Wymagania programowe na poszczególne oceny przygotowane na podstawie treści zawartych w podstawie programowej zakres podstawowy dla klasy pierwszej 1tma Technikum Mechanicznego nr 15 w ZSM nr 1 na rok szkolny 2026/2027

1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Ocena dopuszczająca [1]	**Ocena dostateczna [1 + 2]**	**Ocena dobra [1 + 2 + 3]**	**Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]**
Uczeń: − wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego − zna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej − rozpoznaje piktogramy i wyjaśnia ich znaczenie − omawia budowę atomu − definiuje pojęcia: *atom*, *elektron*, *proton*, *neutron*, *nukleony*, *elektrony walencyjne* − oblicza liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu $^{A}_{Z}E$ − definiuje pojęcia: *masa atomowa*, *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *jednostka masy atomowej*, *masa cząsteczkowa* − podaje masy atomowe i liczby	Uczeń: − wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnego − bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi − wyjaśnia pojęcia *powłoka*, *podpowłoka* − wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: *masa atomowa*, *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *jednostka masy atomowej* − zapisuje powłokową konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej *Z* od 1 do 20 − wyjaśnia budowę współczesnego układu okresowego pierwiastków	Uczeń: − wie, jak przeprowadzić doświadczenie chemiczne − przedstawia ewolucję poglądów na temat budowy materii − wyjaśnia, od czego zależy ładunek jądra atomowego i dlaczego atom jest elektrycznie obojętny − wykonuje obliczenia związane z pojęciami: *masa atomowa*, *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *jednostka masy atomowej* (o większym stopniu trudności) − zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych *Z* od 1 do 20 oraz jonów o	Uczeń: − wyjaśnia, na czym polega dualizm korpuskularno-falowy − wyjaśnia, dlaczego zwykle masa atomowa pierwiastka chemicznego nie jest liczbą całkowitą − definiuje pojęcia *promieniotwórczość*, *okres półtrwania* − wyjaśnia, co to są izotopy pierwiastków chemicznych, na przykładzie atomu wodoru − uzasadnia przynależność pierwiastków chemicznych do poszczególnych bloków energetycznych − porównuje wiązanie koordynacyjne z wiązaniem kowalencyjnym − zapisuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe cząsteczek lub jonów, w których

atomowe pierwiastków chemicznych, korzystając z układu okresowego – oblicza masy cząsteczkowe związków chemicznych – omawia budowę współczesnego modelu atomu – definiuje pojęcia *pierwiastek chemiczny*, *izotop* – podaje treść prawa okresowości – omawia budowę układu okresowego pierwiastków chemicznych – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do bloków *s* oraz *p* – określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetali i metali	chemicznych, uwzględniając podział na bloki *s*, *p*, *d* oraz *f* – wyjaśnia, co stanowi podstawę budowy współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych – wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym – wskazuje zależności między budową elektronową pierwiastka i jego położeniem w grupie i okresie układu okresowego a jego właściwościami fizycznymi i chemicznymi – omawia zmienność elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym – wyjaśnia regułę dubletu elektronowego i oktetu elektronowego	podanym ładunku (zapis konfiguracji pełny i skrócony) – wyjaśnia pojęcie czterech liczb kwantowych – wyjaśnia pojęcia *orbitale s, p, d, f* – analizuje zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup głównych zależnie od ich położenia w układzie okresowym – wykazuje zależność między położeniem pierwiastka chemicznego w danej grupie i bloku energetycznym a konfiguracją elektronową powłoki walencyjnej – analizuje zmienność elektroujemności i charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych w układzie okresowym – zapisuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe	występują wiązania koordynacyjne – określa rodzaj i liczbę wiązań σ i π w prostych cząsteczkach (np. CO_2, N_2) – określa rodzaje oddziaływań między atomami a cząsteczkami na podstawie wzoru chemicznego lub informacji o oddziaływaniu – analizuje mechanizm przewodzenia prądu elektrycznego przez metale i stopione sole – wyjaśnia wpływ rodzaju wiązania na właściwości fizyczne substancji – projektuje i przeprowadza doświadczenie *Badanie właściwości fizycznych substancji tworzących kryształy*

– definiuje pojęcie *elektroujemność* – wymienia nazwy pierwiastków elektrododatnich i elektroujemnych, korzystając z tabeli elektroujemności – wymienia przykłady cząsteczek pierwiastków chemicznych (np. O_2, H_2) i związków chemicznych (np. H_2O, HCl) – definiuje pojęcia: *wiązanie chemiczne*, *wartościowość*, *polaryzacja wiązania*, *dipol* – wymienia i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane, wiązanie koordynacyjne, (metaliczne) – definiuje pojęcia *wiązanie σ*, *wiązanie π* – podaje zależność między różnicą elektroujemności w cząsteczce a rodzajem wiązania – wymienia przykłady cząsteczek, w których występuje	– przewiduje rodzaj wiązania chemicznego na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych – wyjaśnia sposób powstawania wiązań kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych, jonowych i metalicznych – wymienia przykłady i określa właściwości substancji, w których występują wiązania metaliczne, wodorowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane, jonowe – wyjaśnia właściwości metali na podstawie znajomości natury wiązania metalicznego	cząsteczek, w których występują wiązania kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane, jonowe oraz koordynacyjne – wyjaśnia, dlaczego wiązanie koordynacyjne nazywane jest też wiązaniem donorowo-akceptorowym – omawia sposób, w jaki atomy pierwiastków chemicznych bloku *s* i *p* osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów) – charakteryzuje wiązanie metaliczne i wodorowe oraz podaje przykłady ich powstawania – wyjaśnia związek między wartością elektroujemności a możliwością tworzenia kationów i anionów – zapisuje równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania	

wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane − opisuje budowę wewnętrzną metali		jonowego − przedstawia graficznie tworzenie się wiązań typu σ i π − określa wpływ wiązania wodorowego na nietypowe właściwości wody − wyjaśnia pojęcie *siły van der Waalsa* − porównuje właściwości substancji jonowych, cząsteczkowych, kowalencyjnych, metalicznych oraz substancji o wiązaniach wodorowych	

2. Stechiometria

Ocena dopuszczająca [1]	**Ocena dostateczna [1 + 2]**	**Ocena dobra [1 + 2 + 3]**	**Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]**
Uczeń: − definiuje pojęcia *mol* i *masa molowa* − wykonuje obliczenia związane z pojęciem *masa cząsteczkowa* − wykonuje bardzo proste obliczenia związane z pojęciami *mol* i *masa molowa* − podaje treść *prawa Avogadra* − wykonuje proste obliczenia	Uczeń: − wyjaśnia pojęcie *objętość molowa gazów* − wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: *mol*, *masa molowa*, *objętość molowa gazów w warunkach normalnych* − wyjaśnia pojęcia: *skład jakościowy*, *skład ilościowy*, *wzór empiryczny*, *wzór rzeczywisty*	Uczeń: − wyjaśnia pojęcia *liczba Avogadra* i *stała Avogadra* − wykonuje obliczenia związane z pojęciami: *mol*, *masa molowa*, *objętość molowa gazów*, *liczba Avogadra* (o większym stopniu trudności) − wykonuje	Uczeń: − porównuje gęstości różnych gazów na podstawie znajomości ich mas molowych − wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu trudności)

stechiometryczne związane z prawem zachowania masy	− wyjaśnia różnicę między wzorem empirycznym a wzorem rzeczywistym − wyjaśnia, na czym polegają obliczenia stechiometryczne − interpretuje równania reakcji chemicznych na sposób cząsteczkowy, molowy, ilościowo w masach molowych, ilościowo w objętościach molowych (gazy) oraz ilościowo w liczbach cząsteczek − projektuje doświadczenie *Potwierdzenie prawa zachowania masy* − wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej	obliczenia związane z pojęciami stosunku atomowego, masowego i procentowego pierwiastków w związku chemicznym − wykonuje obliczenia związane z prawem stałości składu − oblicza skład procentowy związków chemicznych − rozwiązuje proste zadania związane z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych	

3. Roztwory

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]

Uczeń: − definiuje pojęcia: *roztwór*, *mieszanina jednorodna*, *mieszanina niejednorodna*, *rozpuszczalnik*, *substancja rozpuszczana*, *roztwór właściwy*, *roztwór ciekły*, *roztwór stały*, *roztwór gazowy*, *zawiesina*, *roztwór nasycony*, *roztwór nienasycony*, *roztwór przesycony*, *rozpuszczanie*, *rozpuszczalność*, *krystalizacja* − wymienia metody rozdzielania na składniki mieszanin niejednorodnych i jednorodnych − sporządza wodne roztwory substancji − wymienia czynniki przyspieszające rozpuszczanie substancji w wodzie − wymienia przykłady roztworów znanych z życia codziennego − definiuje pojęcia: *koloid*, *zol*, *żel*, *koagulacja*, *peptyzacja*, *denaturacja* − wymienia różnice we właściwościach roztworów	Uczeń: − wyjaśnia pojęcia: *koloid*, *zol*, *żel*, *efekt Tyndalla* − wymienia przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej − omawia sposoby rozdzielania roztworów właściwych (substancji stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki − wymienia zastosowania koloidów − wyjaśnia proces rozpuszczania substancji w wodzie − wyjaśnia różnice między rozpuszczaniem a roztwarzaniem − sprawdza doświadczalnie wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji − wyjaśnia proces krystalizacji − projektuje i wykonuje doświadczenie chemiczne *Odróżnianie roztworu*	Uczeń: − wyjaśnia różnicę między rozpuszczalnością a szybkością rozpuszczania substancji − analizuje wykresy rozpuszczalności różnych substancji − dobiera metody rozdzielania mieszanin jednorodnych na składniki, biorąc pod uwagę różnice we właściwościach składników mieszanin − sporządza roztwór nasycony i nienasycony wybranej substancji w określonej temperaturze, korzystając z wykresu rozpuszczalności tej substancji − wykonuje obliczenia związane z pojęciami *stężenie procentowe* i *stężenie molowe*, z uwzględnieniem gęstości roztworu − projektuje doświadczenie *Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu procentowym* − projektuje doświadczenie	Uczeń: − projektuje i wykonuje doświadczenie *Rozdzielanie składników mieszaniny jednorodnej barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej* − projektuje i przeprowadza doświadczenie *Rozdzielanie mieszaniny jednorodnej metodą ekstrakcji ciecz−ciecz* − wymienia sposoby otrzymywania roztworów nasyconych z roztworów nienasyconych i odwrotnie, korzystając z wykresów rozpuszczalności substancji − wykonuje odpowiednie obliczenia chemiczne, a następnie sporządza roztwory o określonym stężeniu procentowym i molowym, zachowując poprawną kolejność

właściwych, koloidów i zawiesin − odczytuje z wykresu rozpuszczalności informacje na temat wybranej substancji − definiuje pojęcia *stężenie procentowe* i *stężenie molowe* − wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami *stężenie procentowe* i *stężenie molowe*	*właściwego od koloidu* − projektuje i przeprowadza doświadczenie *Rozdzielanie składników mieszaniny niejednorodnej metodą sączenia (filtracji)* − podaje zasady postępowania podczas sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym i molowym − rozwiązuje zadanie związane z zatężaniem i rozcieńczaniem roztworów	*Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu procentowym* − oblicza stężenie procentowe lub molowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach	wykonywanych czynności − przelicza stężenia procentowych na molowe i odwrotnie − przelicza stężenia roztworu na rozpuszczalność i odwrotnie

4. Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

Ocena dopuszczająca [1]	**Ocena dostateczna [1 + 2]**	**Ocena dobra [1 + 2 + 3]**	**Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]**
Uczeń: − wyjaśnia pojęcia: *dysocjacja elektrolityczna, elektrolity* i *nieelektrolity* − definiuje pojęcia *reakcja odwracalna, reakcja nieodwracalna* − zapisuje proste równania dysocjacji jonowej elektrolitów i podaje nazwy	Uczeń: − wyjaśnia kryterium podziału substancji na elektrolity i nieelektrolity − wyjaśnia kryterium podziału elektrolitów na mocne i słabe − wyjaśnia przebieg dysocjacji kwasów wieloprotonowych − wyjaśnia rolę cząsteczek wody jako dipoli w procesie dysocjacji elektrolitycznej − zapisuje równania	Uczeń: − projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne *Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych*	Uczeń: − wyjaśnia proces dysocjacji jonowej z uwzględnieniem roli wody w tym procesie − zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli z uwzględnieniem dysocjacji wielostopniowej − wyjaśnia przyczynę kwasowego

powstających jonów – definiuje pojęcie *stopień dysocjacji elektrolitycznej* – zapisuje wzór na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej – wyjaśnia pojęcia *mocne elektrolity, słabe elektrolity* – wymienia przykłady elektrolitów mocnych i słabych – zapisuje ogólne równanie dysocjacji kwasów, zasad i soli – wyjaśnia sposób dysocjacji kwasów, zasad i soli – wyjaśnia pojęcia: *odczyn roztworu, wskaźniki kwasowo-zasadowe, pH, pOH* – wymienia podstawowe wskaźniki kwasowo-zasadowe (pH) i omawia ich zastosowania – wyjaśnia, co to jest skala pH i w jaki sposób można z niej korzystać – opisuje, czym są	reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli bez uwzględniania dysocjacji wielostopniowej – wyjaśnia przebieg dysocjacji zasad wielowodorotlenowych – porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji – wymienia przykłady reakcji odwracalnych i nieodwracalnych – wyznacza pH roztworów z użyciem wskaźników kwasowo-zasadowych oraz określa ich odczyn – oblicza pH i pOH na podstawie znanych stężeń molowych jonów H^+ i OH^- i odwrotnie – projektuje i przeprowadza doświadczenie *Badanie odczynu i pH roztworów kwasu, zasady i soli* – opisuje znaczenie właściwości sorpcyjnych i odczynu gleby oraz wpływ pH gleby na wzrost wybranych roślin – wyjaśnia, na czym polega zanieczyszczenie gleby – wymienia źródła chemicznego	*związków chemicznych* oraz dokonuje podziału substancji na elektrolity i nieelektrolity – wyjaśnia przebieg dysocjacji kwasów wieloprotonowych – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli, uwzględniając dysocjację stopniową niektórych kwasów i zasad – wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęcia *stopień dysocjacji* – wymienia czynniki wpływające na wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej – wyjaśnia wielkość stopnia dysocjacji dla elektrolitów dysocjujących stopniowo – porównuje przewodnictwo elektryczne roztworów różnych kwasów	odczynu roztworów kwasów oraz zasadowego odczynu roztworów wodorotlenków; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – analizuje zależność stopnia dysocjacji od rodzaju elektrolitu i stężenia roztworu – wykonuje obliczenia chemiczne, korzystając z definicji stopnia dysocjacji – ustala skład ilościowy roztworów elektrolitów – wyjaśnia zależność między pH a iloczynem jonowym wody – posługuje się pojęciem pH w odniesieniu do odczynu roztworu i stężenia jonów H^+ i OH^- – wymienia źródła zanieczyszczeń gleby, omawia ich skutki oraz podaje sposoby ochrony gleby przed degradacją – omawia istotę reakcji zobojętniania i

właściwości sorpcyjne gleby oraz co to jest odczyn gleby − dokonuje podziału nawozów na naturalne i sztuczne (fosforowe, azotowe i potasowe) − wymienia przykłady nawozów naturalnych i sztucznych − wymienia podstawowe rodzaje zanieczyszczeń gleby − wyjaśnia, na czym polega reakcja zobojętniania i reakcja strącania osadów oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej − wskazuje w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie związki chemiczne trudno rozpuszczalne	zanieczyszczenia gleby − zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej i jonowej i skróconego zapisu jonowego − analizuje tabelę rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów − zapisuje równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego	o takich samych stężeniach i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych − projektuje i przeprowadza doświadczenie *Badanie właściwości sorpcyjnych gleby* − projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne *Badanie odczynu gleby* − opisuje wpływ pH gleby na rozwój roślin − uzasadnia potrzebę stosowania nawozów sztucznych i pestycydów i podaje ich przykłady − wyjaśnia, na czym polega chemiczne zanieczyszczenie gleby − projektuje doświadczenie *Otrzymywanie soli przez działanie kwasem na wodorotlenek* − bada przebieg reakcji zobojętniania z użyciem wskaźników	strącania osadów oraz podaje zastosowania tych reakcji chemicznych − projektuje doświadczenie *Otrzymywanie wodorosoli przez działanie kwasem na zasadę* − projektuje doświadczenie chemiczne *Otrzymywanie osadów praktycznie nierozpuszczalnych soli i wodorotlenków* − opisuje działanie leków neutralizujących nadmiar kwasu w żołądku

		kwasowo- -zasadowych − wymienia sposoby otrzymywania wodorosoli i hydroksosoli oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych	

5. Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

Ocena dopuszczająca [1]	**Ocena dostateczna [1 + 2]**	**Ocena dobra [1 + 2 + 3]**	**Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]**
Uczeń: − definiuje pojęcia: *układ*, *otoczenie*, *układ otwarty*, *układ zamknięty*, *układ izolowany*, *energia wewnętrzna układu*, *efekt cieplny reakcji*, *reakcja egzotermiczna*, *reakcja endotermiczna*, *proces endoenergetyczny*, *proces egzoenergetyczny* − definiuje pojęcia: *energia aktywacji*, *entalpia*, *szybkość reakcji chemicznej*, *kataliza*, *katalizator* − wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej	Uczeń: − wyjaśnia pojęcia: *układ*, *otoczenie*, *układ otwarty*, *układ zamknięty*, *układ izolowany*, *energia wewnętrzna układu*, *efekt cieplny reakcji*, *reakcja egzotermiczna*, *reakcja endotermiczna*, *proces egzoenergetyczny*, *proces endoenergetyczny*, *ciepło*, *energia całkowita układu* − wymienia przykłady reakcji endo- i egzoenergetycznych − określa efekt energetyczny reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii	Uczeń: − przeprowadza reakcje będące przykładami procesów egzoenergetycznych i endoenergetycznych oraz wyjaśnia istotę zachodzących procesów − projektuje doświadczenie *Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie* − projektuje doświadczenie chemiczne *Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym* − projektuje doświadczenie chemiczne *Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie* − projektuje doświadczenie chemiczne *Reakcja*	Uczeń: − udowadnia, że reakcje egzoenergetyczne należą do procesów samorzutnych, a reakcje endoenergetyczne do procesów wymuszonych − wyjaśnia pojęcie *entalpia układu* − kwalifikuje podane przykłady reakcji chemicznych do reakcji egzoenergetycznych ($\Delta H < 0$) lub endoenergetycznych ($\Delta H > 0$) na podstawie różnicy entalpii substratów i produktów − udowadnia zależność między rodzajem reakcji chemicznej

– definiuje pojęcie *katalizator* – wymienia rodzaje katalizy	– konstruuje wykres energetyczny reakcji chemicznej – omawia wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne *Wpływ rozdrobnienia na szybkość reakcji chemicznej* – projektuje doświadczenie chemiczne *Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej* – projektuje doświadczenie chemiczne *Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej* – definiuje pojęcie *inhibitor*	*magnezu z kwasem chlorowodorowym* – wyjaśnia pojęcia *szybkość reakcji chemicznej* i *energia aktywacji* – projektuje doświadczenie chemiczne *Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru* – wyjaśnia, co to są inhibitory, oraz podaje ich przykłady – wyjaśnia różnicę między katalizatorem a inhibitorem – rysuje wykres zmian stężenia substratów i produktów oraz szybkości reakcji chemicznej w funkcji czasu	a zasobem energii wewnętrznej substratów i produktów – udowadnia wpływ temperatury, stężenia substratu, rozdrobnienia substancji i katalizatora na szybkość wybranych reakcji chemicznych, przeprowadzając odpowiednie doświadczenia chemiczne – opisuje rolę katalizatorów w procesie oczyszczania spalin

Sposoby sprawdzania osiągnięć uczniów i ustalania ocen klasyfikacyjnych

Ustala się następujące sposoby sprawdzania osiągnięć edukacyjnych uczniów:
a) prace kontrolne, sprawdziany diagnozujące, sprawdziany z całego działu, semestralne, roczne oraz arkusze maturalne - przekrojowe dla uczniów klas czwartych zdających maturę z chemii;
b) kartkówki powyżej trzech tematów (większa partia materiału, ale nie cały dział) - zapowiadane;
c) testy;
d) odpowiedzi ustne i kartkówki z trzech ostatnich tematów (mogą nie być zapowiadane);
e) aktywność na lekcji;
f) prezentacje, referaty;
g) prace domowe w tym wykonanie doświadczeń lub/i sprawozdania z rachunkiem niepewności;
h) umiejętność korzystania z materiałów źródłowych, karty pracy, praca w grupach;

i) aktywność dodatkowa, np. udział w konkursach, praca na lekcji, wykonanie pomocy naukowej, itp.

Poprawy ocen z zapowiedzianych prac pisemnych odbywają się w terminie jednorazowo ustalonym przez nauczyciela, do dwóch tygodni po sprawdzeniu i oddaniu prac. W przypadku, gdy uczeń nie pisał obowiązkowej pracy pisemnej jest zobowiązany do napisania jej na najbliższej lekcji lub w terminie poprawy. Ustala to nauczyciel.

Ustalenie oceny klasyfikacyjnej

Ocena roczna jest podsumowaniem pracy i postępów ucznia w ciągu całego roku szkolnego i spełnieniem wymagań edukacyjne niezbędnych do uzyskania poszczególnych śródrocznych i rocznych ocen klasyfikacyjnych. Jest ustalona na podstawie ocen bieżących i nie jest ich średnią arytmetyczną. Ocena ta uwzględnia stopień opanowania przez ucznia podstawy programowej i jego rozwój. Tryb odwołania od proponowanej i ustalonej oceny klasyfikacyjnej określa Statut Technikum Mechanicznego nr 15 w Krakowie (rozdział 7).

Dr Agnieszka Krzyżak