

## **WYMAGANIA EDUKACYJNE Z CHEMII DLA KLASY II LICEUM OGÓLNOKSZTAŁCĄCEGO – ZAKRES ROZSZERZONY**

### **I. Zasady obowiązujące w ocenianiu:**

1. Każdy uczeń jest oceniany zgodnie z zasadami ujętymi w Statucie Szkoły.
2. Ocenie podlegają wszystkie formy aktywności ucznia.
3. Ocena jest jawna dla ucznia i rodzica (opiekuna prawnego). Na prośbę ucznia nauczyciel ustalając ocenę powinien ją uzasadnić.
4. Sprawdziany pisemne są obowiązkowe i zapowiadane z co najmniej tygodniowym wyprzedzeniem. Do sprawdzianu podawany jest zakres sprawdzanych umiejętności i wiadomości. Jeżeli z przyczyn losowych uczeń nie może pisać sprawdzianu w terminie ustalonym dla klasy, powinien uczynić to w terminie do 2 tygodni po przybyciu do szkoły. W przypadku odmowy pisania sprawdzianu pisemnego uczeń otrzymuje ocenę niedostateczną.
5. Każdy sprawdzian pisemny napisany na ocenę niedostateczną uczeń ma prawo poprawić w terminie ustalonym przez nauczyciela w ciągu 2 tygodni.
6. Przy poprawianiu sprawdzianów pisemnych i pisaniu ich w drugim terminie kryteria oceniania nie zmieniają się.
7. Kartkówki nie muszą być zapowiadane i nie podlegają poprawie.
8. Sprawdzone i ocenione prace nauczyciel omawia w klasie i daje do wglądu w terminie do 2 tygodni od przeprowadzonego sprawdzianu pisemnego.
9. Uczeń ma prawo w ciągu semestru do dwukrotnego zgłoszenia nieprzygotowania do lekcji, zgłoszenie nieprzygotowania nie dotyczy zapowiedzianych sprawdzianów pisemnych, po wykorzystaniu tego limitu nauczyciel może postawić ocenę niedostateczną.

10. Na koniec semestru nie przewiduje się dodatkowych sprawdzianów pisemnych zaliczeniowych (poza oceną niedostateczną).
11. Przy ocenianiu nauczyciel uwzględnia możliwości intelektualne ucznia, wkład pracy i zaangażowanie oraz orzeczenie z poradni.
12. Wszelkie udowodnione przypadki nieuczciwości skutkują punktami ujemnymi z zachowania oraz ponownym pisaniem sprawdzianu.
13. O zagrażającej ocenie niedostatecznej uczeń i jego rodzice informowani są co najmniej na tydzień przed klasyfikacyjną radą pedagogiczną.
14. Uczeń, który otrzymał ocenę niedostateczną na koniec I semestru, jest zobowiązany do uzupełnienia wiadomości oraz umiejętności, które były wymagane w I półroczu, i w terminie uzgodnionym z nauczycielem poddać się ocenie.
15. Przy wystawianiu ocen semestralnej i rocznej brane będą pod uwagę wszystkie oceny częściowe.
16. Wszelkie kwestie sporne będą rozstrzygane zgodnie ze Statutem Szkoły lub rozporządzeniem MEN dotyczącym oceniania, klasyfikowania i promowania uczniów.
17. Uczeń, który uważa, że ustalona przez nauczyciela pozytywna ocena klasyfikacyjna roczna jest zaniżona może wystąpić o przeprowadzenie egzaminu sprawdzającego za zgodą i w wyznaczonym przez dyrektora terminie.
18. Warunki i tryb uzyskania oceny z przedmiotu wyższej niż przewidywana określa §34 Statutu IV LO

## **II. Formy sprawdzania i oceniania osiągnięć uczniów:**

1. Sprawdziany pisemne ( minimum 2 w semestrze dla poziomu rozszerzonego liceum ).
2. Kartkówki lub odpowiedzi ustne (minimum 2 w semestrze dla poziomu rozszerzonego w liceum).
3. Praca domowa.
4. Aktywność na lekcji.
5. Praca laboratoryjna.
6. Praca długoterminowa ( projekty ), prace dodatkowe, referaty.
7. Udział w konkursach.
8. Inne formy wskazane przez nauczyciela.

### III. Zasady oceniania poszczególnych form

#### •Sprawdzian pisemny

1. Sprawdzian pisemny planuje się po zakończeniu każdego działu lub w jego trakcie, jeżeli obejmuje on dużą partię materiału.
2. Sprawdzian pisemny poprzedzony jest lekcją powtórzeniową z przypomnieniem wymagań programowych obowiązujących na sprawdzianie.
3. Każdy sprawdzian pisemny zawiera zadania z różnych poziomów wymagań.
4. Każdy uczeń ma obowiązek napisać wszystkie prace klasowe w terminie wyznaczonym przez nauczyciela.
4. Przy ocenianiu sprawdzianu pisemnego stosuje się kryterium punktowe przeliczając na ocenę szkolną według poniższej tabeli:

| <b>Sprawdzian</b> -Poziom rozszerzony |
|---------------------------------------|
| celujący – 96 – 100%                  |
| +bardzo dobry 93-95%                  |
| bardzo dobry – 89 – 92%               |
| -bardzo dobry -86-88%                 |
| +dobry - 81-85%                       |
| dobry – 76 – 80%                      |
| -dobry - 71-75%                       |
| +dostateczny- 64-70%                  |

|                             |
|-----------------------------|
| dostateczny – 56 – 63%      |
| -dostateczny – 49 -55%      |
| +dopuszczający- 45- 48%     |
| dopuszczający – 40 – 44%    |
| -dopuszczający – 36 – 39%   |
| + niedostateczny – 31 – 35% |
| niedostateczny – 0 – 30%    |

5. Każdy sprawdzian pisemny jest oceniany w ciągu 2 tygodni.

6. Zadania z prac pisemnych są omawiane na lekcji.

7. Uczeń i jego rodzice mają prawo wglądu do prac na terenie Zespołu Szkół Ogólnokształcących nr 1, prace te są przechowywane przez nauczyciela do końca roku szkolnego.

• *Kartkówki*

1. Mają na celu szybkie sprawdzenie wiadomości zarówno teoretycznych, jak i praktycznych oraz kontrolę samodzielności wykonywania prac domowych.

2. Obejmują zakres wiadomości i umiejętności z 2 - 3 ostatnich tematów lub pewnej krótkiej partii materiału stanowiącej jedną całość.

3. Oceniane są według tabeli zamieszczonej w punkcie 4. dotyczącym sprawdzianów pisemnych z wyłączeniem oceny celującej.

• *Odpowiedzi ustne*

1. Odpowiedź ustną oceniamy przynajmniej jeden raz w roku szkolnym.

2. Zakres odpowiedzi obejmuje wiadomości i umiejętności z ostatnich trzech lekcji.
3. Uczeń może zgłosić dwa nieprzygotowania w ciągu półrocza; zgłoszenia przez ucznia nieprzygotowania po wywołaniu go do odpowiedzi skutkuje otrzymaniem przez niego oceny niedostatecznej.
4. Pytania, na które udzielana jest odpowiedź powinny obejmować różne poziomy wymagań.
5. Ocena z odpowiedzi jest jawna i uzasadniona przez nauczyciela na bieżąco na prośbę ucznia.

• *Praca domowa*

1. Praca domowa podlega ocenie, brak pracy domowej skutkuje odpytaniem z materiału koniecznego do jego rozwiązania.
2. Ocena z pracy domowej nie podlega poprawie.
3. Oceniana jest zawartość rzeczowa, poprawność rozwiązania, nieszablonowy sposób rozwiązywania.
4. Uczeń nie otrzymuje oceny niedostatecznej za błędne rozwiązanie pracy domowej.

• *Aktywność na lekcji*

1. Ocena aktywności na lekcji obejmuje:

- aktywność pozytywną: odpowiedzi na pytania problemowe aktywny udział w trakcie lekcji powtórzeniowej aktywną pracę w grupie poszukiwanie materiałów związanych z bieżącymi tematami zajęć.

Aktywność ta oceniana jest w skali 4 - 5, krótkie odpowiedzi za pomocą plusów (+), pięć oznacza ocenę bardzo dobry.

- aktywność negatywną: brak dyscypliny podczas zajęć, niewykonywanie poleceń nauczyciela, zakłócanie pracy innym uczniom

Aktywność ta jest odnotowywana za pomocą minusów (-),

- wykonanie doświadczeń dotyczy eksperymentalnego zilustrowania zagadnień omawianych podczas zajęć lekcyjnych, kształci umiejętność samodzielnego projektowania eksperymentu, stawiania hipotez i ich weryfikację.

• *Prace długoterminowe ( projekty ), prace dodatkowe*

1. Prace długoterminowe to prace wykonywane po zajęciach lekcyjnych, często wykraczające poza zakres treści programowych.
2. Opracowanie referatu polega na jego przygotowaniu i prezentacji

3. Wspólnie z uczniami ustalane są: obszar zagadnień, terminy realizacji oraz kryteria oceniania.
4. Ocenie podlegają:
  - współpraca w grupie i wkład pracy poszczególnych członków grupy ( w przypadku prac grupowych );
  - wykorzystanie źródeł informacji;
  - trafność doboru treści;
  - estetyka wykonania;
  - sposób prezentacji;
  - wywiązanie się z ustalonych terminów.

• *Udział w konkursach*

1. Udział w konkursach jest nieobowiązkowy i dobrowolny.
2. Uczniowie biorący udział w konkursach wieloetapowych za zakwalifikowanie się do kolejnego etapu otrzymują nagrodę ( np. w postaci oceny ).
3. Uczniowie biorący udział w konkursach jednoetapowych za odpowiednią liczbę punktów ustaloną przez nauczyciela otrzymują ocenę, która jest dla nich pozytywna.

#### **IV. Sposoby dokumentowania osiągnięć uczniów.**

Dokumentowanie osiągnięć uczniów może być prowadzone poprzez:

- wpisywanie ocen cząstkowych, semestralnych i rocznych w dzienniku lekcyjnym;
- wpisy ocen rocznych w arkuszach ocen;
- przechowywanie ocenionych sprawdzianów pisemnych i kartkówek do końca roku szkolnego;
- przechowywanie w miarę możliwości lokalowych w szkole prac i pomocy wykonanych przez uczniów.

#### **V. Formy przekazywania informacji zwrotnej.**

1. Nauczyciel – uczeń:

- nauczyciel informuje uczniów o wymaganiach i kryteriach oceniania na początku roku szkolnego

- nauczyciel motywuje uczniów do dalszej pracy;
- nauczyciel informuje uczniów na bieżąco o ich postępach w nauce.

## 2. Nauczyciel – rodzice:

- na początku każdego roku szkolnego nauczyciel poprzez uczniów informuje Rodziców (opiekunów prawnych) o wymaganych kryteriach oceniania;
- informacja o postępach w nauce jest przekazywana rodzicom (opiekunom prawnym) poprzez osobę wychowawcy w formie kartki z ocenami
- oraz za pośrednictwem e-dziennika na prośbę rodzica (opiekuna prawnego )
- nauczyciel informuje o aktualnych postępach w nauce ucznia;
- nauczyciel dostarcza informacji o trudnościach w nauce;
- nauczyciel dostarcza informacji o uzdolnieniach ucznia;
- nauczyciel daje wskazówki do pracy z uczniem.

## 3. Nauczyciel – wychowawca klasy – dyrektor:

- nauczyciel informuje wychowawcę klasy o aktualnych osiągnięciach ucznia;
- nauczyciel lub wychowawca klasy informuje dyrekcję, pedagoga lub psychologa o aktualnych sytuacjach wymagających jego zdaniem interwencji.

## **VI. Kryteria wystawiania oceny semestralnej i rocznej.**

1. Wystawiając ocenę semestralną i roczną bierzemy pod uwagę wszystkie oceny cząstkowe.
2. Ocena semestralna i roczna nie jest średnią arytmetyczną ocen cząstkowych.
3. Najważniejsze są oceny ze sprawdzianów pisemnych.
4. Oceny są jawne dla ucznia i jego rodziców ( opiekunów prawnych ).

## **VII. Sposoby poprawiania ocen i uzupełniania braków.**

1. Uczeń zgłasza chęć poprawienia oceny ze sprawdzianów pisemnych.
2. Uczeń nieobecny w szkole ma obowiązek uzupełnienia wiadomości w terminie ustalonym z nauczycielem.
3. Uczeń po zapoznaniu się z zaproponowaną przez nauczyciela oceną zgłasza chęć poprawy oceny semestralnej / rocznej w terminie do 7 dni.

4. Uczeń otrzymuje zakres materiału, który musi opanować na ocenę dopuszczającą lub na ocenę, którą chciałby uzyskać.
5. Egzamin poprawkowy składa się z części pisemnej i części ustnej.

## **OGÓLNE KRYTERIA OCENIANIA Z CHEMII**

### Na ocenę dopuszczającą uczeń:

- rozróżnia i wymienia podstawowe pojęcia chemiczne;
- rozróżnia i podaje własnymi słowami treść podstawowych praw i zależności chemicznych;
- podaje poznane przykłady zastosowań praw i zjawisk chemicznych w życiu codziennym;
- oblicza, korzystając z definicji, podstawowe wielkości chemiczne;
- planuje i wykonuje najprostsze doświadczenia.

### Na ocenę dostateczną uczeń:

- rozróżnia i wymienia pojęcia chemiczne;
- rozróżnia i podaje treść (własnymi słowami) praw i zależności chemicznych;
- podaje przykłady zastosowań praw i zjawisk chemicznych;
- podaje przykłady wpływu praw i zjawisk chemicznych na nasze codzienne życie;
- rozwiązuje proste zadania, wykonując obliczenia dowolnym poprawnym sposobem;
- planuje i wykonuje proste doświadczenia i obserwacje;
- analizuje wyniki przeprowadzanych doświadczeń oraz formułuje wnioski z nich wynikające;
- samodzielnie wyszukuje informacje na zadany temat we wskazanych źródłach informacji (np. książkach, czasopiśmie, Internecie), a następnie prezentuje wyniki swoich poszukiwań;

### Na ocenę dobrą uczeń:

- wyjaśnia zjawiska chemiczne za pomocą praw przyrody;
- rozwiązuje zadania i problemy teoretyczne, stosując obliczenia;



- planuje i wykonuje doświadczenia,
- analizuje otrzymane wyniki oraz formułuje wnioski wynikające z doświadczeń; samodzielnie wyszukuje informacje w różnych źródłach (np. książkach, czasopismach i Internecie) oraz ocenia krytycznie znalezione informacje.

Na ocenę bardzo dobrą uczeń:

- rozwiązuje trudniejsze zadania problemowe,
- przewiduje rozwiązanie na podstawie analizy podobnego problemu bądź
- udowadnia postawioną tezę poprzez projektowanie serii doświadczeń; rozwiązuje trudniejsze zadania rachunkowe, stosując niezbędny aparat matematyczny, posługując się zapisem symbolicznym;
- racjonalnie wyraża opinie
- uczestniczy w dyskusji na tematy związane z osiągnięciami współczesnej nauki i techniki.

Na ocenę celującą uczeń:

- rozwiązuje trudne zadania problemowe, rachunkowe i doświadczalne,
- stosuje nietypowe rozwiązania,
- w wysokim stopniu opanował materiał ,
- biegłe posługuje się zdobytą wiedzą lub uczestniczy i osiąga wysokie wyniki w Konkursach i Olimpiadach.
- 

Szczegółowe wymagania są także przypominane na bieżąco przed zapowiedzianymi sprawdzianami.

## **WYMAGANIA EDUKACYJNE NA PODSTAWIE PODSTAWY PROGRAMOWEJ KSZTAŁCENIA Z CHEMII DLA KLASY II LO W ZAKRESIE ROZSZERZONYM**

### **Cele kształcenia – wymaganie ogólne**

I.

Wykorzystanie i tworzenie informacji.

Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, biegle wykorzystuje nowoczesne technologie informatyczne do pozyskiwania, przetwarzania, tworzenia i prezentowania informacji. Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji.

II.

Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.

Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i ich związków chemicznych; dostrzega zależności pomiędzy budową substancji a jej właściwościami fizycznymi i chemicznymi; stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych i planuje eksperymenty dla ich weryfikacji; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy.

III.

Opanowanie czynności praktycznych.

Uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi, projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne.

## Treści nauczania – wymagania szczegółowe

### 1. Stechiometria

| Ocena dopuszczająca<br>[1]   | Ocena dostateczna<br>[1 + 2]   | Ocena dobra<br>[1 + 2 + 3]   | Ocena bardzo dobra<br>[1 + 2 + 3 + 4]   |
|--|--|--|---|
| <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– definiuje pojęcia <i>mol</i> i <i>masa molowa</i></li> <li>– wykonuje bardzo proste obliczenia związane z pojęciami <i>mol</i> i <i>masa molowa</i></li> <li>– podaje treść prawa Avogadra</li> <li>– wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z pojęciem masy molowej (z zachowaniem stechiometrycznych ilości substratów i produktów reakcji chemicznej)</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– wyjaśnia pojęcie <i>objętość molowa gazów</i></li> <li>– wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>mol</i>, <i>masa molowa</i>, <i>objętość molowa gazów w warunkach normalnych</i></li> <li>– interpretuje równania reakcji chemicznych na sposób cząsteczkowy, molowy, ilościowo w masach molowych, ilościowo w objętościach molowych (gazy) oraz ilościowo w liczbach cząsteczek</li> <li>– wyjaśnia, na czym polegają obliczenia stechiometryczne</li> <li>– wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– wyjaśnia pojęcia <i>liczba Avogadra</i> i <i>stała Avogadra</i></li> <li>– wykonuje obliczenia związane z pojęciami: <i>mol</i>, <i>masa molowa</i>, <i>objętość molowa gazów</i>, <i>liczba Avogadra</i> (o większym stopniu trudności)</li> <li>– wyjaśnia pojęcie <i>wydajność reakcji chemicznej</i></li> <li>– oblicza skład procentowy związków chemicznych</li> <li>– wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a gazem rzeczywistym</li> <li>– podaje równanie Clapeyrona</li> <li>– wyjaśnia różnicę między wzorem elementarnym (empirycznym) a wzorem rzeczywistym związku chemicznego</li> <li>– rozwiązuje proste zadania związane z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– porównuje gęstości różnych gazów, znając ich masy molowe</li> <li>– wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu trudności)</li> <li>– wykonuje obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych</li> <li>– wykonuje obliczenia umożliwiające określenie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych (o znacznym stopniu trudności)</li> <li>– stosuje równanie Clapeyrona do obliczenia objętości lub liczby moli gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury</li> <li>– wykonuje obliczenia stechiometryczne z zastosowaniem równania Clapeyrona</li> </ul> |

### 2. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

| Ocena dopuszczająca | Ocena dostateczna | Ocena dobra | Ocena bardzo dobra |
|---------------------|-------------------|-------------|--------------------|
|                     |                   |             |                    |

| [1]   | [1 + 2]  | [1 + 2 + 3]  | [1 + 2 + 3 + 4]   |
|---|--|--|---|
| <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– definiuje pojęcie <i>stopień utlenienia pierwiastka chemicznego</i></li> <li>– wymienia reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych</li> <li>– określa stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach prostych związków chemicznych</li> <li>– definiuje pojęcia: <i>reakcja utleniania-redukcji (redoks), utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja</i></li> <li>– zapisuje proste schematy bilansu elektronowego</li> <li>– wskazuje w prostych reakcjach redoks utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji</li> <li>– wymienia najważniejsze reduktory stosowane w przemyśle</li> <li>– definiuje pojęcie <i>ogniwo galwaniczne</i> i podaje zasadę jego działania</li> <li>– opisuje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella</li> <li>– definiuje pojęcie <i>półogniwo</i></li> <li>– omawia procesy korozji chemicznej oraz korozji elektrochemicznej metali</li> <li>– wymienia metody zabezpieczania metali przed korozją</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– oblicza zgodnie z regułami stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach związków nieorganicznych, organicznych oraz jonowych</li> <li>– wymienia przykłady reakcji redoks oraz wskazuje w nich utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji</li> <li>– dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w prostych równaniach reakcji redoks</li> <li>– wyjaśnia, na czym polega otrzymywanie metali z rud z zastosowaniem reakcji redoks</li> <li>– wyjaśnia pojęcia <i>szereg aktywności metali i reakcja dysproporcjonowania</i></li> <li>– zapisuje równania reakcji chemicznych zachodzących w ogniwie Daniella</li> <li>– wyjaśnia pojęcie <i>siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)</i></li> <li>– wyjaśnia pojęcie <i>normalna elektroda wodorowa</i></li> <li>– podaje przykłady półogniw i ogniw galwanicznych</li> <li>– wyjaśnia pojęcia <i>potencjał standardowy półogniwa i szereg elektrochemiczny metali</i></li> <li>– omawia proces elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów i stopionych soli</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej</i></li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów</li> <li>– analizuje równania reakcji chemicznych i określa, które z nich są reakcjami redoks</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i podaje jego interpretację elektronową</li> <li>– dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w równaniach reakcji redoks, w tym w reakcjach dysproporcjonowania</li> <li>– określa, które pierwiastki chemiczne w stanie wolnym lub w związkach chemicznych mogą być utleniaczami, a które reduktorami</li> <li>– wymienia zastosowania reakcji redoks w przemyśle</li> <li>– oblicza siłę elektromotoryczną dowolnego ogniwa, korzystając z szeregu napięciowego metali</li> <li>– zapisuje równania reakcji elektrodowych dla roztworów wodnych i stopionych soli</li> <li>– wyjaśnia różnicę między ogniwem odwracalnym i nieodwracalnym oraz podaje przykłady takich ogniw</li> <li>– opisuje budowę, zasadę działania i zastosowania źródeł prądu stałego</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Elektroliza kwasu chlorowodorowego</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– określa stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach i jonach złożonych</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I)</i></li> <li>– zapisuje równanie reakcji miedzi z azotanem(V) srebra(I) i metodą bilansu elektronowego dobiera współczynniki stechiometryczne</li> <li>– analizuje szereg aktywności metali i przewiduje przebieg reakcji chemicznych różnych metali z wodą, kwasami i solami</li> <li>– zapisuje równania reakcji redoks i ustala współczynniki stechiometryczne metodą jonowo-elektronową</li> <li>– wyjaśnia różnicę między przebiegiem procesów elektrodowych w ogniwach i podczas elektrolizy</li> <li>– przewiduje kierunek przebiegu reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw</li> <li>– zapisuje i rysuje schemat ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego</li> <li>– przewiduje produkty elektrolizy wodnych roztworów kwasów, zasad i soli</li> </ul> |

|  |  |   |  |
|--|--|---|--|
|  |  | – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II)</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych |  |
|--|--|---|--|

### 3. Roztwory

| Ocena dopuszczająca<br>[1]   | Ocena dostateczna<br>[1 + 2]   | Ocena dobra<br>[1 + 2 + 3]   | Ocena bardzo dobra<br>[1 + 2 + 3 + 4]  |
|--|--|--|--|
| <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– definiuje pojęcia: <i>roztwór, mieszanina jednorodna (homogeniczna), mieszanina niejednorodna (heterogeniczna), rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana, roztwór właściwy, zawiesina, roztwór nasycony, roztwór nienasycony, roztwór przesycony, rozpuszczanie, rozpuszczalność, krystalizacja</i></li> <li>– wymienia metody rozdzielania na składniki mieszanin niejednorodnych i jednorodnych</li> <li>– sporządza wodne roztwory substancji</li> <li>– wymienia czynniki przyspieszające rozpuszczanie substancji w wodzie</li> <li>– wymienia przykłady roztworów znanych z życia codziennego</li> <li>– definiuje pojęcia: <i>koloid (zol), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja</i></li> <li>– wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin</li> <li>– odczytuje z wykresu rozpuszczalności informacje na temat wybranej substancji</li> <li>– definiuje pojęcia <i>stężenie procentowe i stężenie molowe</i></li> <li>– wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami <i>stężenie procentowe i stężenie molowe</i></li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– wyjaśnia pojęcia: <i>koloid (zol), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja, koloid liofobowy, koloid liofilowy, efekt Tyndalla</i></li> <li>– wymienia przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej</li> <li>– omawia sposoby rozdzielania roztworów właściwych (substancji stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki</li> <li>– wymienia zastosowania koloidów</li> <li>– wyjaśnia mechanizm rozpuszczania substancji w wodzie</li> <li>– wyjaśnia różnicę między rozpuszczaniem a roztwarzaniem</li> <li>– wyjaśnia różnicę między rozpuszczalnością a szybkością rozpuszczania substancji</li> <li>– sprawdza doświadczalnie wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji</li> <li>– odczytuje z wykresów rozpuszczalności informacje na temat różnych substancji</li> <li>– wyjaśnia proces krystalizacji</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne mające na celu wyhodowanie kryształów wybranej substancji</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– dokonuje podziału roztworów (ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej) na roztwory właściwe, zawiesiny i koloidy</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (substancji stałych w cieczach) na składniki</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie</i> oraz formułuje wniosek</li> <li>– analizuje wykresy rozpuszczalności różnych substancji</li> <li>– wyjaśnia, w jaki sposób można otrzymać układy koloidalne (kondensacja, dyspersja)</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Koagulacja białka</i> oraz określa właściwości roztworu białka jaja</li> <li>– sporządza roztwór nasycony i nienasycony wybranej substancji w określonej temperaturze, korzystając z wykresu rozpuszczalności tej substancji</li> <li>– wymienia zasady postępowania podczas sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym lub molowym</li> <li>– wykonuje obliczenia związane z pojęciami <i>stężenie procentowe i stężenie molowe</i>,</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie i benzynie</i> oraz określa, od czego zależy rozpuszczalność substancji</li> <li>– wymienia przykłady substancji tworzących układy koloidalne przez kondensację lub dyspersję</li> <li>– projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Obserwacja wiązki światła przechodzącej przez roztwór właściwy i zol</i> oraz formułuje wniosek</li> <li>– wymienia sposoby otrzymywania roztworów nasyconych z roztworów nienasyconych i odwrotnie, korzystając z wykresów rozpuszczalności substancji</li> <li>– wykonuje odpowiednie obliczenia chemiczne, a następnie sporządza roztwory o określonym stężeniu procentowym i molowym, zachowując poprawną kolejność wykonywanych czynności</li> <li>– oblicza stężenie procentowe lub molowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach</li> <li>– oblicza stężenia procentowe roztworów hydratów</li> <li>– przelicza stężenia procentowe i molowe</li> </ul> |

|  |  |                                    |  |
|--|--|------------------------------------|--|
|  | <ul style="list-style-type: none"> <li>wykonuje obliczenia związane z pojęciami <i>stężenie procentowe</i> i <i>stężenie molowe</i></li> </ul> | z uwzględnieniem gęstości roztworu | roztworów <ul style="list-style-type: none"> <li>przelicza zawartość substancji w roztworze wyrażoną za pomocą stężenia procentowego na stężenia w ppm i ppb oraz podaje zastosowania tych jednostek</li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii</i></li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Ekstrakcja jodu z jodku potasu</i></li> </ul> |
|--|--|------------------------------------|--|

#### 4. Kinetyka chemiczna i termochemia

| Ocena dopuszczająca<br>[1]  | Ocena dostateczna<br>[1 + 2]  | Ocena dobra<br>[1 + 2 + 3]   | Ocena bardzo dobra<br>[1 + 2 + 3 + 4]  |
|---|---|--|--|
| Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> <li>definiuje pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany, energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces endoenergetyczny, proces egzoenergetyczny</i></li> <li>definiuje pojęcia: <i>szybkość reakcji chemicznej, energia aktywacji, kataliza, katalizator, równanie termochemiczne</i></li> <li>wymienia rodzaje katalizy</li> <li>wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej</li> <li>określa warunki standardowe</li> <li>podaje treść reguły Lavoisiera–Laplace’a i prawa Hessa</li> <li>definiuje pojęcie <i>okres półtrwania reakcji chemicznej</i></li> </ul> | Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> <li>wyjaśnia pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany, energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces egzoenergetyczny, proces endoenergetyczny, praca, ciepło, energia całkowita układu</i></li> <li>wyjaśnia pojęcia: <i>teoria zderzeń aktywnych, kompleks aktywny, równanie kinetyczne reakcji chemicznej</i></li> <li>omawia wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej</li> <li>podaje treść reguły van't Hoffa</li> <li>wykonuje proste obliczenia chemiczne z zastosowaniem reguły van't Hoffa</li> <li>wyjaśnia pojęcie <i>równanie termochemiczne</i></li> <li>wyjaśnia pojęcia <i>standardowa entalpia tworzenia</i> i <i>standardowa entalpia spalania</i></li> <li>wyjaśnia pojęcie <i>temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej</i></li> </ul> | Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> <li>przeprowadza reakcje będące przykładami procesów egzoenergetycznych i endoenergetycznych oraz wyjaśnia istotę zachodzących procesów</li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie</i></li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym</i></li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie</i></li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym</i></li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)</i></li> <li>wyjaśnia pojęcia <i>szybkość reakcji chemicznej</i> i <i>energia aktywacji</i></li> <li>zapisuje równania kinetyczne reakcji chemicznych</li> <li>udowadnia wpływ temperatury, stężenia substratu, rozdrobnienia substancji</li> </ul> | Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> <li>udowadnia, że reakcje egzoenergetyczne należą do procesów samorzutnych, a reakcje endoenergetyczne do procesów wymuszonych</li> <li>wyjaśnia pojęcie <i>entalpia</i></li> <li>kwalifikuje podane przykłady reakcji chemicznych do reakcji egzoenergetycznych (<math>\Delta H &lt; 0</math>) lub endoenergetycznych (<math>\Delta H &gt; 0</math>) na podstawie różnicy entalpii substratów i produktów</li> <li>wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęć: <i>szybkość reakcji chemicznej, równanie kinetyczne, reguła van't Hoffa</i></li> <li>udowadnia zależność między rodzajem reakcji chemicznej a zasobem energii wewnętrznej substratów i produktów</li> <li>wyjaśnia różnicę między katalizą homogeniczną, katalizą heterogeniczną i autokatalizą oraz podaje zastosowania tych procesów</li> </ul> |

|  |   |  |  |
|--|---|--|--|
|  | <ul style="list-style-type: none"> <li>– omawia proces biokatalizy i wyjaśnia pojęcie <i>biokatalizatory</i></li> <li>– wyjaśnia pojęcie <i>aktywatory</i></li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>i katalizatora na szybkość wybranych reakcji chemicznych, przeprowadzając odpowiednie doświadczenia chemiczne</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozdrobnienie substratów a szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczna synteza jodku magnezu</i> i formułuje wniosek</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczny rozkład nadtlenu wodoru</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek</li> <li>– określa zmianę energii reakcji chemicznej przez kompleks aktywny</li> <li>– porównuje rodzaje katalizy i podaje ich zastosowania</li> <li>– wyjaśnia, co to są <i>inhibitory</i> oraz podaje ich przykłady</li> <li>– wyjaśnia różnicę między katalizatorem a inhibitorem</li> <li>– rysuje wykres zmian stężenia substratów i produktów oraz szybkości reakcji chemicznej w funkcji czasu</li> <li>– zapisuje ogólne równania kinetyczne reakcji chemicznych i na ich podstawie określa rząd tych reakcji chemicznych</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>– stosuje prawo Hessa w obliczeniach termochemicznych</li> <li>– dokonuje obliczeń termochemicznych z wykorzystaniem równania termochemicznego</li> </ul> |
|--|---|--|--|

## 5. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

| Ocena dopuszczająca<br>[1]   | Ocena dostateczna<br>[1 + 2]   | Ocena dobra<br>[1 + 2 + 3]  | Ocena bardzo dobra<br>[1 + 2 + 3 + 4]   |
|--|--|---|---|
| <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>definiuje pojęcia <i>elektrolity</i> i <i>nielektrolity</i></li> <li>podaje założenia teorii dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) Arrheniusa w odniesieniu do kwasów, zasad i soli</li> <li>definiuje pojęcia: <i>reakcja odwracalna</i>, <i>reakcja nieodwracalna</i>, <i>stan równowagi chemicznej</i>, <i>stała dysocjacji elektrolitycznej</i>, <i>hydroliza soli</i></li> <li>podaje treść prawa działania mas</li> <li>podaje treść reguły przekory Le Chateliera–Brauna</li> <li>zapisuje proste równania dysocjacji jonowej elektrolitów i podaje nazwy powstających jonów</li> <li>definiuje pojęcie <i>stopień dysocjacji elektrolitycznej</i></li> <li>wymienia przykłady elektrolitów mocnych i słabych</li> <li>wyjaśnia, na czym polega reakcja zobojętniania i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej</li> <li>wskazuje w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie związki chemiczne trudno rozpuszczalne</li> <li>zapisuje proste równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej</li> <li>definiuje pojęcie <i>odczyn roztworu</i></li> <li>wymienia podstawowe wskaźniki kwasowo-zasadowe (pH) i omawia ich zastosowania</li> <li>wyjaśnia, co to jest skala pH i w jaki sposób można z niej korzystać</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>wyjaśnia kryterium podziału substancji na elektrolity i nielektrolity</li> <li>wyjaśnia rolę cząsteczek wody jako dipoli w procesie dysocjacji elektrolitycznej</li> <li>podaje założenia teorii Brønsteda–Lowry’ego w odniesieniu do kwasów i zasad</li> <li>podaje założenia teorii Lewisa w odniesieniu do kwasów i zasad</li> <li>zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli z uwzględnieniem dysocjacji wielostopniowej</li> <li>wyjaśnia kryterium podziału elektrolitów na mocne i słabe</li> <li>porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji</li> <li>wymienia przykłady reakcji odwracalnych i nieodwracalnych</li> <li>zapisuje wzór matematyczny przedstawiający treść prawa działania mas</li> <li>podaje przykłady wyjaśniające regułę przekory</li> <li>wymienia czynniki wpływające na stan równowagi chemicznej</li> <li>zapisuje wzory matematyczne na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej i stałej dysocjacji elektrolitycznej</li> <li>wymienia czynniki wpływające na wartość stałej dysocjacji elektrolitycznej i stopnia dysocjacji elektrolitycznej</li> <li>zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych</i> oraz dokonuje podziału substancji na elektrolity i nielektrolity</li> <li>wyjaśnia założenia teorii Brønsteda–Lowry’ego w odniesieniu do kwasów i zasad oraz wymienia przykłady kwasów i zasad według znanych teorii</li> <li>stosuje prawo działania mas na konkretnym przykładzie reakcji odwracalnej, np. dysocjacji słabych elektrolitów</li> <li>wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęcia <i>stopień dysocjacji</i></li> <li>stosuje regułę przekory w konkretnych reakcjach chemicznych</li> <li>porównuje przewodnictwo elektryczne roztworów różnych kwasów o takich samych stężeniach i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych</li> <li>projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu zbadanie przewodnictwa roztworów kwasu octowego o różnych stężeniach oraz interpretuje wyniki doświadczenia chemicznego</li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcje zobojętniania zasad kwasami</i></li> <li>zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego</li> <li>projektuje doświadczenie chemiczne</li> </ul> | <p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>omawia na dowolnych przykładach kwasów i zasad różnice w interpretacji dysocjacji elektrolitycznej według teorii Arrheniusa, Brønsteda–Lowry’ego i Lewisa</li> <li>stosuje prawo działania mas w różnych reakcjach odwracalnych</li> <li>przewiduje warunki przebiegu konkretnych reakcji chemicznych w celu zwiększenia ich wydajności</li> <li>wyjaśnia proces dysocjacji jonowej z uwzględnieniem roli wody w tym procesie</li> <li>wyjaśnia przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów oraz zasadowego odczynu roztworów wodorotlenków; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych</li> <li>zapisuje równania dysocjacji jonowej, używając wzorów ogólnych kwasów, zasad i soli</li> <li>analizuje zależność stopnia dysocjacji od rodzaju elektrolitu i stężenia roztworu</li> <li>wykonuje obliczenia chemiczne, korzystając z definicji stopnia dysocjacji</li> <li>omawia istotę reakcji zobojętniania i strącania osadów oraz podaje zastosowania tych reakcji chemicznych</li> <li>wyjaśnia zależność między pH a iloczynem jonowym wody</li> <li>posługuje się pojęciem pH w odniesieniu do odczynu roztworu i stężenia jonów <math>H^+</math> i <math>OH^-</math></li> <li>przewiduje odczyn wodnych roztworów soli, zapisuje równania reakcji hydrolizy w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj</li> </ul> |



|  |   |  |   |
|--|---|--|---|
|  | <ul style="list-style-type: none"> <li>– analizuje tabelę rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów</li> <li>– zapisuje równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej</li> <li>– wyjaśnia pojęcie <i>iloczyn jonowy wody</i></li> <li>– wyznacza pH roztworów z użyciem wskaźników kwasowo-zasadowych oraz określa ich odczyn</li> <li>– wyjaśnia, na czym polega reakcja hydrolizy soli</li> <li>– tłumaczy właściwości sorpcyjne oraz kwasowość gleby</li> <li>– wyjaśnia korzyści i zagrożenia wynikające ze stosowania środków ochrony roślin</li> <li>– wyjaśnia pojęcie <i>iloczyn rozpuszczalności substancji</i></li> </ul> | <p><i>Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli</i></li> <li>– bada odczyn wodnych roztworów soli i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych</li> <li>– przewiduje na podstawie wzorów soli, które z nich ulegają reakcji hydrolizy, oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy</li> <li>– zapisuje równania reakcji hydrolizy soli w postaci cząsteczkowej i jonowej</li> <li>– wyjaśnia znaczenie reakcji zobojętniania w stosowaniu dla działania leków na nadkwasotę podaje treść prawa rozcieńczeń Ostwalda i przedstawia jego zapis w sposób matematyczny</li> <li>– określa zależność między wartością iloczynu rozpuszczalności a rozpuszczalnością soli w danej temperaturze</li> <li>– wyjaśnia, na czym polega efekt wspólnego jonu</li> </ul> | <p>reakcji hydrolizy</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie odczynu wodnych roztworów soli</i>; zapisuje równania reakcji hydrolizy w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy</li> <li>– przewiduje odczyn roztworu po reakcji chemicznej substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych</li> <li>– oblicza stałą i stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda</li> <li>– stosuje prawo rozcieńczeń Ostwalda do rozwiązywania zadań o znacznym stopniu trudności</li> <li>– przewiduje, która z trudno rozpuszczalnych soli o znanych iloczynach rozpuszczalności w danej temperaturze strąci się łatwiej, a która trudniej</li> <li>– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Miareczkowanie zasady kwasem w obecności wskaźnika kwasowo-zasadowego</i></li> </ul> |
|--|---|--|---|