NOTATKA MATURALNA · ROZDZIAŁ 6

Związki nieorganiczne, metale i niemetale, ochrona środowiska

VII. Systematyka związków nieorganicznych; X. Metale, niemetale i ich związki; XI. Chemia nieorganiczna w życiu codziennym (skały, woda, gips, nawozy); XXII. Chemia w ochronie środowiska (podstawa programowa, zakres rozszerzony)

Notatka dla ucznia przygotowana do matury z chemii na poziomie rozszerzonym (podstawa programowa 2024, Dz.U. 2024 poz. 1019). Oryginalne opracowanie – nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Do użytku własnego ucznia.

Klasyfikacja i nazwy

Związki nieorganiczne to **tlenki**, **wodorki**, **wodorotlenki**, **kwasy** (beztlenowe i tlenowe) oraz **sole**. Stopień utlenienia pierwiastka o kilku stopniach podajesz cyfrą rzymską w nawiasie, bez spacji: tlenek żelaza(III), siarczan(VI) miedzi(II).

Typ soli	Wzór	Nazwa
wodorosól	$NaHSO_4$	wodorosiarczan(VI) sodu
dwuwodorosól	NaH_2PO_4	diwodorofosforan(V) sodu
hydroksosól	$Ca(OH)Cl$	chlorek hydroksowapnia
hydrat	$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	chlorek kobaltu(II)–woda (1/6)

Związek jonowy (MgO, NaCl) nie tworzy cząsteczek – opisujesz jony, z których jest zbudowany.

Charakter tlenków

Charakter	Reaguje z	Przykłady
zasadowy	kwasami (z wodą tylko tlenki litowców i cięższych berylowców)	Na_2O, CaO, MgO, CuO
kwasowy	zasadami (wiele także z wodą, dając kwasy)	CO_2, SO_3, P_4O_{10}, Cl_2O_7
amfoteryczny	kwasami i mocnymi zasadami (hydroksokompleksy)	ZnO, Cr_2O_3, Al_2O_3
obojętny	ani z kwasami, ani z zasadami	CO, NO, N_2O

Doświadczenie wykazujące charakter: dwie probówki z badanym tlenkiem – do jednej kwas, do drugiej nadmiar mocnej zasady. Amfoteryczność potwierdzają **obie** reakcje.

$ZnO + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2O$

$ZnO + 2OH^- + H_2O \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$

Tlenek nierozpuszczalny w wodzie zapisujesz wzorem (w formie niezdysocjowanej), nie jonami.

Otrzymywanie tlenków

- synteza z pierwiastków: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$;
- rozkład węglanu: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ (ogrzewanie);
- rozkład wodorotlenku: $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$ (ogrzewanie).

Tlenek zasadowy łączy się z wodą tylko wtedy, gdy powstaje mocna zasada: $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$. Tlenki kwasowe z wodą dają kwasy: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$.

Wodorki, wodorotlenki i kwasy

- **LiH** (wodorek jonowy, wodór na stopniu –I): $LiH + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$; roztwór zasadowy.
- **NH_3** – zasadowy: $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$ (strzałka odwracalna, nie „NH_4OH").
- **HF, HCl, HBr, HI, H_2S** – kwasowe (roztwór kwasowy); moc kwasów fluorowcowodorowych rośnie od HF do HI.
- **CH_4** – obojętny.

Wodorotlenki i kwasy

- Amfoteryczne wodorotlenki reagują z kwasem i z nadmiarem mocnej zasady (hydroksokompleks): $Al(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2O$; $Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow [Al(OH)_4]^-$; $Cr(OH)_3 + 3OH^- \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-}$.
- Kwasy **nieutleniające** (HCl, rozcieńczony H_2SO_4) roztwarzają metale stojące przed wodorem w szeregu aktywności, wydziela się H_2: $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$.
- Kwasy klasyfikujesz według składu (tlenowe i beztlenowe), mocy (np. HCl, HNO_3 mocne; H_2CO_3, H_2S słabe) i właściwości utleniających.
- Kwasy **utleniające** (HNO_3, stężony H_2SO_4) roztwarzają też Cu i Ag; nie wydziela się wodór.
- Sole otrzymasz m.in.: metal + kwas, tlenek metalu + kwas, wodorotlenek + kwas, tlenek kwasowy + zasada, sól + sól (strącanie osadu), metal + niemetal.

Wypieranie: mocniejszy kwas wypiera z soli kwas słabszy, nietrwały lub lotny. Mocna zasada wypiera słabą zasadę z jej soli.

$FeS + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2S$

$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$

$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$

Metale: właściwości i reakcje

- **Wiązanie metaliczne** – kationy w sieci i zdelokalizowane elektrony walencyjne; stąd przewodnictwo, połysk i kowalność.
- W grupach właściwości zmieniają się stopniowo (podobieństwo w grupie), a w okresach metaliczność maleje ze wzrostem liczby atomowej.
- Litowce i berylowce są aktywne, aktywność rośnie w dół grupy; litowiec jest aktywniejszy od berylowca z tego samego okresu.
- Reakcja z wodą (Na, K, Mg, Ca): $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$; $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$; Mg reaguje wolno i po ogrzaniu: $Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$ (gorąca woda lub para).
- Z kwasami nieutleniającymi: $2Al + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2$; $Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$.

Glin i kwas azotowy(V)

Glin jest lekki, kowalny, dobrze przewodzi prąd i ciepło. Na powietrzu pokrywa się szczelną warstewką tlenku. **Pasywacja** to powstanie ochronnej warstewki tlenku pod działaniem utleniacza (np. stężony HNO_3); chroni ona metal przed dalszą reakcją, dlatego glin ma zastosowanie w technice. Al_2O_3 jest amfoteryczny, więc zasada tę warstewkę roztwarza: $Al_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \rightarrow 2[Al(OH)_4]^-$.

Metal	Stężony HNO_3	Rozcieńczony HNO_3
Al, Fe	pasywacja – brak reakcji	reaguje, powstaje NO
Cu	$Cu + 4H^+ + 2NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$	$3Cu + 8H^+ + 2NO_3^- \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$
Ag	reaguje, powstaje NO_2	$3Ag + 4H^+ + NO_3^- \rightarrow 3Ag^+ + NO + 2H_2O$

NO jest bezbarwny, na powietrzu utlenia się do brunatnego NO_2.

PIERWSZA ŁAWKA

Redoks: manganian(VII) i dichromian(VI)

Produkt redukcji MnO_4^- zależy od środowiska:

Środowisko	Produkt	Obserwacja
kwasowe	Mn^{2+}	odbarwienie (bladoróżowy)
obojętne	MnO_2	brunatny osad
zasadowe	MnO_4^{2-}	zielony roztwór

- kwasowe: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
- obojętne: $MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$
- zasadowe: $MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$
- dichromian(VI), środowisko kwasowe: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Bilans: wyrównaj liczbę elektronów oddawanych i pobieranych, potem sprawdź atomy i ładunek. W środowisku kwasowym dobierasz H^+ i H_2O, w zasadowym OH^- i H_2O. Przykład: $2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 3H_2O$ (ładunek po obu stronach równy −6).

Chromian(VI) CrO_4^{2-} jest żółty, dichromian(VI) $Cr_2O_7^{2-}$ pomarańczowy; przejście między nimi to reakcja kwasowo-zasadowa: $Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + H_2O$.

Gazy w pracowni, niemetale i fluorowce

- **Wodór:** $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ (lub aktywny metal + woda). Miedź nie wypiera wodoru z kwasu solnego.
- **Tlen:** $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ (katalizator MnO_2) albo $2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$ (ogrzewanie).
- **Chlor:** $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ albo $2MnO_4^- + 16H^+ + 10Cl^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 5Cl_2 + 8H_2O$.
- Zbieranie: nad wodą (gaz słabo rozpuszczalny) lub wylotem do góry ($M > 29$ g·mol^{-1}) albo do dołu (gaz lżejszy).

Niemetale i fluorowce

- Wodór z niemetalami: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$; $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$; $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$; $H_2 + S \rightarrow H_2S$.
- Chlor z metalami: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$; $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$; $\mathbf{2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3}$ (chlor utlenia żelazo do III stopnia), a z siarką: $Fe + S \rightarrow FeS$.
- Fluorowce tworzą cząsteczki X_2. Temperatura wrzenia rośnie od fluoru do jodu: F_2 i Cl_2 to gazy, Br_2 ciecz, I_2 ciało stałe (w 25 °C).
- Aktywność chemiczna maleje od F do I; fluorowiec aktywniejszy utlenia aniony mniej aktywnego: $Cl_2 + 2I^- \rightarrow 2Cl^- + I_2$.

Skały, woda, gips, szkło

- **Skały wapienne** (wapień, kreda, marmur) rozpoznasz po kwasie solnym: wydziela się CO_2. Woda z CO_2 roztwarza wapień: $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftarrows Ca^{2+} + 2HCO_3^-$ (formy krasowe).
- **Twardość przemijająca** pochodzi od wodorowęglanów Ca i Mg. Gotowanie: $Ca^{2+} + 2HCO_3^- \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$. Woda wapienna: $Ca^{2+} + HCO_3^- + OH^- \rightarrow CaCO_3 + H_2O$.
- **Gips krystaliczny** $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, **gips palony** $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$, **anhydryt** $CaSO_4$. Ogrzewanie: $2(CaSO_4 \cdot 2H_2O) \rightarrow (CaSO_4)_2 \cdot H_2O + 3H_2O$. Twardnienie zaprawy: $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O + 3H_2O \rightarrow 2(CaSO_4 \cdot 2H_2O)$.
- **SiO_2** (kwarc, piasek, krzemionka; surowiec szkła) – kryształ kowalencyjny o wysokiej temperaturze topnienia, tlenek kwasowy, nie reaguje z wodą. Reaguje ze stopionymi węglanami i z HF: $SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$.

Gleba, nawozy, środowisko

- **Sorpcja glebowa** – zatrzymywanie jonów i cząsteczek przez koloidy gleby (minerały ilaste, próchnica). Chroni składniki pokarmowe (K^+, NH_4^+, Ca^{2+}) przed wymyciem i wiąże część zanieczyszczeń.
- Badanie gleby: odczyn (pH) – wskaźnik uniwersalny i zawiesina gleby w wodzie destylowanej; sorpcja – przesączanie roztworu barwnika lub soli przez próbkę gleby.
- Nawozy: azotowe, fosforowe, potasowe i wieloskładnikowe. Zawartość P i K podaje się jako P_2O_5 i K_2O.
- Zanieczyszczenia: SO_2 i NO_x – kwaśne opady; CO_2 i CH_4 – efekt cieplarniany; freony – dziura ozonowa; azotany(V) i fosforany(V) – eutrofizacja; metale ciężkie, pyły.
- **Zielona chemia:** zapobieganie odpadom, duża ekonomia atomowa, mniej szkodliwe substancje i rozpuszczalniki, oszczędność energii, surowce odnawialne, katalizatory.

Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 6: Związki nieorganiczne, metale i niemetale, ochrona środowiska, dla ucznia

Podgląd pokazał 3 z 4 stron. Pełna wersja: 4 stron A4, PDF do druku.

- Klasyfikacja i nazwy
- Charakter tlenków
- Wodorki, wodorotlenki i kwasy
- Metale: właściwości i reakcje
- Glin i kwas azotowy(V)
- Redoks: manganian(VII) i dichromian(VI)
- Gazy w pracowni, niemetale i fluorowce
- Skały, woda, gips, szkło
- Gleba, nawozy, środowisko
- ramka „Słowa kluczowe z zasad oceniania" – czego wymaga klucz CKE przy poleceniach z tego działu,
- ramka „Najczęstsze błędy na maturze" – tak traci się punkty i tak jest dobrze,
- ramka „Zapamiętaj" – reguły i skróty do szybkiej powtórki.

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-notatka-rozdzial-06-chemia-nieorganiczna