazo jest ciekłe i wypełnia szczelinę między szynami.

Tekst własny

2.1 **Wskaż substraty i produkty reakcji.** ___ / 1 pkt

2.2 **Rozstrzygnij, czy reakcja jest egzotermiczna, czy endotermiczna. Uzasadnij odpowiedź.** ___ / 1 pkt

2.3 **Sprawdź, czy równanie jest uzgodnione. Policz atomy każdego pierwiastka po obu stronach.** ___ / 1 pkt

2.4 **Zmieszano 54 g glinu i 160 g tlenku żelaza(III). Po reakcji otrzymano 102 g tlenku glinu i żelazo. Oblicz, ile gramów żelaza otrzymano.** ___ / 2 pkt

Podgląd • Pierwsza Ławka

Woda i roztwory wodne – w praktyce

Tekst, źródło, doświadczenie lub sytuacja z życia

KARTA 4/6

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 17 pkt

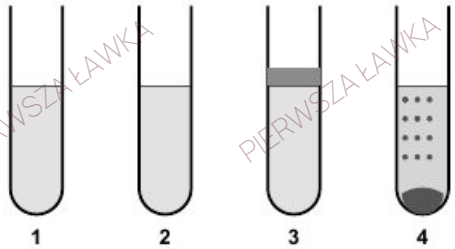
Pamiętaj: wody naturalne zawierają sole mineralne – jony Ca^{2+}, Mg^{2+}, Na^{+}, Cl^{-}.

1 Przeczytaj opis doświadczenia, przeanalizuj rysunek i wykonaj zadania. ___ / 7 pkt

Co rozpuszcza się w wodzie?

Problem badawczy: które z badanych substancji rozpuszczają się w wodzie? Do czterech probówek z 5 cm^3 wody uczniowie dodali po szczypcie lub kilka kropel substancji: 1 – sól kuchenna, 2 – cukier, 3 – olej jadalny, 4 – kreda. Probówki wstrząśnięto i odstawiono na 10 minut (rysunek).

Tekst własny



1.1 Na podstawie rysunku przyporządkuj substancje. ___ / 4 pkt

sól kuchenna cukier olej jadalny kreda

rozpuszczają się w wodzie	nie rozpuszczają się w wodzie

1.2 Wyjaśnij, dlaczego do każdej probówki wlano tyle samo wody. ___ / 1 pkt

1.3 Sformułuj wniosek z doświadczenia. ___ / 1 pkt

1.4 Uzupełnij zdanie, wybierając właściwe określenie. ___ / 1 pkt

Mieszanina kredy z wodą to _____ (roztwór właściwy / koloid / zawiesina).

Podgląd • Pierwsza Ławka

Tlen, wodór, tlenki i korozja – w praktyce

Tekst, źródło, doświadczenie lub sytuacja z życia

KARTA 4/6

Imię i nazwisko: Data: Wynik: ..... / 15 pkt

Pamiętaj: odczytując wartość z wykresu, prowadź linię od osi poziomej do krzywej, a potem do osi pionowej.

1 **Przeczytaj tekst i wykonaj zadania.** ___ / 4 pkt

Wodór – paliwo przyszłości?

Autobusy wodorowe jeżdżą już po ulicach kilku polskich miast. W ogniwie paliwowym wodór łączy się z tlenem z powietrza, a powstająca energia elektryczna napędza silnik. Z rury wydechowej wydobywa się tylko para wodna. Problemem jest otrzymywanie wodoru – najczęściej z gazu ziemnego, przy czym powstaje tlenek węgla(IV) – oraz jego bezpieczne magazynowanie, bo mieszanina wodoru z powietrzem jest wybuchowa.

Tekst własny

1.1 **Zapisz równanie reakcji zachodzącej w ogniwie paliwowym.** ___ / 1 pkt

1.2 **Wyjaśnij, dlaczego autobus wodorowy nie zanieczyszcza powietrza w mieście.** ___ / 1 pkt

1.3 **Podaj dwa problemy związane z wykorzystaniem wodoru jako paliwa.** ___ / 2 pkt

2 **Przeczytaj tekst i wykonaj zadania.** ___ / 4 pkt

Czad w łazience

W starych łazienkach wodę podgrzewa piecyk gazowy. Jeśli kratka wentylacyjna jest zasłonięta, do palnika dociera za mało tlenu i spalanie jest niecałkowite – powstaje tlenek węgla(II), czyli czad. To gaz bezbarwny i bezwonny, bardzo trujący. Dlatego w takich pomieszczeniach montuje się czujniki czadu.

Tekst własny

2.1 **Wyjaśnij, dlaczego czad jest szczególnie niebezpieczny.** ___ / 1 pkt

2.2 **Podaj dwa sposoby zapobiegania zatruciu czadem.** ___ / 2 pkt

2.3 **Podaj wzór i nazwę tlenku węgla powstającego podczas całkowitego spalania.** ___ / 1 pkt

Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Chemia, klasa 7 – pakiet 6 zestawów (36 kart pracy)

Podgląd pokazał 12 z 84 stron. Pełna wersja: 84 stron A4, PDF do druku i DOCX do edycji.

- Tlen, wodór, tlenki i korozja – zestaw 6 kart pracy z kluczem, klasa 7
- Atomy i układ okresowy – zestaw 6 kart pracy z kluczem, klasa 7
- Powietrze i reakcje chemiczne – zestaw 6 kart pracy z kluczem, klasa 7
- Wiązania chemiczne i równania reakcji – zestaw 6 kart pracy z kluczem, klasa 7
- Substancje i ich przemiany – zestaw 6 kart pracy z kluczem, klasa 7
- Woda i roztwory wodne – zestaw 6 kart pracy z kluczem, klasa 7

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-klasa-7-pakiet-zestawow-kart-pracy