

Politechnika Śląska w Gliwicach

Wydział Chemiczny

Polskie Towarzystwo Chemiczne

Gliwice, 28 marca 2015

Numer startowy:

Nazwisko

Imię

Szkoła (pełna nazwa, miejscowość):

.....

.....

.....

PESEL

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

XXIII Ogólnopolski Konkurs Chemiczny

dla młodzieży szkół średnich

ZADANIA LABORATORYJNE

Sponsorzy

VOIGT®



FLUOR®



Tabela liczby punktów

1	2	Suma

Na rozwiązanie obu zadań masz **120** minut i możesz w tym czasie zdobyć **55** punktów.

Zadanie 1 (15 pkt)

ZESTAW:

W probówkach oznaczonych A, B, C, D znajduje się identyczna ilość (5 mL) każdego z podanych roztworów:

- 0,3 M HCl
- 0,5 M HCl
- 0,3 M NaHCO₃
- 0,5 M NaHCO₃

oznaczenie	zawartość
A	
B	
C	
D	

Dysponując trzema porcjami każdego roztworu oraz możliwością jednokrotnego zbadania odczynu dowolnego roztworu (wyjściowego lub otrzymanego przez zmieszanie) ustal zawartość probówek A-D. Odpowiedź uzasadnij (równanie reakcji, obliczenia, wnioski z obserwacji). Badanie papierkiem wskaźnikowym oznacza 1 próbę.

Rozwiązanie:

(Każdy krok powinien zawierać 3 elementy: opis próby, obserwacja, wniosek)

Próba 1	Próba 6
Próba 2	Próba 7
Próba 3	Próba 8
Próba 4	Próba 9
Próba 5	Próba 10

Zadanie 2 (40 pkt) REAKCJE UTLENIENIA I REDUKCJI

Reakcje utlenienia i redukcji są to reakcje wymiany elektronów pomiędzy n-stopniowym utleniaczem (biorcą n elektronów) i m-stopniowym reduktorem (dawcą m elektronów). Utleniacz $(Ox)_1$ pobierając n elektronów sam się redukuje i przechodzi w reduktor $(Red)_1$, a reduktor $(Red)_2$ oddając m elektronów sam się utlenia i przechodzi w utleniacz $(Ox)_2$:



Liczby przyjętych elektronów i oddanych elektronów w reakcji redoks muszą być sobie równe i są równe najmniejszej wspólnej wielokrotności m i n, a ogólnie można ten proces przedstawić równaniem:



Kierunek reakcji utlenienia i redukcji wyznaczają właściwości utleniające par utleniacz – reduktor: (1) i (2)

Ich miarą są potencjały (E_1, E_2) określone przez równanie Nernsta, którego przybliżona postać dla $t = 25^\circ C$ jest następująca:

$$E_1 = E_1^0 + \frac{0,06}{n} \log \frac{[Ox_1]}{[Red_1]} \quad E_2 = E_2^0 + \frac{0,06}{m} \log \frac{[Ox_2]}{[Red_2]}$$

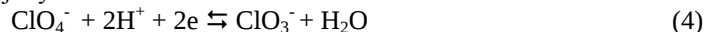
Jeśli w momencie rozpoczęcia reakcji $E_1 > E_2$ oznacza to, że Ox_1 jest silniejszym utleniaczem od Ox_2 i będzie utleniał Red_2 , a reakcja (3) będzie przebiegała w prawą stronę. Jeśli $E_1 < E_2$ będzie przebiegała w lewą stronę.

Potencjał układu redox zależy od stężeń molowych utleniaczy $[Ox_1], [Ox_2]$ i reduktorów $[Red_1], [Red_2]$, od rodzaju utleniacza (Ox) i reduktora (Red) , czego miarą są potencjały standardowe $(E_1^0 \text{ i } E_2^0)$, czyli wartości potencjałów dla jednostkowych stężeń $[Ox_1], [Ox_2], [Red_1], [Red_2]$.

Oprócz tego na potencjał redoks może wpływać kwasowość roztworu a także inne reakcje, które mogą spowodować zmianę stężeń $[Ox_1], [Ox_2], [Red_1], [Red_2]$, przez strącenie trudno rozpuszczalnego osadu lub utworzenie słabo zdysocjowanego kompleksu jednego lub kilku składników układu. Np.:

- strącenie trudno rozpuszczalnego osadu przez Ox_2 spowoduje obniżenie stężenia $[Ox_2]$, a przez to obniżenie potencjału E_2 ,
- utworzenie przez związek Y trwalszego kompleksu z Red_1 niż z Ox_1 spowoduje znaczniejsze obniżenie stężenia $[Red_1]$ niż $[Ox_1]$, czyli wzrost ułamka $[Ox_1]/[Red_1]$, czyli ostatecznie wzrost potencjału.

- w reakcji, w której uczestniczą jony wodorowe:



$$\text{potencjał wynosi : } E = E^0 + \frac{0,06}{2} \log \frac{[ClO_4^-] \cdot [H^+]^2}{[ClO_3^-]} = E^0 - 0,06 \cdot pH + \log \frac{[ClO_4^-]}{[ClO_3^-]}$$

czyli przy $[ClO_4^-] = [ClO_3^-]$ maleje ze wzrostem pH.

Na podstawie zamieszczonych w tabeli danych dotyczących potencjałów standardowych dla różnych układów redox oraz poczynionych obserwacji wyjaśnij przyczynę zachodzących przemian i napisz równania reakcji w wykonanych próbach 1 – 10.

Układ redoks	Potencjał standardowy E^0 [V]
$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	0,76
$[Fe(CN)_6]^{3-} + e = [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,36
$[Fe(EDTA)]^- + e = [Fe(EDTA)]^{2-}$	0,16
$I_2 + 2e = 2I^-$	0,53
$Cr_2O_7^{2-} + 6e + 14H^+ = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33 (pH = 0)
$O_2 + 2e + 2H^+ = H_2O_2$	0,695 (pH = 0)
$O_2 + 4e + 4H^+ = 2H_2O$	1,23 (pH = 0)
$MnO_4^- + 5e + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,50 (pH = 0)
$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	0,56

BRUDNOPIS

Imię i Nazwisko Numer startowy.....

pkt.

Wykonaj podane w poniższej tabeli reakcje chemiczne

Nr	Opis wykonania reakcji	Podaj wyniki obserwacji, wyjaśnij jaka reakcja zachodzi (lub nie zachodzi) i dlaczego? Napisz równanie zachodzącej reakcji
1.	Do 1 ml r-ru siarczanu Fe(II) i Fe(III), w którym $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Fe}^{3+}]$ wprowadź 2 ml r-ru KI w wodnym roztworze skrobi. Wstrząśnij zawartość probówki i pozostaw na 5 min.	
2.	Do 1 ml r-ru siarczanu Fe(II) i Fe(III), w którym $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Fe}^{3+}]$ dodaj 2 ml 0,1 M r-ru EDTA, a następnie wprowadź 2 ml r-ru KI w wodnym roztworze skrobi. Wstrząśnij zawartość probówki i pozostaw na 5 min	
3.	Do 1 ml r-ru cyjankowych kompleksów Fe(II) i Fe(III), w którym $[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] = [\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}]$ wprowadź 2 ml r-ru KI w wodnym roztworze skrobi. Wstrząśnij zawartość probówki i pozostaw na 5 min	
4.	Do 1 ml r-ru cyjankowych kompleksów Fe(II) i Fe(III), w którym $[\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}] = [\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}]$ dodaj 2 ml 0,2 M r-ru $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, przesącz strącony osad i do przesączu wprowadź 2 ml r-ru KI w wodnym roztworze skrobi. Wstrząśnij zawartość probówki i pozostaw na 10 min	
5.	Do 1 ml 0,5M roztworu $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dodaj 1 ml 2M H_2SO_4 i wprowadź 2 ml 15% roztworu wodnego H_2O_2 . Wstrząśnij zawartość probówki	

Nr	Opis wykonania reakcji	Podaj wyniki obserwacji, wyjaśnij jaka reakcja zachodzi (lub nie zachodzi) i dlaczego? Napisz równanie zachodzącej reakcji
6.	Do 1 ml 0,5M r-ru $K_2Cr_2O_7$ dodaj 2 ml 2M NaOH, a następnie wprowadź 2 ml 15% r-ru wodnego H_2O_2 . Wstrząśnij zawartość probówki	
7.	Do 1 ml 0,2 M r-ru $CrCl_3$ dodaj 1 ml 2M r-ru H_2SO_4 , a następnie wprowadź 2 ml 15% r-ru wodnego H_2O_2 . Wstrząśnij zawartość probówki.	
8.	Do 1 ml 0,2 M r-ru $CrCl_3$ dodaj 2 ml 2M r-ru NaOH, a następnie wprowadź 2 ml 15% r-ru wodnego H_2O_2 . Wstrząśnij zawartość probówki.	
9.	Do 2 ml 0,002M roztworu $KMnO_4$ dodaj 1 ml 2M H_2SO_4 , a następnie wprowadź 1 ml 15% r-ru H_2O_2 . Wstrząśnij zawartość probówki. Pozostaw na 1 min.	
10.	Do 2 ml 0,002M roztworu $KMnO_4$ dodaj 3 ml 25% NaOH. Ostrożnie zagotuj do wrzenia. Pozostaw na 10 min.	