NOTATKA MATURALNA · ROZDZIAŁ 5

Reakcje redoks i elektrochemia

VIII. Reakcje utleniania i redukcji; IX. Elektrochemia. Ogniwa (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.

Stopień utlenienia

Stopień utlenienia to ładunek, jaki miałby atom, gdyby wszystkie wiązania były jonowe. Zapisujesz go cyfrą rzymską, a wartość ujemną ze znakiem minus.

- pierwiastek w stanie wolnym: 0 (Fe, O_2, S_8);
- fluor w związkach −I; tlen zwykle −II (w nadtlenkach −I); wodór zwykle +I (w wodorkach metali −I);
- suma stopni w cząsteczce = 0, w jonie = ładunek jonu;
- maksymalny stopień pierwiastka bloku s i p zwykle równa się liczbie elektronów walencyjnych (Cl: VII); dla manganu liczysz elektrony 4s i 3d, więc maksimum to VII;
- w związkach organicznych liczysz osobno dla każdego atomu węgla: wiązanie C–H daje −1, wiązanie z O, N lub Cl +1 za każdą parę elektronową, wiązanie C–C 0.

Drobina	Obliczenie	Wynik
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
CH_3CHO (C przy O)	1 wiązanie C–H, C–C, podwójne C=O	C: I
CH_3COOH (C przy O)	C–C oraz trzy wiązania z O	C: III

Utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor

- **Utlenianie** – oddawanie elektronów, stopień utlenienia rośnie. **Redukcja** – przyjmowanie elektronów, stopień maleje.
- **Utleniacz** przyjmuje elektrony i sam się redukuje. **Reduktor** oddaje elektrony i sam się utlenia.
- Drobina z pierwiastkiem na pośrednim stopniu (H_2O_2, SO_3^{2-}, Fe^{2+}, NO_2^-) bywa utleniaczem albo reduktorem – decyduje partner.
- **Dysproporcjonacja**: jeden pierwiastek z jednego substratu częściowo się utlenia, częściowo redukuje ($Cl_2 + 2OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$). **Synproporcjonacja**: dwa stopnie tego samego pierwiastka przechodzą w jeden pośredni.
- Typowe stopnie przewidujesz z konfiguracji elektronowej: pierwiastek oddaje elektrony walencyjne (metale) albo dopełnia powłokę (niemetale).

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. Bilansuj O i H zależnie od odczynu: **kwasowy** – H_2O i H^+; **zasadowy** – H_2O i OH^-; **obojętny** – po stronie substratów tylko H_2O (H^+ lub OH^- mogą pojawić się wśród produktów).
4. Wyrównaj ładunek elektronami, pomnóż równania tak, by liczba elektronów oddanych = przyjętych, dodaj stronami i uprość.
5. Sprawdź bilans atomów **i ładunku**.

kwasowy – redukcja: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \mid \cdot 2$

utlenianie: $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^- \mid \cdot 5$

$2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$

zasadowy – redukcja: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$; utlenianie: $Cl_2 + 4OH^- \rightarrow 2ClO^- + 2H_2O + 2e^-$

Gdy polecenie żąda formy cząsteczkowej, dopisz do równania jonowego jony towarzyszące (np. NO_3^-, K^+) i uzgodnij współczynniki.

Podgląd · Pierwsza Ławka

Potencjał standardowy i kierunek reakcji

- E° półogniwa mierzysz względem standardowej elektrody wodorowej (E° = 0 V). Warunki standardowe: stężenia jonów 1 mol·dm^{-3}, p = 1013 hPa, 298 K.
- Wyższy E° – silniejszy utleniacz (forma utleniona pary). Niższy E° – silniejszy reduktor (forma zredukowana).
- Reakcja zachodzi samorzutnie, gdy E° pary utleniacza > E° pary reduktora.
- Metal o E° < 0 wypiera wodór z kwasu nieutleniającego; metal aktywniejszy wypiera mniej aktywny z roztworu soli.

Półogniwo	E°, V	Półogniwo	E°, V
Mg^{2+}/Mg	−2,372	Cu^{2+}/Cu	0,342
Zn^{2+}/Zn	−0,762	Fe^{3+}/Fe^{2+}	0,771
Fe^{2+}/Fe	−0,447	Ag^{+}/Ag	0,800
Co^{2+}/Co	−0,28	Br_2/Br^-	1,066
Pb^{2+}/Pb	−0,126	Cl_2/Cl^-	1,358
I_2/I^-	0,536	MnO_4^-/Mn^{2+}	1,507

Wartości bierzesz z karty wzorów CKE. Przykład: Fe^{3+} (0,771 V) utlenia I^- (0,536 V), ale nie utlenia Br^- (1,066 V). Srebro (0,800 V) nie wypiera wodoru z HCl.

Ogniwo galwaniczne: pojęcia

- **Półogniwo** – elektroda zanurzona w roztworze własnych jonów. **Klucz elektrolityczny** zamyka obwód: płyną nim jony (aniony do anody, kationy do katody) i wyrównuje ładunki w półogniwach.
- **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.
- **SEM** = $E^\circ_{katody} - E^\circ_{anody}$ i jest dodatnia. Potencjałów nie mnożysz przez współczynniki stechiometryczne.
- Szereg elektrochemiczny porządkuje metale według E°; anodą jest półogniwo o niższym potencjale.

Przykład: Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu. SEM = 0,342 − (−0,762) = 1,104 V.

Schemat ogniwa i równania elektrodowe

- Anoda **po lewej**, katoda po prawej. Pojedyncza kreska | oznacza granicę faz (elektroda | roztwór), podwójna || – klucz elektrolityczny.
- Substancje w tym samym roztworze rozdzielasz **przecinkami**, nie kreską.
- W półogniwie redoks elektrodą jest platyna, a w schemacie wpisujesz **wszystkie jony** biorące udział w reakcji elektrodowej, także H^+: Pt | Fe^{2+}, Fe^{3+} || $Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+}, H^+ | Pt.
- Półogniwo wodorowe: po prawej (katoda) H^+ | H_2 | Pt, po lewej (anoda) Pt | H_2 | H^+.
- Projektowanie ogniwa dla zadanej reakcji: rozpisz ją na utlenianie (anoda) i redukcję (katoda), a następnie ułóż półogniwa.
- **Ogniwo odwracalne** – każda elektroda jest w równowadze z jonami własnego półogniwa (ogniwo Daniella). **Nieodwracalne** – reakcje po zmianie kierunku prądu nie są odwrotnością siebie (ogniwo Volty: Zn | H_2SO_4(aq) | Cu).
- W warunkach niestandardowych SEM różni się od obliczonej z E°, bo zmieniają się stężenia jonów.

Korozja elektrochemiczna i ochrona

- Na stali w obecności wody i elektrolitu powstają mikroogniwa. Żelazo jest anodą: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$. W środowisku obojętnym na obszarach katodowych redukuje się tlen: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$.
- Kontakt z metalem o wyższym E° (miedź) przyspiesza korozję żelaza, bo żelazo zostaje anodą. Kontakt z metalem o niższym E° (magnez, cynk) chroni stal.

Sposób ochrony	Zasada
powłoka niemetaliczna	farba, lakier, emalia odcinają dostęp wody i tlenu
powłoka metaliczna anodowa	z metalu aktywniejszego (cynk); po uszkodzeniu to on się utlenia
powłoka metaliczna katodowa	z metalu mniej aktywnego; po uszkodzeniu stal koroduje szybciej
ochrona protektorowa	połączenie z metalem aktywniejszym, który się zużywa
ochrona katodowa	połączenie z ujemnym biegunem zewnętrznego źródła prądu

Podgląd • Pierwsza Ławka

Współczesne źródła prądu

- **Ogniwa jednorazowe**, np. alkaliczne cynkowo-manganowe: anoda cynkowa, na katodzie $MnO_2 + H_2O + e^- \rightarrow MnO(OH) + OH^-$.
- **Akumulatory** (ładowalne): kwasowo-ołowiowe, niklowo-wodorkowe, litowo-jonowe.
- **Ogniwa paliwowe** – reagenty są dostarczane z zewnątrz.

Przy porównywaniu źródeł zwracasz uwagę na odwracalność, zastosowanie i wpływ na środowisko.

Miareczkowanie redoks

- **Manganometria**: titrant to $KMnO_4$ w środowisku kwaśnym; fioletowy titrant odbarwia się w reakcji, a punkt końcowy wyznacza pierwsze trwałe bladoróżowe zabarwienie od nadmiaru jonów MnO_4^-. Zakwaszasz kwasem siarkowym(VI), nie solnym – chlorki mogłyby się utleniać do chloru.
- $MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$, więc $n(Fe^{2+}) = 5 \cdot n(MnO_4^-)$.
- **Jodometria**: utleniacz wydziela jod z nadmiaru KI, a jod miareczkujesz tiosiarczanem: $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$. Stosunek $I_2 : S_2O_3^{2-} = 1 : 2$.
- Obliczenia: $n = c \cdot V$; przelicz objętość na dm^3, uwzględnij stosunek stechiometryczny i masy molowe z układu okresowego CKE.
- Barwa manganianu(VII) zależy od odczynu: w kwasowym powstaje Mn^{2+} (odbarwienie), w obojętnym MnO_2 (brunatny osad), w silnie zasadowym MnO_4^{2-} (zieleń).

Słowa kluczowe z zasad oceniania

Polecenie / temat	Co musi paść w odpowiedzi, żeby dostać punkt
Wskaż utleniacz i reduktor	wzór drobiny z pierwiastkiem, który zmienia stopień (np. MnO_4^-), nie sama nazwa pierwiastka
Napisz równanie w formie jonowej skróconej	pominięte jony obojętne, zgodny bilans atomów i ładunku; forma cząsteczkowa daje 0 pkt
Bilans elektronowo-jonowy	osobne równania utleniania i redukcji z elektronami, potem współczynniki; sam bilans elektronowy przy atomach nie wystarcza
Środowisko zasadowe	w równaniach OH^- i H_2O; jony H^+ nie są uznawane
Schemat ogniwa	anoda po lewej, platyna w półogniwach redoks, wszystkie jony (także H^+), przecinki w obrębie roztworu
Oblicz SEM	E° katody – E° anody z karty wzorów, wynik w woltach z żądaną dokładnością
Wyjaśnij ochronę protektorową	porównanie potencjałów i wskazanie: metal ochronny to anoda i się utlenia, stal to katoda
Opisz obserwacje	barwy słownie, osad, gaz, roztwarzanie metalu; nazwy produktów i „zmiana barwy" bez podania barw nie są uznawane
Sformułuj problem badawczy	pytanie (lub zdanie) o związek badanego czynnika z wynikiem; nie hipoteza i nie wniosek
SEM w innych warunkach	stężenia jonów różnią się od standardowych (1 $mol \cdot dm^{-3}$); „ogniwo się zużywa" nie wystarcza
Próba kontrolna	taki sam układ jak badany, ale bez badanego czynnika; pozostałe warunki jednakowe

PIERWSZA ŁAWKA

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 5: Reakcje redoks i elektrochemia, dla ucznia

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

- Stopień utlenienia
- Utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor
- Bilans elektronowo-jonowy
- Potencjał standardowy i kierunek reakcji
- Ogniwo galwaniczne: pojęcia
- Schemat ogniwa i równania elektrodowe
- Korozja elektrochemiczna i ochrona
- Współczesne źródła prądu
- Miareczkowanie redoks
- 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-05-redoks-i-elektrochemia