**Wymagania edukacyjne z chemii – klasa trzecia (poziom rozszerzony)**

1. **Wymagania ogólne – cele kształcenia**
2. ***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.

1. ***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 zależność 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.

1. ***Opanowanie czynności praktycznych:***

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

1. **Wymagania szczegółowe – treści nauczania**
2. ***Metale.***

**Uczeń:**

1. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali bloku *d* wobec: tlenu (Zn, Fe, Cu), kwasów nieutleniających (Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Zn, Fe, Cu, Ag);
2. projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną wskazanych metali; np. miedzi i cynku
3. przewiduje produkty redukcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska,

a także dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji.

1. ***Niemetale.***

**Uczeń:**

1. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetali, w tym reakcje: tlenu z metalami (Zn, Fe, Cu) , chloru, bromu i siarki z metalami (Fe, Cu);
2. projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać tlen w laboratorium (np. reakcja rozkładu H2O2 lub KMnO4); zapisuje odpowiednie równania reakcji;
3. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli np. CaCO3 i wodorotlenków np. Cu(OH)2);
4. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji;
5. ***Węglowodory.***

**Uczeń:**

1) podaje założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych;

2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów; podaje nazwę węglowodoru (alkanu, alkenu i alkinu – do 10 atomów węgla w cząsteczce) zapisanego wzorem strukturalnym lub półstrukturalnym;

3) ustala rzędowość atomów węgla w cząsteczce węglowodoru;

4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów (nasycone, nienasycone i aromatyczne) i ich fluorowcopochodnych; wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny, wzór ogólny, izomeria;

5) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym);

6) określa tendencje zmian właściwości fizycznych (stanu skupienia, temperatury topnienia itp.) w szeregach homologicznych alkanów, alkenów i alkinów;

7) opisuje właściwości chemiczne alkanów, na przykładzie następujących reakcji: spalanie, podstawianie (substytucja) atomu (lub atomów) wodoru przez atom (lub atomy) chloru albo bromu przy udziale światła (pisze odpowiednie

równania reakcji);

8) opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączanie (addycja): H2, Cl2 i Br2, HCl, i HBr, H2O; przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych

alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne); zachowanie wobec zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu, polimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji;

9) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji;

10) opisuje właściwości chemiczne alkinów, na przykładzie etynu: przyłączenie: H2, Cl2 i Br2, HCl, i HBr, H2O, trimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji;

11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji, addycji, eliminacji; zapisuje odpowiednie równania reakcji;

12) ustala wzór monomeru, z jakiego został otrzymany polimer o podanej strukturze;

13) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać, np. benzen z węgla i dowolnych odczynników nieorganicznych; ilustruje je równaniami reakcji

14) opisuje budowę cząsteczki benzenu, z uwzględnieniem delokalizacji elektronów; tłumaczy dlaczego benzen, w przeciwieństwie do alkenów, nie odbarwia wody bromowej ani zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu;

15) opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych, na przykładzie reakcji benzenu i toluenu: spalanie, reakcje z Cl2 lub Br2 wobec katalizatora lub w obecności światła, nitrowanie; pisze odpowiednie równania reakcji;

16) projektuje doświadczenia dowodzące różnice we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych; przewiduje obserwacje, formułuje wnioski i ilustruje je równaniami reakcji.

1. ***Hydroksylowe pochodne węglowodorów − alkohole i fenole.***

 **Uczeń:**

1) zalicza substancję do alkoholi lub fenoli (na podstawie budowy jej cząsteczki); wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych;

2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów alkoholi mono- i polihydroksylowych o podanym wzorze sumarycznym (izomerów szkieletowych, położenia podstawnika); podaje ich nazwy systematyczne;

3) opisuje właściwości chemiczne alkoholi, na przykładzie etanolu i innych prostych alkoholi w oparciu o reakcje: spalania wobec różnej ilości tlenu, reakcje z HCl i HBr, zachowanie wobec sodu, utlenienie do związków karbonylowych i ewentualnie do kwasów karboksylowych, odwodnienie do alkenów, reakcję z nieorganicznymi kwasami tlenowymi i kwasami karboksylowymi; zapisuje odpowiednie równania reakcji;

4) porównuje właściwości fizyczne i chemiczne: etanolu, glikolu etylenowego i glicerolu; projektuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli odróżnić alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego; na podstawie

obserwacji wyników doświadczenia klasyfikuje alkohol do mono- lub polihydroksylowych;

5) opisuje działanie: CuO lub K2Cr2O7/H2SO4 na alkohole pierwszo-, drugorzędowe;

6) dobiera współczynniki reakcji roztworu manganianu(VII) potasu (w środowisku kwasowym) z etanolem;

7) opisuje reakcję benzenolu z: sodem i z wodorotlenkiem sodu; bromem, kwasem azotowym(V); zapisuje odpowiednie równania reakcji;

8) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (np. z NaOH) formułuje wniosek o sposobie odróżniania fenolu od alkoholu;

9) opisuje różnice we właściwościach chemicznych alkoholi i fenoli; ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji.

1. ***Związki karbonylowe − aldehydy i ketony***.

 **Uczeń:**

1) wskazuje na różnice w strukturze aldehydów i ketonów (obecność grupy aldehydowej i ketonowej);

2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym; tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów i ketonów;

3) pisze równania reakcji utleniania alkoholu pierwszo- i drugorzędowego np. tlenkiem miedzi(II);

4) określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na podstawie wyników próby (z odczynnikiem Tollensa i Trommera);

5) planuje i przeprowadza doświadczenie, którego celem jest odróżnienie aldehydu od ketonu, np. etanalu od propanonu;

6) porównuje metody otrzymywania, właściwości i zastosowania aldehydów i ketonów.

1. ***Kwasy karboksylowe.***

**Uczeń:**

1) wskazuje grupę karboksylową i resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych); rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych kwasów karboksylowych o podanym wzorze sumarycznym;

2) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI)) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego; uzasadnia przyczynę tych właściwości;

3) zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i aldehydów;

4) pisze równania dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów karboksylowych i nazywa powstające w tych reakcjach jony;

5) zapisuje równania reakcji z udziałem kwasów karboksylowych (których produktami są sole i estry); projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymywać sole kwasów karboksylowych (w reakcjach kwasów z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami metali i solami słabych kwasów);

6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik wykaże podobieństwo we właściwościach chemicznych kwasów nieorganicznych i kwasów karboksylowych;

7) projektuje doświadczalny sposób odróżnienia nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych;

8) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że kwas octowy jest kwasem słabszym od kwasu siarkowego(VI) i mocniejszym od kwasu węglowego;

9) tłumaczy przyczynę zasadowego odczynu roztworu wodnego octanu sodu i mydła; ilustruje równaniami reakcji;

10) opisuje budowę dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów, na przykładzie kwasu mlekowego i salicylowego, występowanie i zastosowania tych kwasów.

1. ***Estry i tłuszcze.***

**Uczeń:**

1) opisuje strukturę cząsteczek estrów i wiązania estrowego;

2) formułuje obserwacje i wnioski do doświadczenia (reakcja estryfikacji); zapisuje równania reakcji alkoholi z kwasami karboksylowymi (wskazuje na rolę stężonego H2SO4);

3) tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych; rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne estrów na podstawie ich nazwy;

4) wyjaśnia przebieg reakcji octanu etylu: z wodą, w środowisku o odczynie kwasowym, i z roztworem wodorotlenku sodu; ilustruje je równaniami reakcji;

5) na podstawie wzoru strukturalnego aspiryny, wyjaśnia dlaczego związek ten nazywamy kwasem acetylosalicylowym;

6) opisuje budowę tłuszczów stałych i ciekłych (jako estrów glicerolu i długołańcuchowych kwasów tłuszczowych); ich właściwości i zastosowania;

7) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że w skład oleju jadalnego wchodzą związki o charakterze nienasyconym;

8) opisuje przebieg procesu utwardzania tłuszczów ciekłych;

9) wyjaśnia (zapisuje równania reakcji), w jaki sposób z glicerydów otrzymuje się kwasy tłuszczowe lub mydła;

10) zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych.

1. ***Związki organiczne zawierające azot.***

**Uczeń:**

1) rysuje wzory elektronowe cząsteczek amoniaku i etyloaminy;

2) wskazuje na różnice i podobieństwa w budowie etyloaminy i fenyloaminy (aniliny);

3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin; zapisuje odpowiednie równania reakcji;

4) zapisuje równania reakcji otrzymywania amin alifatycznych (np. w procesie alkilowania amoniaku) i amin aromatycznych (np. otrzymywanie aniliny w wyniku reakcji redukcji nitrobenzenu);

5) zapisuje równania reakcji etyloaminy z wodą i z kwasem solnym;

6) zapisuje równania reakcji fenyloaminy (aniliny) z kwasem solnym i wodą bromową;

7) zapisuje równania reakcji acetamidu z wodą w środowisku kwasu siarkowego(VI) i z roztworem NaOH;

8) wykazuje, pisząc odpowiednie równanie reakcji, że produktem kondensacji mocznika jest związek zawierający w cząsteczce wiązanie peptydowe;

9) analizuje budowę cząsteczki mocznika (m.in. brak fragmentu węglowodorowego) i wynikające z niej właściwości, wskazuje na jego zastosowania (nawóz sztuczny, produkcja leków, tworzyw sztucznych);

10) zapisuje wzór ogólny α-aminokwasów, w postaci RCH(NH2)COOH;

11) opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnaczych;

12) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi amfoteryczny charakter aminokwasów (np. glicyny);

13) zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów (o podanych wzorach) i wskazuje wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie;

14) tworzy wzory dipeptydów i tripeptydów, powstających z podanych aminokwasów, oraz rozpoznaje reszty podstawowych aminokwasów (glicyny, alaniny i fenyloalaniny) w cząsteczkach di- i tripeptydów;

15) planuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie obecności wiązania peptydowego w analizowanym związku (reakcja biuretowa);

16) opisuje przebieg hydrolizy peptydów.

1. ***Białka.***

 **Uczeń:**

1) opisuje budowę białek (jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów);

2) opisuje strukturę drugorzędową białek (α- i β-) oraz wykazuje znaczenie wiązań wodorowych dla ich stabilizacji; tłumaczy znaczenie trzeciorzędowej struktury białek i wyjaśnia stabilizację tej struktury przez grupy R-, zawarte w resztach aminokwasów (wiązania jonowe, mostki disiarczkowe, wiązania wodorowe i oddziaływania van der Waalsa);

3) wyjaśnia przyczynę denaturacji białek, wywołaną oddziaływaniem na nie soli metali ciężkich i wysokiej temperatury; wymienia czynniki wywołujące wysalanie białek i wyjaśnia ten proces; projektuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wykazać wpływ różnych substancji i ogrzewania na strukturę cząsteczek białek;

4) planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na identyfikację białek (reakcja biuretowa i ksantoproteinowa).

1. ***Cukry.***

**Uczeń:**

1) dokonuje podziału cukrów na proste i złożone, klasyfikuje cukry proste ze względu na grupę funkcyjną i wielkość cząsteczki;

2) wskazuje na pochodzenie cukrów prostych, zawartych np. w owocach (fotosynteza);

3) zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy i wykazuje, że cukry proste należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów; rysuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy;

4) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;

5) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów;

6) wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce sacharozy i maltozy;

7) wyjaśnia, dlaczego maltoza posiada właściwości redukujące, a sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących;

8) projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste;

9) porównuje budowę cząsteczek i właściwości skrobi i celulozy;

10) planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych;

11) zapisuje uproszczone równanie hydrolizy polisacharydów (skrobi i celulozy);

12) zapisuje ciąg przemian pozwalających przekształcić cukry (np. glukozę w alkohol etylowy, a następnie w octan etylu); ilustruje je równaniami reakcji.

1. ***Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna.***

**Uczeń:**

1. stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra);
2. odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach);
3. oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego;
4. ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej;
5. ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej;
6. dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów);
7. wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych oraz obliczenia z wykorzystaniem równania Clapeyrona.
8. ***Struktura atomu – jądro i elektrony.***

**Uczeń:**

1. określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na pod stawie zapisu $$;
2. stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych;
3. zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do *Z=36* i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe);
4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* i *d* układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych);
5. wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.
6. ***Wiązana chemiczne.***

**Uczeń:**

1. przedstawia sposób, w jaki atomy pierwiastków bloku *s* i *p* osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów);
2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne;
3. opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali);
4. zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych (np. wodoru, chloru, chlorowodoru, tlenku węgla(IV), amoniaku, metanu, etenu i etynu, NH4+, H3O+, SO2 i SO3);
5. rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp2, sp3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych;
6. określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach;
7. opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych.
8. ***Kinetyka i statyka chemiczna.***

**Uczeń:**

1. definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie);
2. szkicuje wykres zmian stężeń reagentów i szybkości reakcji w funkcji czasu;
3. stosuje pojęcia: egzoenergetyczny, endoenergetyczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian;
4. interpretuje zapis ΔΗ < 0 i ΔH > 0 do określenia efektu energetycznego reakcji;
5. przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia;
6. wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji;
7. stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;
8. klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brönsteda-Lowry’ego;
9. interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pKw;
10. porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji.
11. ***Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.***

**Uczeń:**

1. wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin;
2. wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczaniem i zatężaniem roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe;
3. planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym i molowym;
4. opisuje sposoby rozdzielenia roztworów właściwych (ciał stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki;
5. planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (ciał stałych w cieczach) na składniki;
6. stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej;
7. przewiduje odczyn roztworu po reakcji (np. tlenku wapnia z wodą, tlenku siarki(VI) z wodą, wodorotlenku sodu z kwasem solnym) substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych;
8. uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza);
9. podaje przykłady wskaźników pH (fenoloftaleina, oranż metylowy, wskaźnik uniwersalny) i omawia ich zastosowanie; bada odczyn roztworu;
10. pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej);
11. projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole.
12. ***Reakcje utleniania i redukcji.***

**Uczeń:**

1. wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;
2. oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w jonie i cząsteczce związku nieorganicznego i organicznego;
3. wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks;
4. przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów;
5. stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej).
6. ***Metale.***

**Uczeń:**

1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego;
2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali bloku *s* i *p* wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Al);
3. analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup I i II
4. opisuje właściwości fizyczne i chemiczne glinu; wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu i tłumaczy znaczenie tego zjawiska w zastosowaniu glinu w technice; planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że tlenek i wodorotlenek glinu wykazują charakter amfoteryczny;
5. przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali;
6. projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną wskazanych metali.
7. ***Niemetale.***

**Uczeń:**

1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetali;
2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetali, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H2, P), wodoru z niemetalami (Cl2, Br2, O2, N2, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu);
3. planuje i opisuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcja aktywnych metali z wodą i/lub niektórych metali z niektórymi kwasami);
4. planuje i opisuje doświadczenie, którego przebieg wykaże, że np. brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor;
5. opisuje typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków XVII grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad;
6. przedstawia i uzasadnia zmiany mocy kwasów fluorowcowodorowych;
7. projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać tlen w laboratorium (np. reakcja rozkładu H2O2 lub KMnO4); zapisuje odpowiednie równania reakcji;
8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli np. CaCO3 i wodorotlenków np. Cu(OH)2);
9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji;
10. klasyfikuje tlenki ze względu na ich charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku;
11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające;
12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji;
13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V).