ROZDZIAŁ 5

Reakcje redoks i elektrochemia

Chemia. Zbiór zadań maturalnych temat po temacie. Poziom rozszerzony 2027

W tym rozdziale

Zakres	VIII. Reakcje utleniania i redukcji; IX. Elektrochemia. Ogniwa (podstawa programowa, zakres rozszerzony)
R. Repetytorium	Stopień utlenienia – reguły; Utleniacz, reduktor, typy reakcji redoks; Bilans elektronowo-jonowy; Potencjał standardowy i kierunek reakcji; Ogniwo galwaniczne; Korozja i źródła prądu; ramki „Na maturze" i „Typowe błędy"
A. Zadania wprowadzające	zadania 1–5 · 12 punktów
B. Zadania maturalne	zadania 6–15 · 41 punktów
C. Zadania trudniejsze	zadania 16–19 · 19 punktów
Razem	19 zadań (54 polecenia, w tym 14 rachunkowych), 72 punkty
Rozwiązania	osobny plik: klucz do zadań zamkniętych, przykładowe odpowiedzi, rozwiązania etapowe zadań rachunkowych i zasady oceniania w układzie CKE (z wymaganiami podstawy programowej przy każdym poleceniu)

Jak pracować z rozdziałem

A	Zadania sprawdzające podstawowe pojęcia, wzory i typy reakcji działu.
B	Zadania w formule egzaminu maturalnego (Formuła 2023): wiązki do wspólnego materiału, doświadczenia, równania reakcji, zadania rachunkowe.
C	Zadania wymagające łączenia wiadomości z kilku działów, wieloetapowych obliczeń i analizy złożonych danych.
Obliczenia	W zadaniach rachunkowych zapisz tok rozumowania i wynik z jednostką. Masy molowe i stałe bierz z tablic CKE.
Pomoce	Jak na maturze: *Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, linijka, kalkulator naukowy.

Opracowanie własne „Pierwsza Ławka". Zakres zgodny z podstawą programową kształcenia ogólnego – chemia, zakres rozszerzony (Dz.U. 2024 poz. 1019) i z Informatorem o egzaminie maturalnym z chemii od roku szkolnego 2024/2025. Zbiór nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Typy zadań i zasady oceniania wzorowane na egzaminie maturalnym CKE.

Podgląd • Pierwsza Ławka

R Repetytorium

Stopień utlenienia – reguły

- Pierwiastek w stanie wolnym: 0 (Fe, O_2, S_8).
- Fluor w związkach: –I; tlen zwykle –II (w nadtlenkach –I, w OF_2 +II); wodór zwykle +I (w wodorkach metali –I).
- Suma stopni utlenienia w cząsteczce = 0, w jonie = ładunek jonu.
- W związkach organicznych stopień utlenienia liczy się dla konkretnego atomu węgla: wiązanie C–H daje –1, wiązanie z atomem bardziej elektroujemnym (O, N, Cl) +1 na każdą parę elektronową, wiązanie C–C 0.
- Najwyższy stopień utlenienia pierwiastków bloków s i p jest zwykle równy liczbie elektronów walencyjnych; dla metali bloku d liczy się elektrony ns i (n–1)d.

Drobina	Obliczenie	Stopień utlenienia
SO_3^{2-}	$x + 3\cdot(-2) = -2$	S: IV
$Cr_2O_7^{2-}$	$2x + 7\cdot(-2) = -2$	Cr: VI
CH_3OH (atom C)	3 wiązania C–H, 1 wiązanie C–O	C: –II

Utleniacz, reduktor, typy reakcji redoks

- **Utlenianie** – oddawanie elektronów, stopień utlenienia rośnie; **redukcja** – przyjmowanie elektronów, stopień utlenienia maleje.
- **Utleniacz** przyjmuje elektrony (sam się redukuje); **reduktor** oddaje elektrony (sam się utlenia).
- Drobina z pierwiastkiem na pośrednim stopniu utlenienia (np. H_2O_2, SO_3^{2-}, Fe^{2+}, NO_2^-) może być utleniaczem albo reduktorem – zależy to od partnera reakcji.
- **Dysproporcjonacja** – ten sam pierwiastek z jednego substratu częściowo się utlenia i częściowo redukuje; **synproporcjonacja** – odwrotnie: dwa różne stopnie utlenienia tego samego pierwiastka przechodzą w jeden pośredni.

Bilans elektronowo-jonowy

1. Ustal stopnie utlenienia i wskaż drobiny, które je zmieniają.
2. Napisz osobno równanie utleniania i redukcji; zbilansuj atomy inne niż O i H.
3. Atomy tlenu i wodoru bilansuj zgodnie z odczynem: **kwasowy** – H^+ i H_2O; **zasadowy** – OH^- i H_2O; **obojętny** – po stronie substratów tylko H_2O (H^+ albo OH^- mogą pojawić się wśród produktów).
4. Ładunek wyrównaj elektronami; pomnóż równania połówkowe tak, aby liczba elektronów oddanych = przyjętych; dodaj stronami i uprość.
5. Sprawdź bilans atomów **i ładunku**.

Przykład (środowisko kwasowe):

redukcja: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad |\cdot 1$

utlenianie: $SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- \quad |\cdot 3$

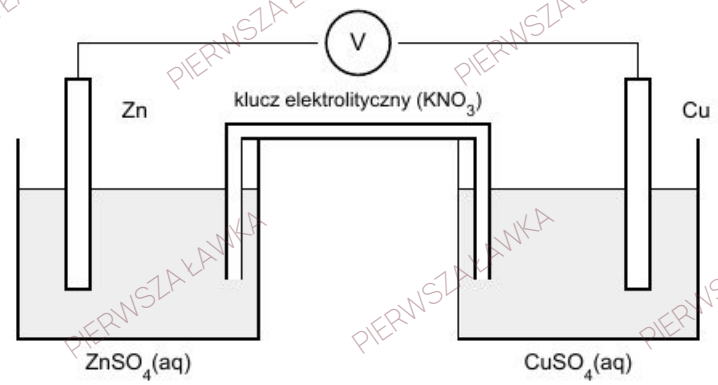
$Cr_2O_7^{2-} + 3SO_3^{2-} + 8H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + 4H_2O$

Podgląd • Pierwsza Ławka

Potencjał standardowy i kierunek reakcji

- Potencjał standardowy E° półogniwa mierzy się względem standardowej elektrody wodorowej (E° = 0 V) w warunkach standardowych (stężenia jonów 1 mol·dm^{-3}, p = 1013 hPa, 298 K).
- Im wyższy E°, tym silniejszym utleniaczem jest forma utleniona pary; im niższy E°, tym silniejszym reduktorem jest forma zredukowana.
- Reakcja redoks zachodzi samorzutnie (w warunkach standardowych), gdy E° pary utleniacza > E° pary reduktora: forma utleniona „wyższej" pary reaguje z formą zredukowaną „niższej".
- Metale o $E^\circ < 0$ wypierają wodór z roztworów kwasów nieutleniających; metal aktywniejszy wypiera metal mniej aktywny z roztworu jego soli.

Ogniwo galwaniczne



- **Anoda** – elektroda, na której zachodzi utlenianie (w ogniwie biegun ujemny); **katoda** – elektroda, na której zachodzi redukcja (biegun dodatni).
- Elektrony płyną przewodnikiem zewnętrznym od anody do katody; w kluczu elektrolitycznym płyną jony (aniony w stronę anody, kationy w stronę katody).
- Schemat: anoda po lewej, katoda po prawej: Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu. W półogniwie redoks elektrodą jest platyna, a w schemacie wpisuje się wszystkie jony biorące udział w reakcji, także H^+.
- **SEM** = $E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$ (zawsze dodatnia); potencjałów nie mnoży się przez współczynniki stechiometryczne.
- Ogniwo nieodwracalne (np. ogniwo Volty: Zn | H_2SO_4(aq) | Cu) – reakcje na elektrodach nie są odwrotnością siebie po zmianie kierunku prądu; ogniwo odwracalne – każda elektroda jest w równowadze z jonami własnego półogniwa.

Korozja i źródła prądu

- Korozja elektrochemiczna stali: na powierzchni metalu w obecności wody i elektrolitu powstają mikroogniwa; żelazo jest utleniane ($Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$), a w środowisku obojętnym na obszarach katodowych redukuje się tlen rozpuszczony w wodzie.
- Ochrona: powłoki niemetaliczne (farby, lakiery, emalie), powłoki metaliczne (anodowe – z metalu aktywniejszego, katodowe – z metalu mniej aktywnego), ochrona protektorowa (połączenie z metalem aktywniejszym, który się zużywa), ochrona katodowa (połączenie z ujemnym biegunem zewnętrznego źródła prądu).
- Współczesne źródła prądu stałego: ogniwa jednorazowe (np. alkaliczne cynkowo-manganowe), akumulatory (kwasowo-ołowiowe, niklowo-wodorkowe, litowo-jonowe), ogniwa paliwowe.

Podgląd • Pierwsza Ławka

Na maturze

W zadaniach z tego działu CKE wymaga zwykle:

- równania „w formie jonowej skróconej” albo „cząsteczkowej” – forma inna niż w poleceniu daje 0 pkt;
- „bilansu elektronowo-jonowego”: osobnych równań utleniania i redukcji z elektronami, a potem współczynników w równaniu sumarycznym – bez równań połówkowych nie ma punktu za bilans;
- schematu ogniwa z anodą po lewej stronie, z platyną w półogniwach redoks i ze wszystkimi jonami biorącymi udział w reakcji;
- SEM z potencjałów standardowych z karty wzorów, wyniku w woltach z podaną dokładnością;
- w doświadczeniach – obserwacji (zmiany widoczne: barwa słownie, osad, gaz, roztwarzanie metalu), a nie nazw produktów.

Typowe błędy

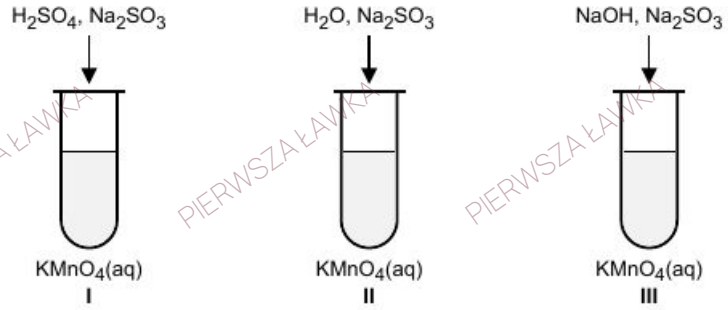
Tak traci się punkty	Tak jest dobrze	Dlaczego
Schemat ogniwa redoks bez jonów H^+, choć biorą udział w reakcji połówkowej	Pt | … || $Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+}, H^+ | Pt	w półogniwie redoks wszystkie jony z równania reakcji elektrodowej należą do roztworu półogniwa
Równanie metalu z kwasem napisane cząsteczkowo, gdy polecenie wymaga formy jonowej skróconej	$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$	forma równania jest elementem polecenia; jony obojętne (Cl^-) się pomija
Równanie z poprawnymi wzorami, ale niezgodnym ładunkiem po obu stronach	suma ładunków po lewej = suma ładunków po prawej	równanie jonowe musi spełniać bilans atomów i ładunku – sam bilans atomów nie wystarcza
Przypisanie reakcji do niewłaściwego metalu lub kwasu, np. srebro „roztwarza się” w kwasie solnym z wydzieleniem wodoru	metal o $E^\circ > 0$ nie wypiera wodoru z kwasu nieutleniającego	o przebiegu decyduje porównanie potencjałów standardowych
Potencjał obliczony z SEM ogniwa pracującego w warunkach niestandardowych traktowany jako potencjał standardowy	E° bierze się z tablic; wartość obliczona dotyczy podanych stężeń	potencjał standardowy dotyczy wyłącznie warunków standardowych
Wynik odczytany „na oko” z wykresu lub oszacowany zamiast obliczony metodą wskazaną w poleceniu	obliczenie według podanej zależności, z tokiem rozumowania	szacowanie zamiast wymaganej metody to błąd metody – 0 pkt mimo wyniku zbliżonego do poprawnego

Podgląd • Pierwsza Ławka

B Zadania maturalne

Zadanie 6. (0–5)

Przeprowadzono doświadczenie, w którym do trzech probówek z fioletowym roztworem manganianu(VII) potasu dodano: do probówki I – kilka kropel stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI), do probówki II – wodę, do probówki III – stężony roztwór wodorotlenku sodu. Następnie do każdej probówki wprowadzono taką samą porcję roztworu siarczanu(IV) sodu.



Zadanie 6.1. (0–2)

Opisz zmiany, które można było zaobserwować w probówkach I i II.

Probówka I:

.....

Probówka II:

.....

Zadanie 6.2. (0–1)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła w probówce I.

.....

.....

.....

Zadanie 6.3. (0–1)

W probówce III roztwór zmienił barwę z fioletowej na zieloną. Uzupełnij zdanie dotyczące tej probówki. Podkreśl w każdym nawiasie właściwe określenie.

W probówce III mangan zmienił stopień utlenienia z VII na (VI / IV / II), a siarka uległa (utlenieniu / redukcji) do stopnia utlenienia (VI / IV / 0).

Zadanie 6.4. (0–1)

Sformułuj problem badawczy tego doświadczenia.

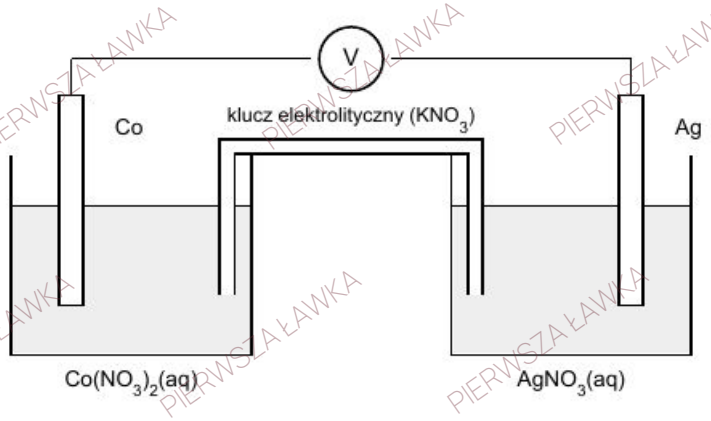
.....

.....

Podgląd • Pierwsza Ławka

Zadanie 8. (0–6)

Zbudowano ogniwo galwaniczne przedstawione na schemacie. Półogniwa pracowały w warunkach standardowych.



Zadanie 8.1. (0–1)

Napisz schemat tego ogniwa oraz równanie reakcji zachodzącej na katodzie podczas jego pracy.

Schemat:

Katoda:

Zadanie 8.2. (0–1)

Oblicz SEM tego ogniwa. Wynik podaj w woltach z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź: .....

Podgląd • Pierwsza Ławka

Zadanie 11.4. (0–1)

Dokończ zdanie. Zaznacz odpowiedź A albo B oraz jej uzasadnienie 1., 2. albo 3.

Podczas pracy ogniwa pH roztworu w półogniwie A

A	maleje,	ponieważ	**1.**	w reakcji katodowej zużywane są jony H^+.
B	rośnie,		**2.**	w reakcji katodowej powstają jony H^+.
			3.	jony Cr^{3+} ulegają hydrolizie.

Zadanie 12. (0–4)

W alkalicznym ogniwie cynkowo-manganowym anodą jest sproszkowany cynk w żelu z roztworem wodorotlenku potasu, a katodą – tlenek manganu(IV) zmieszany z grafitem. Reakcję zachodzącą w ogniwie można opisać uproszczonym równaniem:

$$Zn + 2MnO_2 + H_2O \rightarrow ZnO + 2MnO(OH)$$

opracowanie własne na podstawie ogólnie dostępnych opisów ogniw alkalicznych (równanie uproszczone)

Zadanie 12.1. (0–1)

Oceń prawdziwość zdań dotyczących ogniwa alkalicznego. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	Podczas pracy ogniwa cynk ulega utlenieniu.	**P**	**F**
2.	Mangan zmienia stopień utlenienia z IV na II.	**P**	**F**
3.	Na katodzie zachodzi redukcja tlenku manganu(IV).	**P**	**F**

Zadanie 12.2. (0–1)

Napisz w formie jonowej równanie reakcji zachodzącej na katodzie (z uwzględnieniem elektronów). Uwzględnij, że w reakcji biorą udział cząsteczki wody i powstają jony OH^-.

.....

.....

.....

Zadanie 12.3. (0–2)

Oblicz minimalną masę tlenku manganu(IV), która musi znajdować się w ogniwie, aby przereagował cały cynk o masie 1,00 g. Wynik podaj w gramach z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź: .....

Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Matura 2027 z chemii (poziom rozszerzony) – zbiór zadań, rozdział 5: Reakcje redoks i elektrochemia – repetytorium, zadania i zasady oceniania

Podgląd pokazał 7 z 23 stron. Pełna wersja: 23 stron A4, PDF do druku.

- Zadania (23 strony): repetytorium działu (Stopień utlenienia – reguły, Utleniacz, reduktor, typy reakcji redoks, Bilans elektronowo-jonowy, Potencjał standardowy i kierunek reakcji
- Rozwiązania (21 stron): klucz do zadań zamkniętych, rozwiązania zadań rachunkowych krok po kroku, przykładowe odpowiedzi do zadań otwartych i zasady oceniania w układzie CKE – za c

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-zbior-zadan-rozdzial-05-redoks-i-elektrochemia