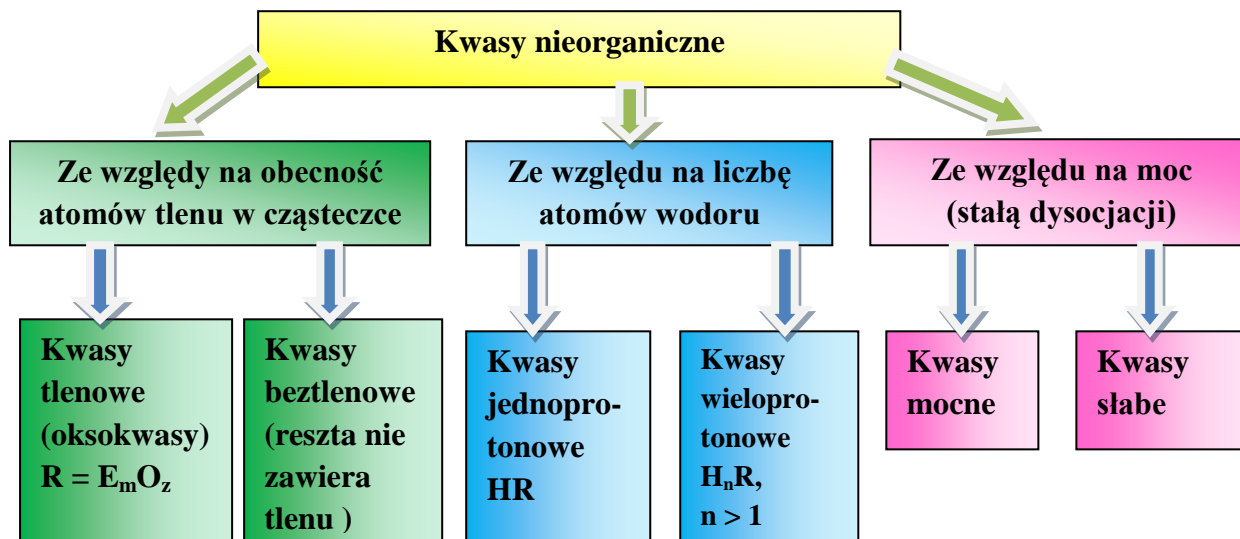


Materiał powtórzeniowy do sprawdzianu dla klas I LO: kwasy i sole + zadania

- I. Kwasy nieorganiczne - to związki o ogólnym wzorze H_nR , gdzie R - reszta kwasowa, a n liczba atomów wodoru, w roztworach wodnych ulegają dysocjacji elektrolitycznej wg ogólnego wzoru: $H_nR \leftrightarrow nH^+ + R^{n-}$ (kwasy wielowodorowe dysocjują wieloetapowo).

1. Podział kwasów nieorganicznych



2. **Wzory i nazwy kwasów** ważniejszych tlenowych (oksokwasów). **Uwaga *** - oznacza, że dany kwas nie jest znany jako czysty kwas, występuje tylko w roztworach lub jako reszta w solach. **R** - kolor zielony

Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa systematyczna kwasu	Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa systematyczna kwasu
*H ₃ AsO ₄	Kw. arsenowy(V)	H ₃ PO ₄	Kw. ortofosforowy(V)
H ₃ BO ₃	Kw. borowy(III)	H ₄ P ₂ O ₇	Kw. pirofosforowy(V)
*H ₂ CO ₃	Kw. węglowy(IV)	HPO ₃	Kw. metafosforowy(V)
*HClO	Kw. chlorowy(I)	H ₂ PHO ₃	*Kw. fosforowy(III)
*HClO ₂	Kw. chlorowy(III)	H ₂ SO ₄	Kw. siarkowy(VI)
*HClO ₃	Kw. chlorowy(V)	*H ₂ SO ₃	Kw. siarkowy(IV)
HClO ₄	Kw. chlorowy(VII)	*H ₂ SO ₂	Kw. siarkowy(II)
*H ₂ CrO ₄	Kw. chromowy(VI)	H ₂ S ₂ O ₇	Kw. pirosiarkowy(VI)
*H ₂ Cr ₂ O ₇	Kw. dichromowy(VI)	H ₂ S ₂ O ₃	Kw. tiosiarkowy(IV)
HIO ₃	Kw. jodowy(V)	*H ₂ SiO ₃	Kw. metakrzemowy(IV)
H ₅ IO ₆	Kw. ortojodowy(VII)	H ₄ SiO ₄	Kw. ortokrzemowy(IV)
*HMnO ₄	Kw. manganowy(VII)	H ₆ TeO ₆	Kw. tellurowy(VI)
*HNO ₂	Kw. azotowy(III)	HOCN	Kw. cyjanowy
HNO ₃	Kw. azotowy(V)	HNCO	Kw. izocjanowy
*H ₂ MnO ₄	Kw. manganowy(VI)		

Uwaga *Kw. fosforowy(III) H_2PHO_3 (H_3PO_3) - jest kwasem dwuprotonowym (jeden atom wodoru związany jest bezpośrednio z atomem P i nie ulega odsczepieniu w trakcie dysocjacji elektrolitycznej (jonowej))

Zestaw kwasów tlenowych - obowiązkowa znajomość

Wzór sumaryczny	Nazwa kwasu tlenowego	Reszta kwasowa - anion	Nazwa soli pochodzącej od tego kwasu
* H_2CO_3	Kw. węglowy(IV)	CO_3^{2-}	węglan(IV)/ węglan
* HClO	Kw. chlorowy(I)	ClO^-	chloran(I)
* HClO_2	Kw. chlorowy(III)	ClO_2^-	chloran(III)
* HClO_3	Kw. chlorowy(V)	ClO_3^-	chloran(V)
HClO_4	Kw. chlorowy(VII)	ClO_4^-	chloran(VII)
* HNO_2	Kw. azotowy(III)	NO_2^-	azotan(III)
HNO_3	Kw. azotowy(V)	NO_3^-	azotan(V)
H_3PO_4	Kw. ortofosforowy(V)	PO_4^{3-}	ortofosforan(V)
H_2SO_4	Kw. siarkowy(VI)	SO_4^{2-}	siarczan(VI)
* H_2SO_3	Kw. siarkowy(IV)	SO_3^{2-}	siarczan(IV)
* H_2SiO_3	Kw. metakrzemowy(IV)	SiO_3^{2-}	metakrzemian(IV)

3. Wzory i nazwy kwasów beztlenowych

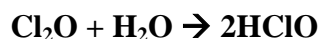
Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa systematyczna kwasu	Wzór reszty kwasowej- anion	Nazwa soli
$\text{HF}_{(\text{aq})}$	Kw. fluorowodorowy	F^-	Fluorek
$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	Kw. chlorowodorowy	Cl^-	Chlorek
$\text{HBr}_{(\text{aq})}$	Kw. bromowodorowy	Br^-	Bromek
$\text{HI}_{(\text{aq})}$	Kw. jodowodorowy	I^-	Jodek
$\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$	Kw. siarkowodorowy	S^{2-}	Siarczek
$\text{H}_2\text{Se}_{(\text{aq})}$	Kw. selenowodorowy	Se^{2-}	Selenek
$\text{H}_2\text{Te}_{(\text{aq})}$	Kw. tellurowodorowy	Te^{2-}	Tellurek
$\text{HN}_{3(\text{aq})}$	Kw. azotowodorowy	N_3^-	Azydek
$\text{HCN}_{(\text{aq})}$	Kw. cyjanowodorowy	CN^-	Cyjanek

4. Otrzymywanie kwasów

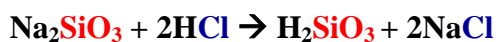
a) **kwasy beztlenowe** - rozpuszczanie kwasowych wodorków (patrz tab. w pkt. 3 oraz w części dot. wodorków) w wodzie

b) **kwasy tlenowe**

* **rozpuszczanie tlenków kwasowych w wodzie**



* wypieranie kwasu nierozpuszczalnego w wodzie z soli przez kwas mocniejszy

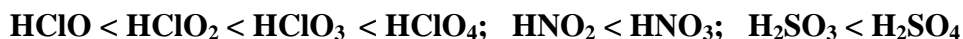


5. Moc kwasów

a) kwasów beztlenowych - w grupach i okresach rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej Z pierwiastka: $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$,



b) moc kwasów tlenowych wzrasta wraz ze wzrostem atomów tlenu w cząsteczce kwasu:



c) moc kwasów tlenowych w grupie maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej Z atomu centralnego: $\text{HIO} < \text{HBrO} < \text{HClO}$

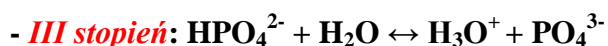
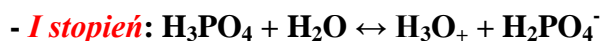
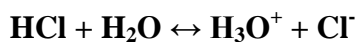
d) moc kwasów tlenowych w okresach wzrasta wraz ze wzrostem liczby atomowej Z atomu centralnego: $\text{H}_4\text{SiO}_4 < \text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 \leq \text{HClO}_4$

e) kwasy mocne: azotowy(V); siarkowy(VI); chlorowy(VII), chlorowodorowy, bromowodorowy, jodowodorowy.

f) pozostałe kwasy należą do kwasów średniomocnych i słabych, niektóre słabe kwasy są nietrwałe i ulegają rozkładowi, np. węglowy(IV), siarkowy(IV), azotowy(III)

6. Właściwości kwasów

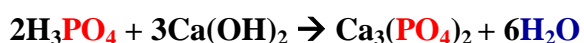
a) dysocjacja elektrolityczna w roztworach wodnych, kwasy wielowodorowe (wieloprotonowe) dysocjują stopniowo:

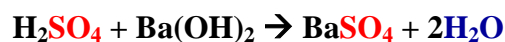
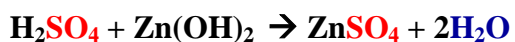
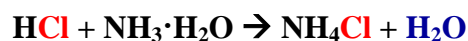
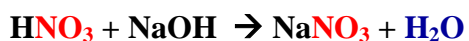


Uwaga : dysocjację można zapisać w sposób uproszczony: $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

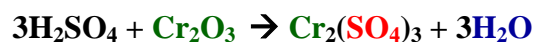
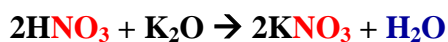
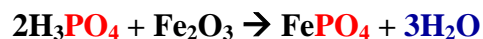
b) typowe reakcje kwasów

* reakcja zobojętnienia z wodorotlenkami \rightarrow sól + woda

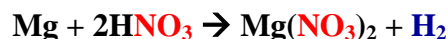
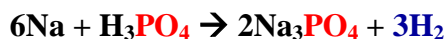
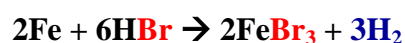




* reakcja z tlenkami zasadowymi i amfoterycznymi \rightarrow sól + woda



* reakcje z metalami, które w szeregu aktywności metali znajdują się przed wodorem - powstaje sól, a z kwasu wypierany jest wodór:



Uwaga: niektóre metale znajdujące się w szeregu przed wodorem w kontakcie ze stężonymi kwasami utleniającymi ulegają pasywacji, np. Al z HNO_3 , Fe z H_2SO_4 :

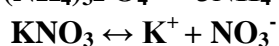
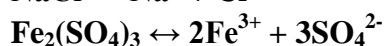
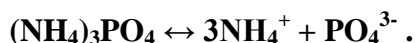
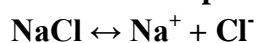
Uwaga: metale półszlachetne (Cu, Ag, Hg, Bi), które w szeregu znajdują się za wodorem reagują tylko kwasami utleniającymi (stężony i rozcieńczony HNO_3 , oraz stężony H_2SO_4), powstaje sól, woda oraz następuje częściowy rozkład kwasu.

II. Sole

Sole - związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane są kationu(nów) metalu i anionu(ów) reszt kwasowych o ogólnym wzorze: Me_nR_m , gdzie Me - kation prosty metalu (Na^+ , Al^{3+} , Ca^{2+}) lub kation złożony, np. NH_4^+ , R - anion prosty (reszta kwasowa) (np. Cl^- , S^{2-} lub złożony NO_3^- , PO_4^{3-}), n - liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu (ładunek anionu) m - wartościowość metalu (ładunek kationu), jeżeli $n = m$, to wzór ma postać MeR .

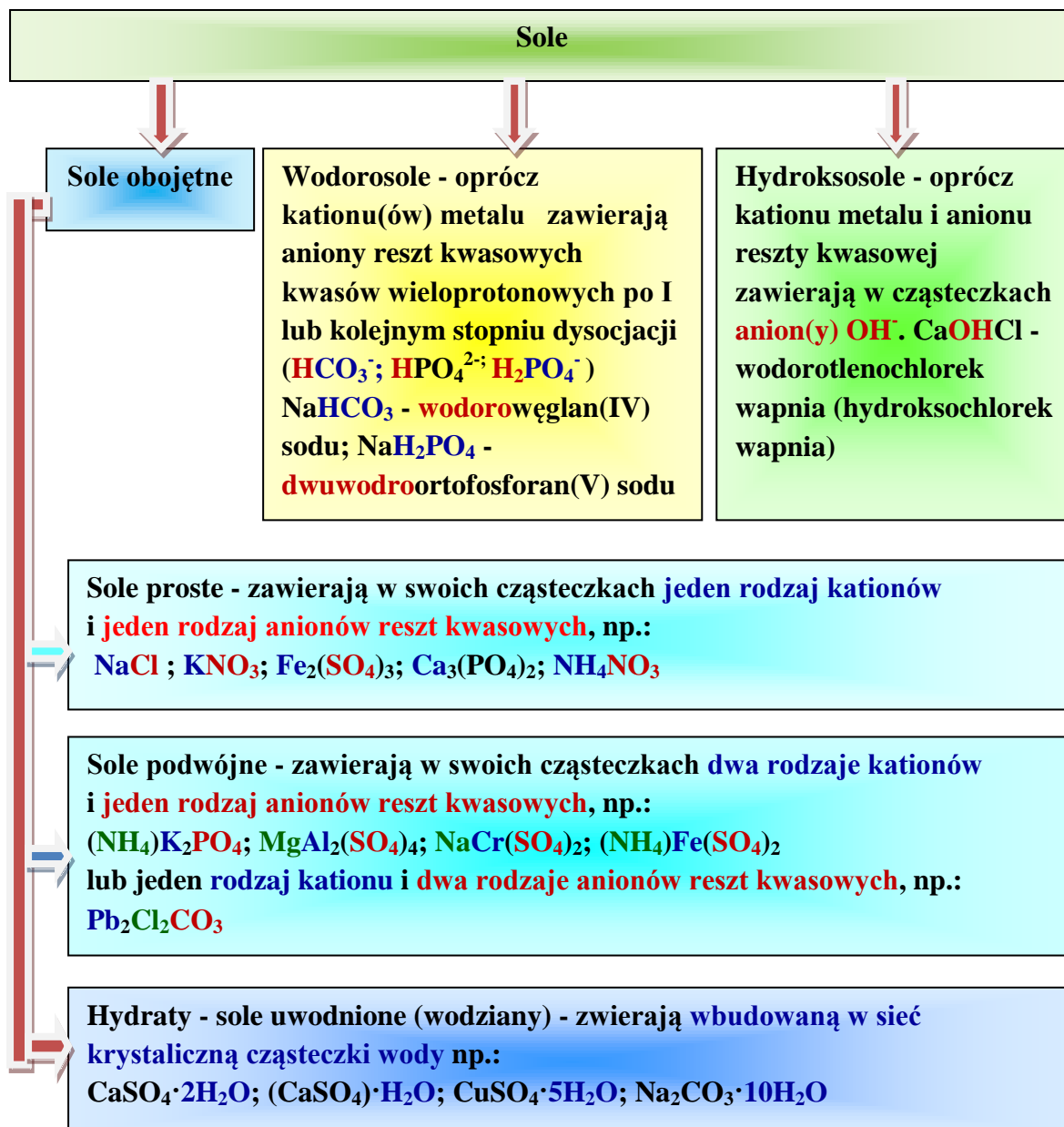
1. Właściwości fizyczne soli

- związki jonowe o stałym stanie skupienia, o budowie krystalicznej, sieć krystaliczną tworzą kationy metalu (wyjątek kation amonowy NH_4^+) i aniony reszt kwasowych,
- w większości przypadkach mają wysokie temp. topnienia np.: NaCl - ok. 801°C , KNO_3 - ok. 340°C , MgSO_4 - ok. 1130°C ,
- w stanie stałym nie przewodzą prądu elektrycznego, sole rozpuszczalne w wodzie lub sole stopione (niektóre sole kwasów tlenowych ulegają rozkładowi) są przewodnikami prądu elektrycznego.
- sole litowców i berylówców z wyjątkami oraz sole pochodzące od mocnych kwasów są z reguły dobrze rozpuszczalne w rozpuszczalnikach polarnych (woda) - patrz tabela rozpuszczalności - ulegając dysocjacji elektrolitycznej (jonowej), z reguły wraz ze wzrostem temp. rozpuszczalność soli w wodzie wzrasta



$\text{CaCO}_3 \rightarrow$ praktycznie nierozpuszczalny

2. Podział soli ze względu na budowę (skład cząsteczki)

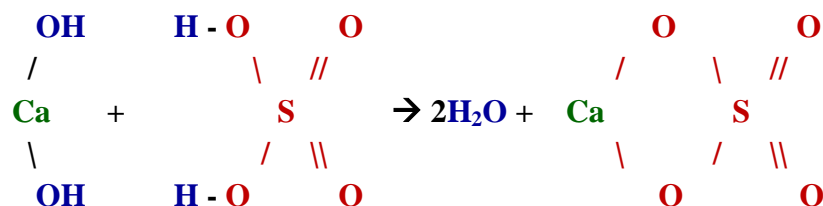
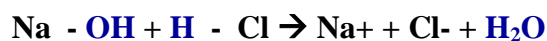


3. Metody otrzymywania soli

a) wodorotlenek + kwas \rightarrow sól + woda (reakcja zobojętniania - wymiany podwójnej)



$\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ uwaga: do krystalizacji ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$) soli dojdzie po odparowaniu wody.



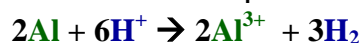
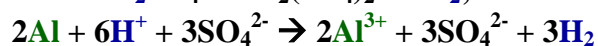
Uwaga: reakcje zobojętniania mogą być niecałkowite, produktami są wodorosole lub hydroksosole - wodorotlenosole :



b) tlenek zasadowy (lub amfoteryczny) + kwas → sól + woda



c) metal aktywniejszy od wodoru + kwas → sól + wodór





d) tlenek zasadowy + tlenek kwasowy → sól



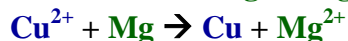
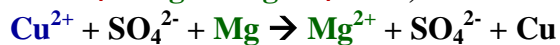
e) wodorotlenek + tlenek kwasowy → sól + woda:



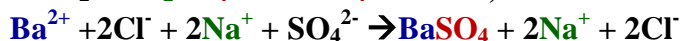
f) reakcje syntezy z pierwiastków: metal + niemetal → sól kwasu beztlenowego:



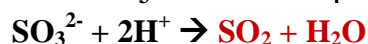
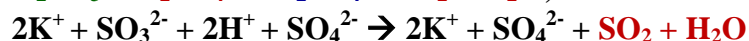
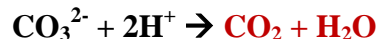
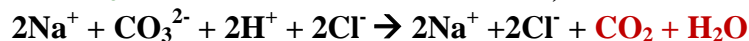
g) rozpuszczalna sól + metal aktywniejszy → sól metalu aktywniejszego + metal mniej aktywny:



h) sól I + sól II → sól III + sól IV (warunek sole muszą być rozpuszczalne w wodzie i zawierać jony soli trudno rozpuszczalnych):



i) sól kwasu słabego + kwas mocny → sól kwasu mocnego + kwas słaby (nietrwały)



4. Ważniejsze reakcje z udziałem soli

a) termiczny rozkład niektórych soli kwasów tlenowych:



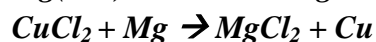
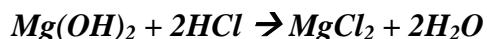
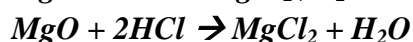
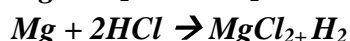
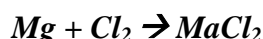
b) fotochemiczny rozkład soli niektórych soli (wykorzystany w fotografii)



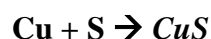
c) hydroliza w roztworach wodnych (reakcja niektórych jonów soli z wodą) - patrz prezentacja hydroliza soli

III. Przykładowe zadania + proponowane rozwiązania

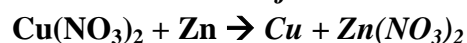
1. Dobierz substraty i zapisz równania reakcji otrzymywania pięcioma różnymi metodami chlorku magnezu.



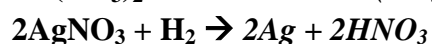
2. Dokończ poniższe równania reakcje chemicznych lub zapisz, że reakcja nie zachodzi, produktom reakcji nadaj nazwy systematyczne.



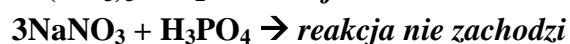
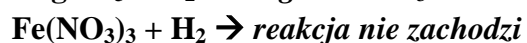
siarczek miedzi(II)

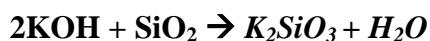


azotan(V) cynku(II)

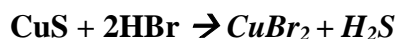


kwas azotowy(V)



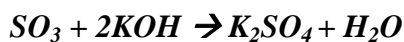


metakrzemian(IV) potasu



bromek miedzi(II) + siarkowodór

3. Ze zbioru tlenków : NO; CaO; SO₃; SiO₂, F₂O₃; CuO wybierz tlenek reagujący z wodą, tlenkiem zasadowym, wodorotlenkiem i zapisz odpowiednie równania reakcji, określ chemiczny tego tlenku.



Tlenek siarki(VI) ma charakter kwasowy

4. Zbiór kwasów HIO, HIO₄, HIO₃ uszereguj wg malejącej ich mocy, uzasadnij uszeregowanie.

HIO₄ > HIO₃ > HIO ; moc kwasów tlenowych tego samego pierwiastka maleje wraz z zmniejszającą się liczbą atomów tlenu w cząsteczce kwasu (im niższy stopień utlenienia atomu centralnego, tym słabszy kwas).

5. Zbiór kwasów H₂SiO₃; HF; H₃PO₄; H₂S; HNO₃; HCN, H₄SiO₄; HClO₄; H₂SO₃; HCl; H₂SO₄ podziel na grupy wg następujących kryteriów:

a) kwasy beztlenowe: HF; HCN; HCl; H₂S

b) kwasy tlenowe: H₄SiO₄; H₂SiO₃; HClO₄; H₂SO₃; HNO₃; H₃PO₄; H₂SO₄

c) kwasy jednoprotone: HF; HCl; HCN; HClO₄; HNO₃;

d) kwasy wieloprotone: H₂S; H₂SiO₃; H₄SiO₄; H₂SO₃; H₃PO₄; H₂SO₄

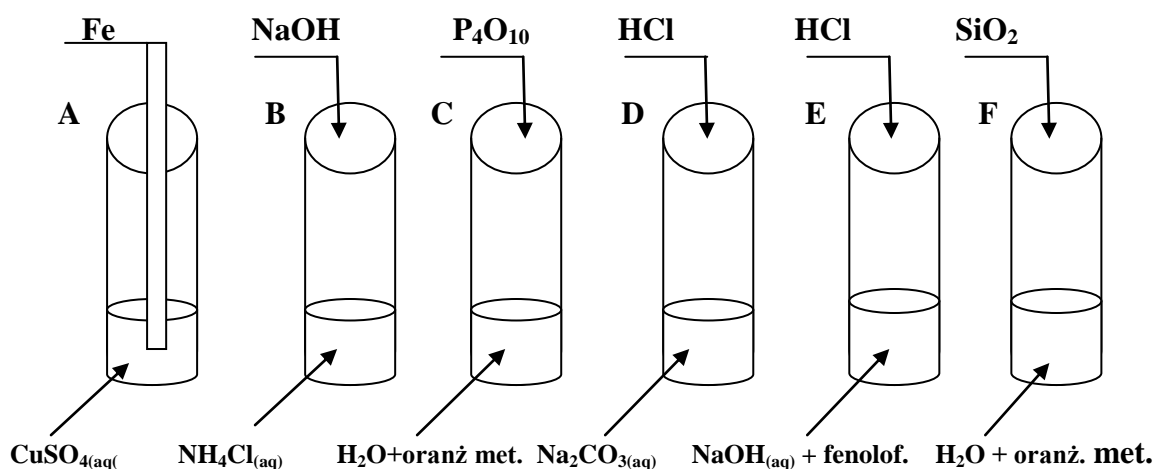
e) kwasy mocne: HCl; HClO₄; HNO₃; H₂SO₄

f) kwasy słabe: HF; HCN; H₂S; H₂SO₃; H₃PO₄;

g) kwasy utleniające: HClO₄; HNO₃; H₂SO₄

h) kwasy nie rozpuszczalne w wodzie: H₂SiO₃; H₄SiO₄;

5. Zapisz obserwacje doświadczenia przedstawionego na poniższym schemacie:



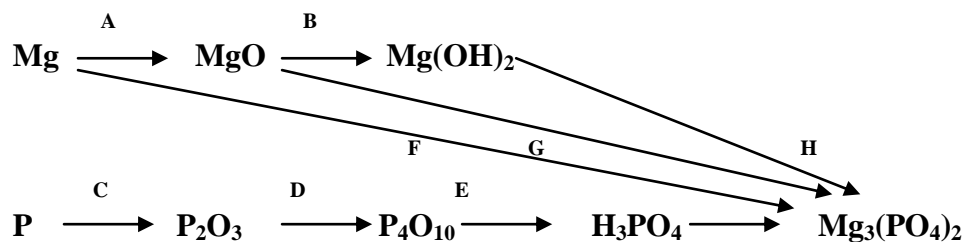
a) blaszka żelazna pokryje się różowo-żółtym nalotem (metaliczną miedzią)

b) wydziela się bezbarwny gaz o drażniącej woni (NH₃),

c) brawa zmieni się z żółtej na czerwoną,

- d) wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz (CO_2),
 e) nastąpi odbarwienie malinowej zawartości probówki,
 f) nie obserwuje się żadnych zmian.

6. Na poniższym schemacie przedstawiono cykl przemian chemicznych. Dla każdej przemiany zapisz równanie reakcji chemicznej dobierając drugi substrat reakcji:



- A) $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
 B) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$
 C) $2\text{P} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_3$
 D) $2\text{P}_2\text{O}_3 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$
 E) $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4$
 F) $6\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2$
 G) $3\text{MgO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 H) $3\text{Mg(OH)}_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$