



**Konsultacje Chemia ogólna i nieorganiczna
27 kwietnia 2023**

dr Elżbieta Milewska

ZAKŁAD ANALIZY I BIOANALIZY LEKÓW

**PUBLIKACJA DOFINANSOWANA ZE ŚRODKÓW BUDŻETU PAŃSTWA
W RAMACH PROGRAMU MINISTRA EDUKACJI I NAUKI
POD NAZWĄ BIOLOGIA I CHEMIA PO AKADEMICKU 2
NR PROJEKTU SONP/SP/548089/2022
KWOTA DOFINANSOWANIA
33 100 zł
CAŁKOWITA WARTOŚĆ PROJEKTU
37 100 zł**



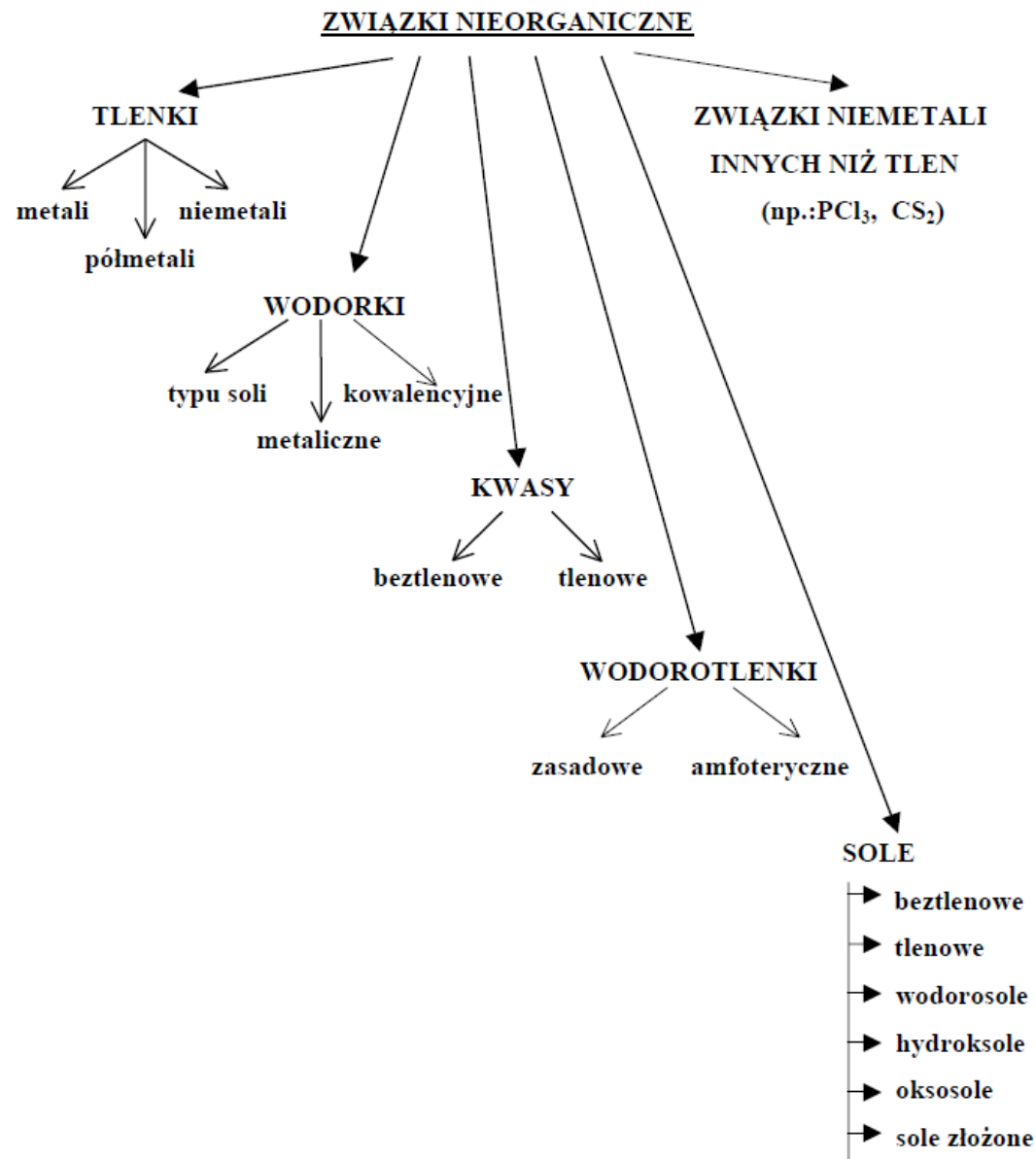
SYSTEMATYKA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH

PODZIAŁ

W zależności od obranego kryterium związki nieorganiczne można podzielić na:

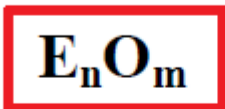
- związki dwuskładnikowe**
- związki wieloskładnikowe**
- związki poszczególnych pierwiastków**

CHARAKTER CHEMICZNY



TLENKI

związki pierwiastków z tlenem
o ogólnym wzorze:



gdzie: E - dowolny pierwiastek

n, m - współczynniki

(tlen zawsze na -II stopniu utlenienia)

NAZEWNICTWO

Wzór tlenku	Nazwa tradycyjna	Nazwa obowiązująca (wg. systemu Stocka)
H ₂ O	woda	-
K ₂ O	tlenek potasu	tlenek potasu
N ₂ O	podtlenek azotu	tlenek azotu (I)
NO	tlenek azotu	tlenek azotu (II)
N ₂ O ₃	trójtlenek azotu	tlenek azotu (III)
NO ₂	dwutlenek azotu	tlenek azotu (IV)
N ₂ O ₅	pięciotlenek azotu	tlenek azotu (V)
Al ₂ O ₃	tlenek glinu	tlenek glinu
CaO	tlenek wapnia	tlenek wapnia
CuO	tlenek miedziowy	tlenek miedzi (II)
CrO	tlenek chromawy	tlenek chromu (II)
Cr ₂ O ₃	tlenek chromowy	tlenek chromu (III)
CrO ₃	trójtlenek chromu	tlenek chromu (VI)
FeO	tlenek żelazawy	tlenek żelaza (II)
Fe ₂ O ₃	tlenek żelazowy	tlenek żelaza (III)
Fe ₃ O ₄ (Fe ₂ O ₃ ·FeO)	tlenek żelazawo- żelazowy	tlenek żelaza (III) żelaza (II)
CO	tlenek węgla	tlenek węgla (II)
CO ₂	dwutlenek węgla	tlenek węgla (IV)

NADTLENKI i PONADTLENKI

NADTLENKI: związki niektórych pierwiastków z grup 1, 2 i 12
z grupą dwu atomów tlenu bezpośrednio związanych ze sobą:



gdzie: E - pierwiastek,

n - współczynnik

O_2^{-II} - ugrupowanie $(O-O)^{-II}$

(tlen zawsze na -I stopniu utlenienia)

PONADTLENKI: związki pierwiastków grupy 1
z anionem O_2^{-I} o wzorze:



(ugrupowanie O_2 na -I stopniu utlenienia

O na -1/2 stopniu utlenienia)

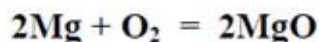
NAZEWNICTWO

Wzór	Nazwa tradycyjna	Nazwa obowiązująca (wg. systemu Stocka)
H_2O_2	nadtlenek wodoru	-
K_2O_2	nadtlenek potasu	nadtlenek potasu
BaO_2	nadtlenek baru	nadtlenek baru
CdO_2	nadtlenek kadmu	nadtlenek kadmu
ZnO_2	nadtlenek cynku	nadtlenek cynku
KO_2	ponadtlenek potasu	ponadtlenek potasu

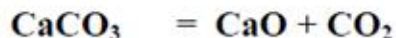
OTRZYMYWANIE TLENKÓW, NADTLENKÓW i PONADTLENKÓW

TLENKI otrzymuje się najczęściej poprzez:

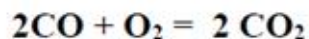
bezpośrednią syntezę:



rozkład termiczny soli lub wodorotlenków i tlenków:



utlenianie tlenków na niższych stopniach utlenienia:



redukcje tlenków na wyższych stopniach utlenienia:

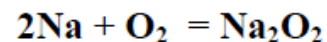


spalanie związków organicznych:

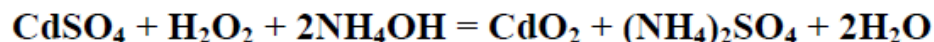


NADTLENKI otrzymuje się z reguły poprzez:

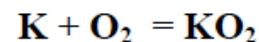
- ogrzewanie danego pierwiastka grupy 1 lub 2 w powietrzu:



- reakcje soli danego metalu z nadtlenkiem wodoru w środowisku zasadowym:



PONADTLENKI są otrzymywane w reakcji pierwiastków grupy 1 z tlenem pod zwiększonym ciśnieniem:



WŁAŚCIWOŚCI TLENKÓW - chemiczne

Chemiczne: właściwości chemiczne tlenków są zróżnicowane;

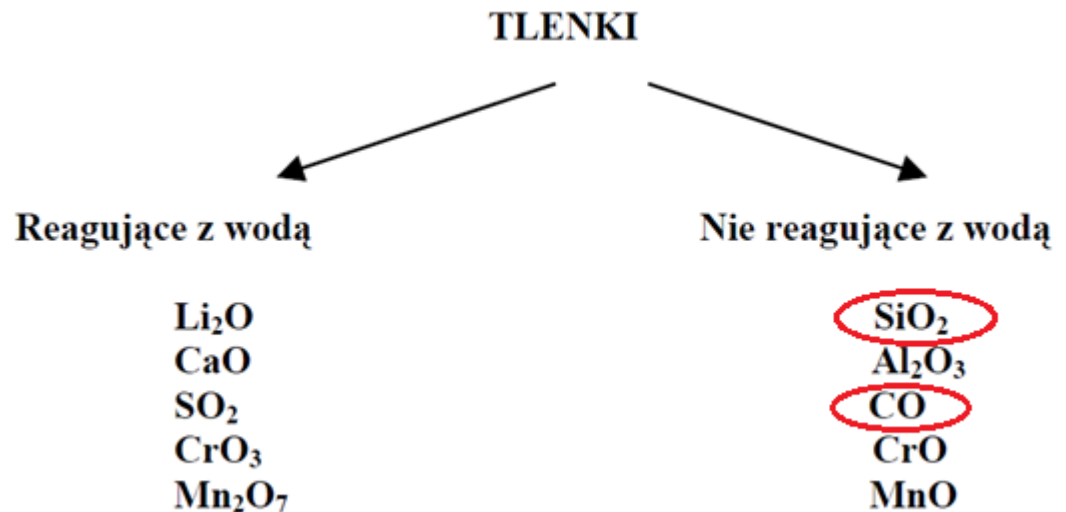
biorąc pod uwagę zachowanie się w stosunku do kwasów i zasad tlenki dzieli się na:

obojętne

kwasowe

zasadowe

amfoteryczne



OBOJETNE

CO, NO, N₂O, SiO

TLENKI OBOJETNE

nie reagują z wodą, z kwasami ani z zasadami

KWASOWE

CO₂, NO₂ **SiO₂**

TLENKI KWASOWE

jeśli reagują z wodą to tworzą kwasy,
reagują z zasadami tworząc sole

ZASADOWE

KOH, Ca(OH)₂

TLENKI ZASADOWE

jeśli reagują z wodą to tworzą zasady,
reagują z kwasami tworząc sole

AMFOTERYCZNE

Al₂O₃, ZnO, Cr₂O₃, MnO₂, Fe₂O₃, FeO
Cu₂O, CuO, SnO₂, PbO₂, PbO

TLENKI AMFOTERYCZNE

reagują zarówno z mocnymi kwasami
i zasadami tworząc sole

ZADANIE

W trzech probówkach oznaczonych numerami 1, 2, 3, znajdowała się woda z dodatkiem oranżu metylowego. Do każdej z tych probówek wprowadzono małą porcję jednego z tlenków wybranych z poniższego zbioru:



Zawartość każdej z probówek wymieszano i pozostawiono na pewien czas.



14.1. (0-1)

Uzupełnij tabelę. Wpisz wzory tlenków wprowadzonych do probówek 1 i 2.

Nr probówki	Wzór tlenku
1	SiO_2
2	CuO

oranż metylowy



odczyn
kwasowy



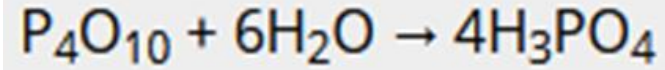
odczyn
obojętny



odczyn
zasadowy

14.2. (0-1)

Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji, której produkt spowodował zmianę barwy oranżu metylowego w probówce 3.

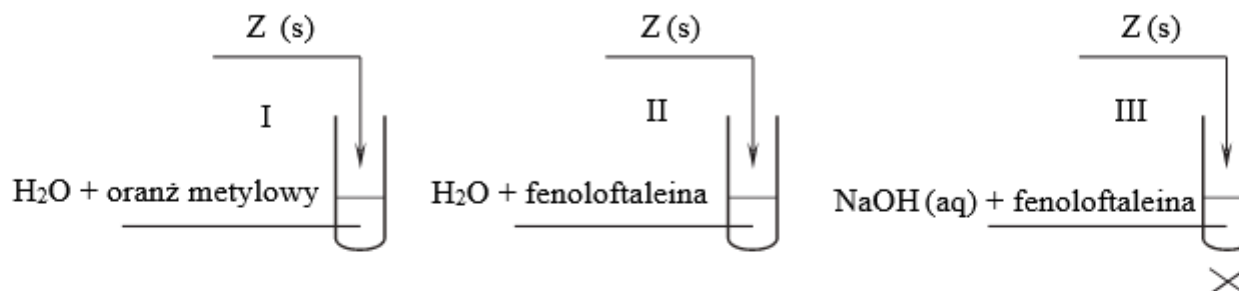


Na₂O SiO₂ P₄O₁₀ CuO



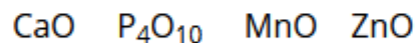
ZADANIE

Badano zachowanie pewnego tlenku Z wobec wody (probówki I i II) oraz wobec wodnego roztworu wodorotlenku sodu w podwyższonej temperaturze (probówka III). Przebieg doświadczenia zilustrowano schematem:



Objawy reakcji zaobserwowano tylko w probówce III.

Dany jest zbiór tlenków o wzorach:



Spośród wymienionych tlenków wybierz ten, który mógł być użyty do wykonania opisanego doświadczenia. Uzupełnij tabelę. Wpisz wzór wybranego tlenku i określ jego charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny).

Wzór tlenku	Charakter chemiczny tlenku
ZnO	amfoteryczny

ZADANIE

W dwóch kolbach znajdują się dwa różne, ale podobnie wyglądające roztwory wodne:



22.1. (0-1)

Spośród wymienionych niżej roztworów wybierz te, które mogą wyglądać tak jak roztwory pokazane na ilustracjach. Zaznacz ich wzory lub nazwy.

Roztwory	
K_2CrO_4 (aq)	$CuSO_4$ (aq)
<u>$KMnO_4$ (aq)</u>	$MnSO_4$ (aq)
HCl (aq) z dodatkiem wodnego roztworu oranżu metylowego	<u>KOH (aq) z dodatkiem alkoholowego roztworu fenoloftaleiny</u>

22.2. (0-1)

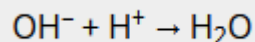
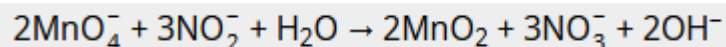
Przeprowadzono dwa niezależne doświadczenia, w których do roztworów z obu naczyń dodano jeden taki sam odczynnik. W każdym z tych doświadczeń nastąpiła wyraźna zmiana barwy tylko jednego roztworu.

Wybierz dwa odczynniki, z których każdy po dodaniu (w odpowiedniej ilości) do obu badanych roztworów spowoduje wyraźną zmianę barwy tylko jednego z nich. Zaznacz wzory wybranych odczynników.

Odczynniki	
HBr (aq)	K ₂ SO ₄ (aq)
NaOH (aq)	<u>NaNO₂ (aq)</u>
<u>H₂SO₄ (aq)</u>	NaNO ₃ (aq)

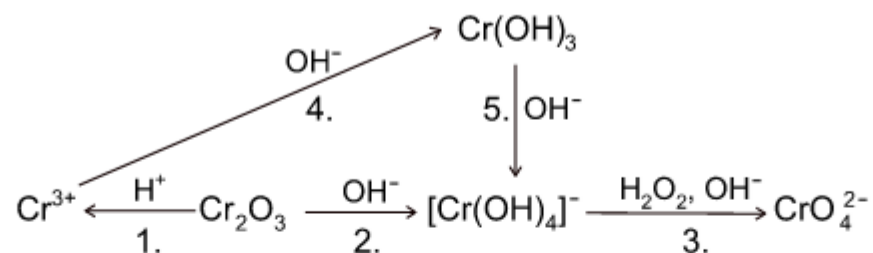
22.3. (0-1)

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji, których przebieg był przyczyną zmiany barwy roztworu z każdego naczynia.



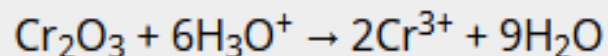
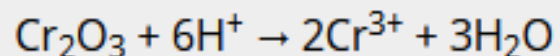
ZADANIE

Poniższy schemat ilustruje przemiany 1.-5., którym ulegają związki chromu(III).

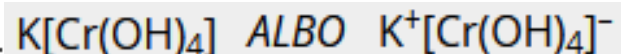


Napisz:

- w formie jonowej skróconej równanie reakcji tlenku chromu(III) z kwasem siarkowym(VI) (przemiana 1.)



- wzór soli, której roztwór powstaje w reakcji tlenku chromu(III) z wodorotlenkiem potasu (przemiana 2.)



ZADANIE

Produktem spalania metalicznego sodu w tlenie jest nadtlenek sodu o wzorze Na_2O_2 . W wyniku reakcji tego związku z sodem w podwyższonej temperaturze można otrzymać tlenek sodu Na_2O . Każdy z opisanych związków sodu z tlenem ma budowę jonową i tworzy sieć krystaliczną zbudowaną z kationów i anionów.

Nadtlenek sodu reaguje gwałtownie z wodą. Jednym z produktów tej reakcji, zachodzącej bez zmiany stopni utlenienia, jest nadtlenek wodoru H_2O_2 .

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2006.

6.1. (0-1)

Napisz wzór anionu występującego w nadtlenku sodu oraz wzór anionu występującego w tlenku sodu.

Wzór anionu w nadtlenku sodu:

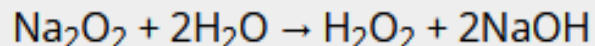


Wzór anionu w tlenku sodu:



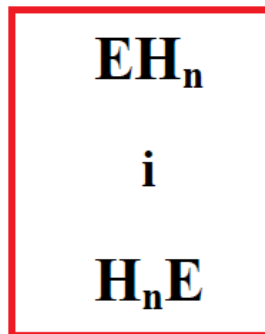
6.2. (0-1)

Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji nadtlenu sodu z wodą.



WODORKI

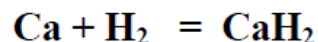
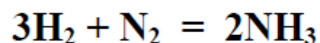
WODORKI: związki pierwiastków z wodorem o wzorze



dla pierwiastków grup 16 i 17 układu okresowego

WODORKI otrzymuje się najczęściej poprzez:

reakcję syntezy, np.: $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$



reakcję wymiany, np.: $3\text{LiH} + \text{AlCl}_3 = \text{AlH}_3 + 3\text{LiCl}$

Wzór sumaryczny wodoroku	Nazwa dopuszczalna	Nazwa obowiązująca (systematyczna)
KH	Wodorek potasu	wodorek potasu
NaH	Wodorek sodu	wodorek sodu
CaH ₂	Wodorek wapnia	wodorek wapnia
AlH ₃	Wodorek glinu	wodorek glinu
SiH ₄	Silan	silan
NH ₃	Amoniak	azan
H ₃ N	azydek wodoru	azydek wodoru
PH ₃	fosfina	fosfan
AsH ₃	arsyna	arsan
H ₂ S	siarkowodór	sulfan
H ₂ Se	selenowodór	selan
HF	fluorowodór	fluorek wodoru
HCl	chlorowodór	chlorek wodoru
HBr	bromowodór	bromek wodoru
HI	jodowodór	jodek wodoru

WŁAŚCIWOŚCI WODORKÓW

Fizyczne: wodorki metali wszystkich grup są ciałami stałymi
wodorki niemetali są gazami;
rozpuszczalne w wodzie:

wodorki metali grup 1 i 2

wodorki niemetali

Chemiczne: charakter chemiczny wodoroków jest silnie zróżnicowany;
wodorki dzieli się ze względu na charakter wiązania pomiędzy
pierwiastkiem a wodorem na trzy główne grupy:

wodorki typu soli

wodorki kowalencyjne

wodorki metaliczne

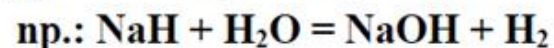
Wodorki typu soli – wodorki metali grup 1 i 2 i niektórych lantanowców

charakterystyczne:

wodór na $-I$ stopniu utlenienia

budowa jonowa

reagują z wodą zgodnie z reakcją: $H^{-1} + H_2O = H_2 + OH^{-1}$



Wodorki metaliczne : połączenia wodoru z metalami zewnętrznoprzejściowymi,

(pierwiastki bloku d)

charakterystyczne: własności zbliżone do metalu wyjściowego

skład chemiczny nie daje się wyrazić

prostymi wzorami np.: $TiH_{1.73}$.

Wodorki kowalencyjne : wodorki pierwiastków grup 14-17 i boru

charakterystyczne: wodór na $+I$ stopniu utlenienia

wiązanie kowalentne

z reguły ciała gazowe

własności chemiczne: biorąc pod uwagę zachowanie się

w stosunku do kwasów i zasad wodorki niemetali

dzieli się na wodorki: obojętne

kwasowe

zasadowe

PODZIAŁ WODORKÓW NIEMETALI ZE WZGLĘDU NA ZACHOWANIE SIĘ W STOSUNKU DO WODY, KWASÓW i ZASAD

→	<u>KWASOWE</u>	HCl, H ₂
	WODORKI KWASOWE	reagują z wodą tworząc kwasy reagują z zasadami tworząc sole
→	<u>ZASADOWE</u>	NH ₃
	WODORKI ZASADOWE	reagują z wodą tworząc zasady reagują z kwasami tworząc sole
→	<u>OBOJETNE</u>	CH ₄ ,
	WODORKI OBOJETNE	nie reagują z wodą, słabo rozpuszczalne

ELEKTROUJEMNOŚĆ WG PAULINGA NA PODSTAWIE UKŁADU OKRESOWEGO PIERWIĄTKÓW

1H 2,1	2																13	14	15	16	17	2He 4,0
3Li 1,0	4Be 1,5											5B 2,0	6C 2,5	7N 3,0	8O 3,5	9F 4,0	10Ne 4,0					
11Na 0,9	12Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13Al 1,5	14Si 1,8	15P 2,1	16S 2,5	17Cl 3,0	18Ar 3,0					
19K 0,9	20Ca 1,0	21Sc 1,3	22Ti 1,5	23V 1,7	24Cr 1,9	25Mn 1,7	26Fe 1,9	27Co 2,0	28Ni 2,0	29Cu 1,9	30Zn 1,6	31Ga 1,6	32Ge 1,8	33As 2,0	34Se 2,4	35Br 2,8	36Kr 2,8					
37Rb 0,8	38Sr 1,0	39Y 1,3	40Zr 1,4	41Nb 1,6	42Mo 2,0	43Tc 1,9	44Ru 2,2	45Rh 2,2	46Pd 2,2	47Ag 1,9	48Cd 1,7	49In 1,7	50Sn 1,8	51Sb 1,9	52Te 2,1	53I 2,5	54Xe 2,5					
55Cs 0,7	56Ba 0,9	57La 1,1	72Hf 1,3	73Ta 1,5	74W 2,0	75Re 1,9	76Os 2,2	77Ir 2,2	78Pt 2,2	79Au 2,4	80Hg 1,9	81Tl 1,8	82Pb 1,8	83Bi 1,9	84Po 2,0	85At 2,2	86Rn 2,2					
87Fr 0,7	88Ra 0,9																					

Jodowodór HI, metan CH₄ i siarkowodór H₂S mają gazami.

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe.

1.	Różnica elektroujemności - w skali Paulinga jest różna.	P	<u>F</u>
2.	Wszystkie wymienione wodorki bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie.	P	<u>F</u>
3.	Spośród wymienionych wodorków największą zdolność do odszczepiania protonu w roztworze wodnym wykazuje jodowodór.	<u>P</u>	F

18			
2He Hel 4,00			
15	16	17	18
7N Azot 14,01 3,0	8O Tlen 16,00 3,5	9F Fluor 19,00 4,0	10Ne Neon 20,18
15P Fosfor 30,97 2,1	16S Siarka 32,07 2,5	17Cl Chlor 35,45 3,0	18Ar Argon 39,95
33As Arsen 74,92 2,0	34Se Selen 78,96 2,4	35Br Brom 79,90 2,8	36Kr Krypton 83,80
51Sb Antymon 121,76 1,9	52Te Tellur 127,60 2,1	53I Jod 126,90 2,5	54Xe Ksenon 131,29

Stała kwasowa rośnie!

Stałe dysocjacji wybranych kwasów w roztworach wodnych w temperaturze 25 °C*	
Kwas nieorganiczny	Stała dysocjacji K _a lub K _{a1}
HF	6,3 · 10 ⁻⁴
HCl	1,0 · 10 ⁷
HBr	3,0 · 10 ⁹
HI	1,0 · 10 ¹⁰
H ₂ S	1,0 · 10 ⁻⁷
H ₂ Se	1,9 · 10 ⁻⁴
H ₂ Te	2,5 · 10 ⁻³

Czyli moc kwasów musi rosnąć w dół grupy!

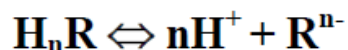
KWASY

KWASY: związki o wzorze ogólnym:

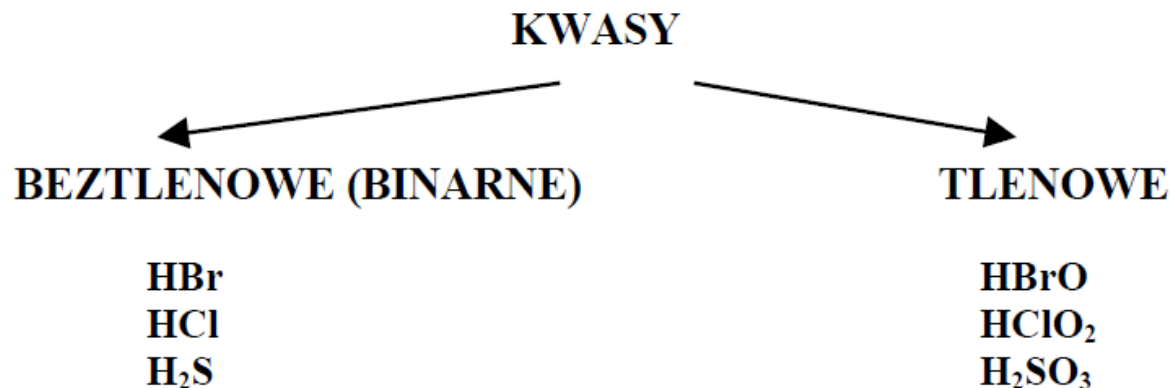


gdzie: H - wodór, R - reszta kwasowa lub atom centralny,
n - wartościowość reszty kwasowej lub ilość atomów tlenu połączona zarówno z R i H,
m- ilość atomów tlenu połączona z atomem centralnym reszty kwasowej - R

KWASY: związki, które są zdolne do oddawania protonu innym związkom lub jonom



3.1 PODZIAŁ ZE WZGLĘDU NA SKŁAD PIERWIASTKOWY RESZTY KWASOWEJ



UWAGA: w kwasach tlenowych wodór łączy się z pierwiastkiem poprzez tlen

Stale dysocjacji wybranych kwasów
w roztworach wodnych

Kwas	Stała dysocjacji K_{a1} lub K_{a2}	pKa ($-\log K_a$)
HF	$6,3 \cdot 10^{-4}$	3,2
HCl	$1 \cdot 10^7$	-7
HBr	$3 \cdot 10^9$	-9,5
HI	$1 \cdot 10^{10}$	-10
H ₂ S	$1,02 \cdot 10^{-7}$	7,0
H ₂ Se	$1,09 \cdot 10^{-4}$	3,7
H ₂ Te	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
HClO	$5,8 \cdot 10^{-8}$	7,3
HClO ₂	$1 \cdot 10^{-2}$	2,0
HClO ₃	10	-1
HNO ₂	$2 \cdot 10^{-4}$	3,3
HNO ₃	25	-1,4
H ₂ SO ₃	$1,54 \cdot 10^{-2}$	1,81
H ₃ BO ₃	$5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24

wnictwo

**Wzór sun
kwasu**

HF ?

HCl

H₂S

HCN

HClO

HClO₂

H₃PO₄

H₂SO₂

H₂SO₄

H₂CO₃

H₄SiO₄

HNO₃

H₂MnO₄

HMnO₄

H₂CrO₄

kwas ortokrzemowy

kwas azotowy

kwas manganowy

kwas nadmanganowy

kwas chromowy

**Nazwa obowiązująca
(wg. systemu Stocka)**

kwas fluorowodorowy

kwas solny

kwas siarkowodorowy

kwas cyjanowodorowy

kwas chlorowy (I)

kwas chlorowy (III)

kwas ortofosforowy (V)

kwas siarkowy (II)

kwas siarkowy (VI)

kwas węglowy (IV)

kwas ortokrzemowy

kwas azotowy (V)

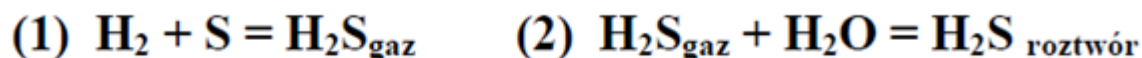
kwas manganowy (VI)

kwas manganowy (VII)

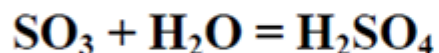
kwas chromowy (VI)

KWASY – otrzymywanie

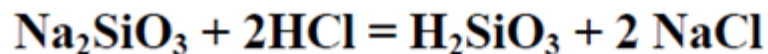
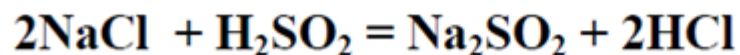
Kwasy beztlenowe otrzymuje się poprzez syntezę odpowiedniego wodorku i rozpuszczenie go w wodzie, np.:



Kwasy tlenowe-oksokwasy otrzymuje się poprzez rozpuszczenie odpowiedniego tlenku - bezwodnika kwasowego w wodzie, np.:



Kwasy beztlenowe można również otrzymać poprzez działanie na sól otrzymywanego kwasu, kwasem silniejszym, np.:



KWASY – właściwości

Fizyczne: większość kwasów jest cieciami

charakterystyczne: kwaśny smak

Chemiczne: najważniejsze własności chemicznych wszystkich kwasów to:

duża reaktywność chemiczna

zdolność oddawania protonów :

w zależności od liczby atomów wodoru

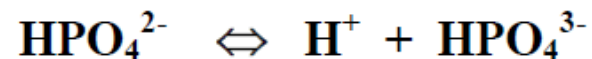
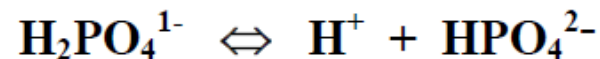
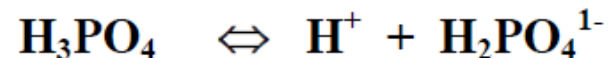
zdolnych do dysocjacji rozróżnia się kwasy:

jednoprotonowe np.: HNO_3 , HCl

wieloprotonowe np.: H_2S , H_2SO_3 , H_3PO_3

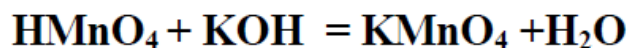
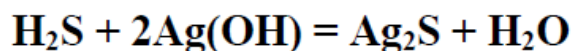
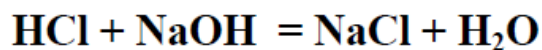
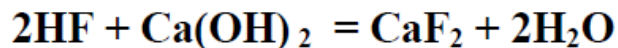
Kwasy wieloprotonowe dysocjują wieloetapowo, np. dla kwasu fosforowego (V)

proces ten przedstawia się następująco:

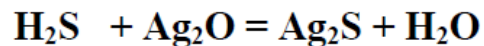
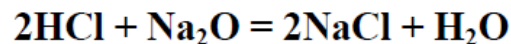
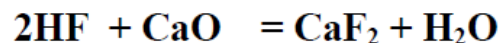


KWASY – typowe reakcje

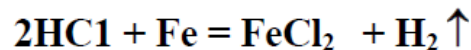
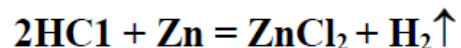
Z zasadami : kwasy w reakcji z zasadami tworzą sole - reakcje zobojętniania



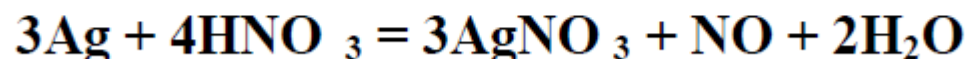
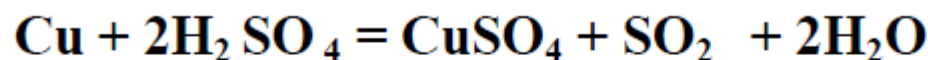
Z tlenkami: kwasy w reakcji z tlenkami tworzą sole, np.:



Z metalami nieszlachetnymi: kwasy w reakcji z metalami nieszlachetnymi wypierając wodór tworzą sole , np.:



Z metalami szlachetnymi i półszlachetnymi: reagują kwasy utleniające, np.:



Pasywacja w HNO_3 stęż. : Fe, Cr, Al

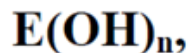
Pasywacja w H_2SO_4 stęż. : Fe, Pb, Ca, Al

Pasywacja na powietrzu:

Cr, Mg, Cu, Ti, Al., Pb, Mn

WODOROTLENKI

WODOROTLENKI: związki o ogólnym wzorze:



gdzie: E - pierwiastek;

OH - grupa wodorotlenowa jednoujemna,

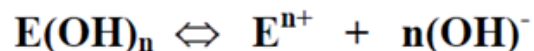
n - ilość grup wodorotlenowych = wartościowość kationu

Wyjątki: kation amonowy NH_4^+
fosfonowy PH_4^+ .

Wzór tlenku	Nazwa tradycyjna	Nazwa obowiązująca (wg. systemu Stocka)
KOH	wodorotlenek potasu	wodorotlenek potasu
NaOH	wodorotlenek sodu	wodorotlenek sodu
Ca(OH) ₂	wodorotlenek wapnia	wodorotlenek wapnia
Al(OH) ₃	wodorotlenek glinowy	wodorotlenek glinu
CuOH	wodorotlenek miedziawy	wodorotlenek miedzi (I)
Fe(OH) ₂	wodorotlenek żelazawy	wodorotlenek żelaza (II)
Fe(OH) ₃	wodorotlenek żelazowy	wodorotlenek żelaza (III)
Zn(OH) ₂	wodorotlenek cynku	wodorotlenek cynku (II)
Cr(OH) ₂	wodorotlenek chromawy	wodorotlenek chromu (II)
Cr(OH) ₃	wodorotlenek chromowy	wodorotlenek chromu (III)
Pb(OH) ₄	wodorotlenek ołowiowy	wodorotlenek ołowiu (IV)
NH ₄ OH	wodorotlenek amonu	wodorotlenek amonu
PH ₄ OH	wodorotlenek fosfonowy	wodorotlenek fosfonowy

WODOROTLENKI: związki, które są zdolne do przyjmowania protonów, lub:

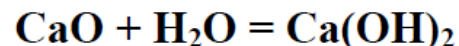
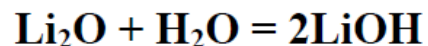
związki, które są zdolne do odszczepiania grup hydroksylowych



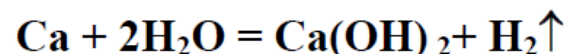
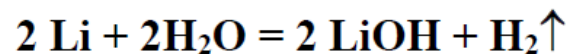
WODOROTLENKI - otrzymywanie

WODOROTLENKI otrzymuje się z reguły poprzez:

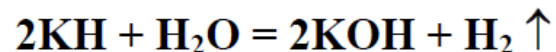
- rozpuszczeni odpowiedniego tlenku (bezwodnika zasadowego) w wodzie, np.:



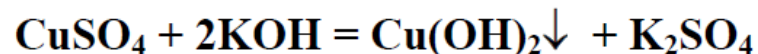
- w wyniku reakcji pierwiastka z wodą – pierwiastki grup 1 i 2, np.:



- w wyniku reakcji wodorków z wodą, np.:



- w reakcji wymiany: działając silną zasadą na sól pierwiastka, którego tlenek jest nierozpuszczalny w wodzie, np.:

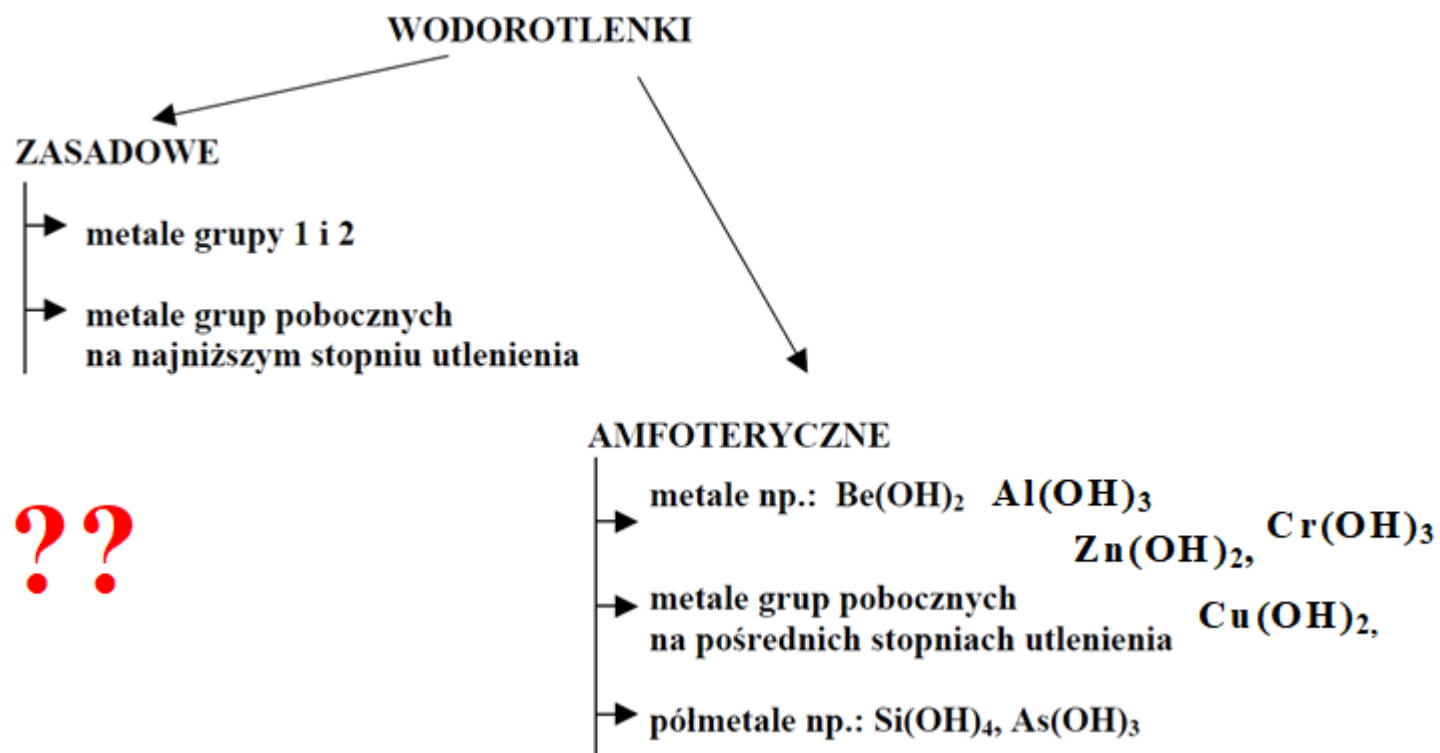


WODOROTLENKI - właściwości

Fizyczne: większość wodorotlenków jest ciałami stałymi
charakterystyczne:

smak gorzki – „mydlany”

Chemiczne: najważniejsze własności chemiczne wszystkich wodorotlenków to:
tworzenie z kwasami soli w reakcjach zobojętniania
zdolność przyłączania protonów



Mocne ??

ZADANIE

Stężony kwas siarkowy(VI) jest higroskopijny i często stosuje się go do osuszania różnych substancji.

Rozstrzygnij, czy można usunąć parę wodną z gazowego amoniaku, jeżeli przepuści się go przez stężony H_2SO_4 . Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: **nie**

Uzasadnienie:

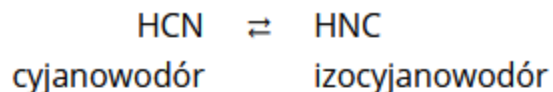
Kwas siarkowy(VI) reaguje z amoniakiem.

.....

.....

ZADANIE

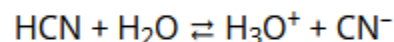
Cyjanowódór jest lotną cieczą. Występuje w postaci dwóch izomerycznych odmian, które pozostają ze sobą w równowadze:



W temperaturze pokojowej na 99 cząsteczek HCN przypada jedna cząsteczka HNC.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

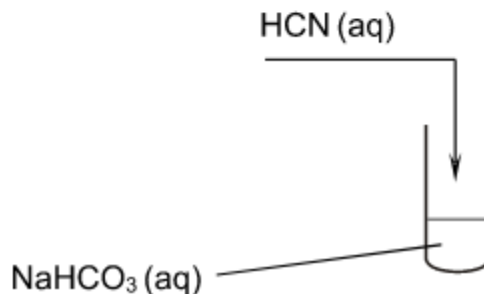
Cyjanowódór bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie i w niewielkim stopniu ulega dysocjacji jonowej zgodnie z równaniem:



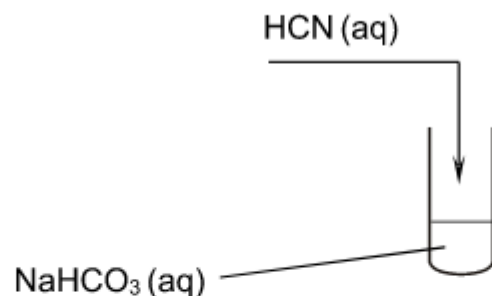
Wodny roztwór cyjanowodoru nosi nazwę kwasu cyjanowodorowego. W temperaturze 25°C stała dysocjacji tego kwasu $K = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

Do probówki zawierającej wodny roztwór wodorowęglanu sodu NaHCO_3 wprowadzono – pod wyciągiem – kwas cyjanowodorowy. Przebieg doświadczenia przedstawiono na rysunku.



Do probówki zawierającej wodny roztwór wodorowęglanu sodu NaHCO_3 wprowadzono – pod wyciągiem – kwas cyjanowodorowy. Przebieg doświadczenia przedstawiono na rysunku.



Rozstrzygnij, czy po wprowadzeniu kwasu cyjanowodorowego do probówki z wodnym roztworem wodorowęglanu sodu zaobserwowano pienie się zawartości probówki. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie:

Nie

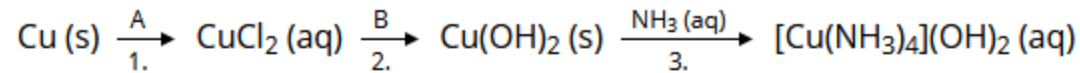
Uzasadnienie:

Kwas cyjanowodorowy jest słabszy od kwasu węglowego. *ALBO*
Kwas cyjanowodorowy nie wypiera CO_2 z (wodoro)węglanów.

		2	10^{-11}	14,0
H_3AsO_4	kwas ortoarsenowy(V)	1	$5,50 \cdot 10^{-3}$	2,26
		2	$1,74 \cdot 10^{-7}$	6,76
		3	$5,13 \cdot 10^{-12}$	11,29
H_3PO_4	kwas ortofosforowy(V)	1	$6,92 \cdot 10^{-3}$	2,16
		2	$6,17 \cdot 10^{-8}$	7,21
		3	$4,79 \cdot 10^{-13}$	12,32
H_4SiO_4	kwas ortokrzemowy	1	$1,26 \cdot 10^{-10}$	9,9
		2	$1,58 \cdot 10^{-12}$	11,8
		3	10^{-12}	12,0
		4	10^{-12}	12,0
H_2CO_3	kwas węglowy	1	$4,47 \cdot 10^{-7}$	6,35
		2	$4,68 \cdot 10^{-11}$	10,33
Kwasy organiczne				
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	kwas szczawiowy	1	$5,62 \cdot 10^{-2}$	1,25
		2	$1,55 \cdot 10^{-4}$	3,81

ZADANIE

Poniższy schemat przedstawia przemiany, jakim ulegają miedź i jej związki.



8.1. (0-1)

Rozstrzygnij, czy substancją A może być kwas solny o stężeniu 10 % masowych. Uzasadnij uzasadnieniu odwołaj się do właściwości miedzi i kwasu solnego.

Rozstrzygnięcie: **nie**

Uzasadnienie:

znajduje się w szeregu elektrochemicznym za/pod wodorem

HCl

kwas solny jest kwasem nieutleniającym

Cu

nie wypiera wodoru z kwasów.

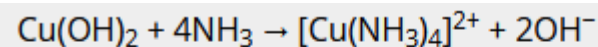
standardowy potencjał redukcji układu Cu^{2+}/Cu jest wyższy niż układu

8.2. (0-2) H^+/H_2

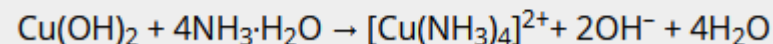
Napisz wzór sumaryczny substancji B, jeśli wiadomo, że po zajściu reakcji i odsączeniu osadu w roztworze obecne były kationy sodu i aniony chlorkowe. Napisz w formie jonowej równanie reakcji 3., której produktem jest m.in. jon kompleksowy o wzorze $[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+}$.

Wzór substancji B: **NaOH**

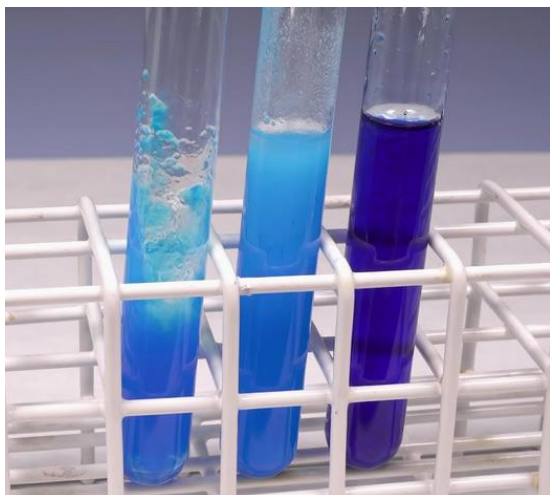
Równanie reakcji 3.:



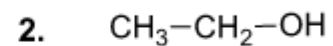
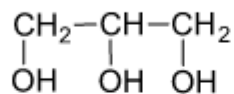
ALBO



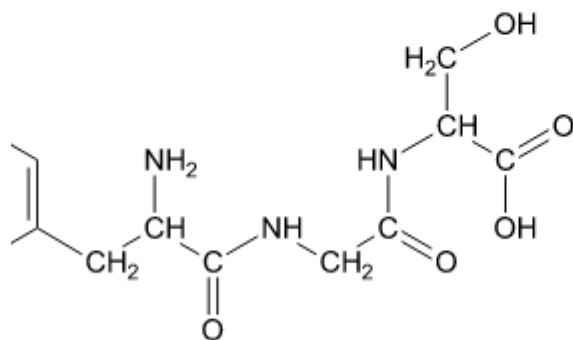
Szereg elektrochemiczny wybranych metali			
Półogniwo	E° , V	Półogniwo	E° , V
Li/Li ⁺	-3,04	Ni/Ni ²⁺	-0,26
Ca/Ca ²⁺	-2,84	Sn/Sn ²⁺	-0,14
Mg/Mg ²⁺	-2,36	Pb/Pb ²⁺	-0,13
Al/Al ³⁺	-1,68	Fe/Fe ²⁺	-0,04
Mn/Mn ²⁺	-1,18	H ₂ /2H ⁺	0,00
Zn/Zn ²⁺	-0,76	Bi/Bi ³⁺	+0,31
Cr/Cr ³⁺	-0,74	Cu/Cu ²⁺	+0,34
Fe/Fe ²⁺	-0,44	Ag/Ag ⁺	+0,80
Cd/Cd ²⁺	-0,40	Hg/Hg ²⁺	+0,85
Co/Co ²⁺	-0,28	Au/Au ³⁺	+1,50



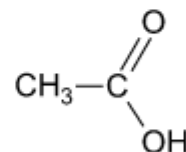
wyberz wzory wszystkich substancji, w których wodnych roztworach na zimno (II). Napisz numery wybranych wzorów.



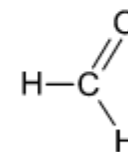
3.



4.



5.



1, 3, 4

**próba
biuretowa**

Trommer



SOLE

SOLE: związki chemiczne powstałe w wyniku reakcji zobojętniania wodorotlenków kwasami tlenowymi i beztlenowymi o ogólnym wzorze:



gdzie: nE^{m+} - kation pierwiastka zasadowczego lub kation złożony
 mR^{n-} - reszta kwasowa; n,m współczynniki.

NAZEWNICTO SOLI KWASÓW BEZTLENOWYCH

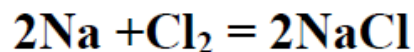
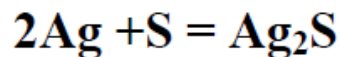
Wzór soli	Nazwa obowiązująca (wg. systemu Stocka)
FeCl ₂	chlorek żelaza(II)
FeCl ₃	chlorek żelaza(III)
CaF ₂	fluorek wapnia(II)
SnCl ₄	chlorek cyny(IV)
KJ	jodek potasu
KCN	cyjanek potasu
Ag ₂ S	chlorek srebra(I)
(NH ₄) ₂ S	siarczek amonu

NAZEWNICTO SOLI KWASÓW TLENOWYCH

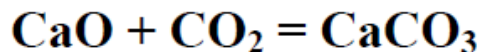
Wzór soli	Nazwa obowiązująca (wg. systemu Stocka)
Fe(ClO ₂) ₂	chloran(III) żelaza(II)
Fe(ClO ₃) ₃	chloran(V) żelaza(III)
Sn(ClO ₄) ₄	chloran(VII) cyny(IV)
Ag ₂ SO ₄	siarczan(VI) srebra(I)
(NH ₄) ₂ SO ₃	siarczan(IV) amonu
Al(NO ₃) ₃	azotan(V) glinu(III)
Na ₃ AsO ₃	arsenian(III) sodu
K ₂ MnO ₄	manganian(VI) potasu
KCrO ₂	chromian(III) potasu

SOLE - otrzymywanie

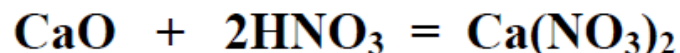
1. METALU i NIEMETALU- otrzymywanie soli kwasów beztlenowych, np.:



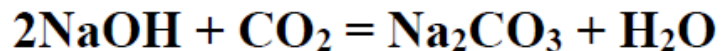
2. BEZWODNIKA KWASOWEGO Z BEZWODNIKIEM ZASADOWYM, np.:



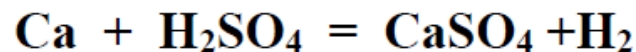
3. BEZWODNIKA ZASADOWEGO (TLENKU METALU) Z KWASEM, np.:



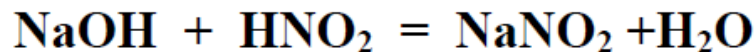
4. ZASADY Z BEZWODNIKIEM KWASOWYM, np.:



5. METALU Z KWASEM, np.:



6. ZOBOJĘTNIANIA WODOROTLENKU KWASEM, np.:



SOLE - właściwości

Fizyczne: sole są z reguły ciałami krystalicznymi,

- bezbarwne lub o zabarwieniu zmiennym od białego do prawie czarnego
- główny obok tlenków składnik ziemi
- bezwodne lub i uwodnione

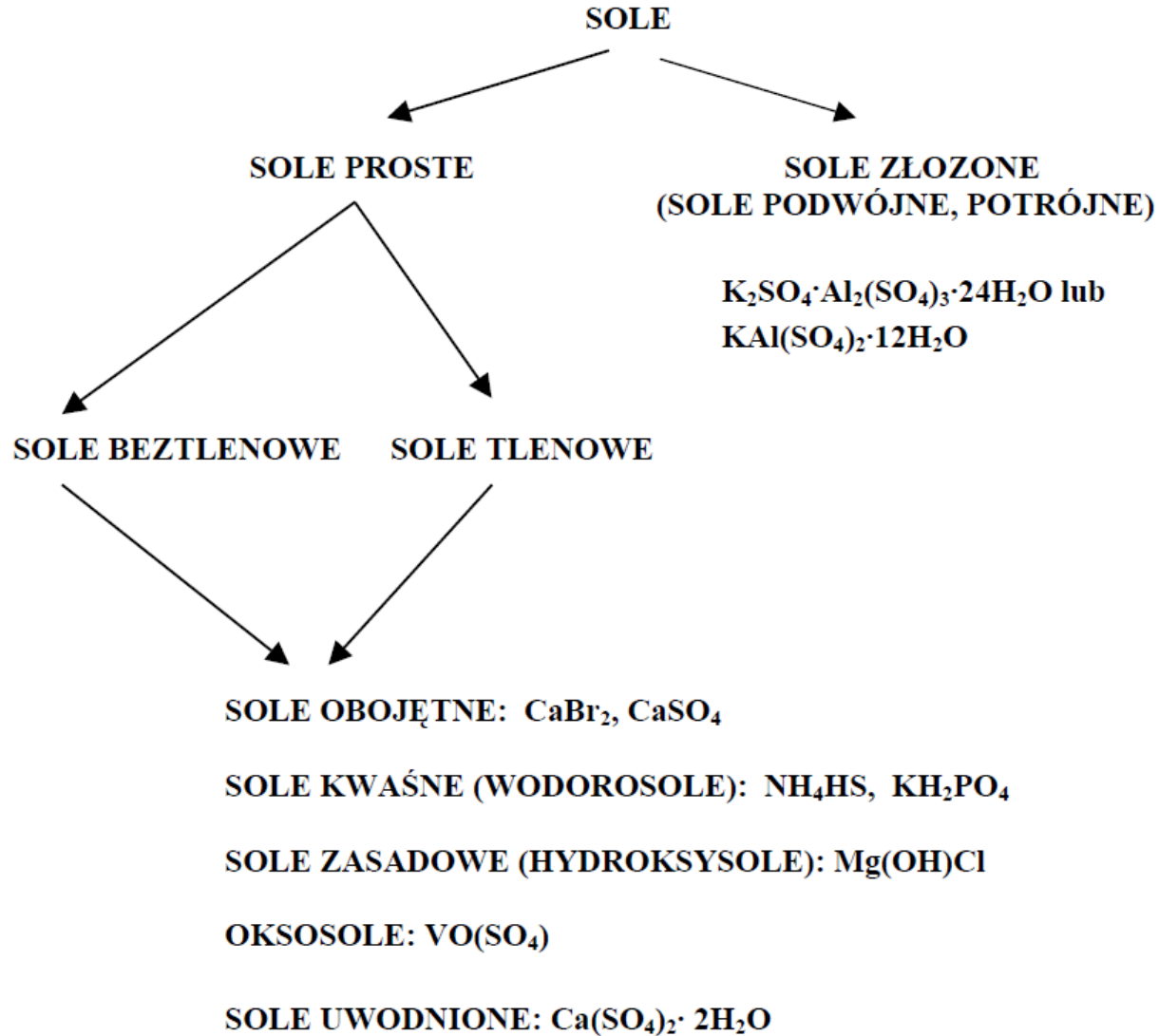
Chemiczne: pod względem chemicznym sole w odróżnieniu od tlenków wodoroków, kwasów i zasad, jeśli rozpuszczają się w wodzie mają charakter obojętny.

Wyjątki: sole kwaśne – wodorosole i sole zasadowe – hydroksosole.



Hydroliza !!!!!

SOLE - podział



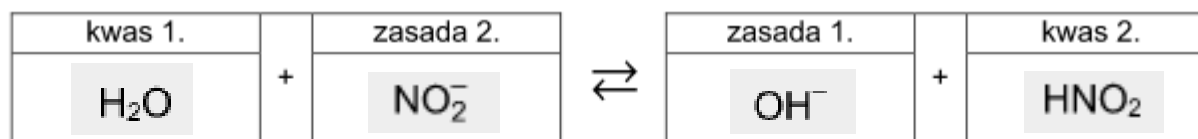
ZADANIE

Przygotowano wodne roztwory trzech różnych soli – CH_3COONa , NaNO_2 , NaF – o takim samym stężeniu molowym. Odczyn wszystkich przygotowanych roztworów był zasadowy, ale pH każdego roztworu było inne.

17.1. (0-1) **1. DYSOCJACJA** $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$

2. HYDROLIZA $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

Wpisz do poniższego schematu wzory odpowiednich drobin, tak aby powstało równanie potwierdzające zasadowy odczyn roztworu azotanu(III) sodu – zastosuj definicję kwasu i zasady Brønsteda.



17.2. (0-1)

Napisz wzór lub nazwę tej soli, której wodny roztwór miał najwyższe pH.

.....

CH_3COONa .

**WARTOŚCI STAŁEJ DYSOCJACJI WYBRANYCH KWASÓW I ZASAD
W TEMPERATURZE 25 °C**

Kwasy nieorganiczne

Wzór kwasu	Nazwa	Etap	K_a	pK_a
HF	kwas fluorowodorowy		$6,31 \cdot 10^{-4}$	3,20
HCl	kwas chlorowodorowy		10^7	-7,0
HBr	kwas bromowodorowy		10^9	-9,0
HI	kwas jodowodorowy		10^{10}	-10,0
H ₂ S	kwas siarkowodorowy	1	$8,91 \cdot 10^{-8}$	7,05
		2	10^{-19}	19,0
H ₂ Se	kwas selenowodorowy	1	$1,29 \cdot 10^{-4}$	3,89
		2	10^{-11}	11,0
H ₂ Te	kwas tellurowodorowy	1	$1,51 \cdot 10^{-3}$	2,6
		2	10^{-11}	11,0
HClO	kwas chlorowy(I)		$3,98 \cdot 10^{-8}$	7,40
HClO ₂	kwas chlorowy(III)		$1,15 \cdot 10^{-2}$	1,94
HNO ₂	kwas azotowy(III)		$5,62 \cdot 10^{-4}$	3,25
H ₂ SO ₃	kwas siarkowy(IV)	1	$1,41 \cdot 10^{-2}$	1,85
		2	$6,31 \cdot 10^{-8}$	7,20
H ₂ SO ₄	kwas siarkowy(VI)	2	$1,02 \cdot 10^{-2}$	1,99
H ₃ BO ₃	kwas borowy	1	$5,37 \cdot 10^{-10}$	9,27
		2	10^{-14}	14,0
H ₃ AsO ₄	kwas ortoarsenowy(V)	1	$5,50 \cdot 10^{-3}$	2,26
		2	$1,74 \cdot 10^{-7}$	6,76
		3	$5,13 \cdot 10^{-12}$	11,29
H ₃ PO ₄	kwas ortofosforowy(V)	1	$6,92 \cdot 10^{-3}$	2,16
		2	$6,17 \cdot 10^{-8}$	7,21
		3	$4,79 \cdot 10^{-13}$	12,32
H ₄ SiO ₄	kwas ortokrzemowy	1	$1,26 \cdot 10^{-10}$	9,9
		2	$1,58 \cdot 10^{-12}$	11,8
		3	10^{-12}	12,0
		4	10^{-12}	12,0
H ₂ CO ₃	kwas węglowy	1	$4,47 \cdot 10^{-7}$	6,35
		2	$4,68 \cdot 10^{-11}$	10,33

Kwasy organiczne

H ₂ C ₂ O ₄	kwas szczawiowy	1	$5,62 \cdot 10^{-2}$	1,25
		2	$1,55 \cdot 10^{-4}$	3,81

Kwasy organiczne – cd.

Wzór kwasu	Nazwa	K_a	pK_a
HCOOH	kwas mrówkowy	$1,78 \cdot 10^{-4}$	3,75
CH ₃ COOH	kwas octowy	$1,75 \cdot 10^{-5}$	4,756
CH ₃ CH ₂ COOH	kwas propanowy	$1,35 \cdot 10^{-5}$	4,87
C ₆ H ₅ COOH	kwas benzoesowy	$6,25 \cdot 10^{-5}$	4,20
C ₆ H ₅ OH	fenol	$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99

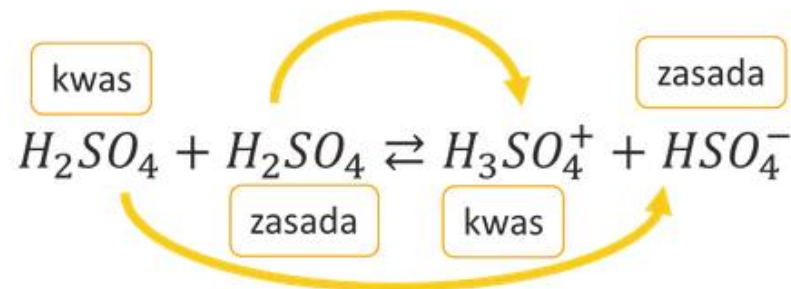
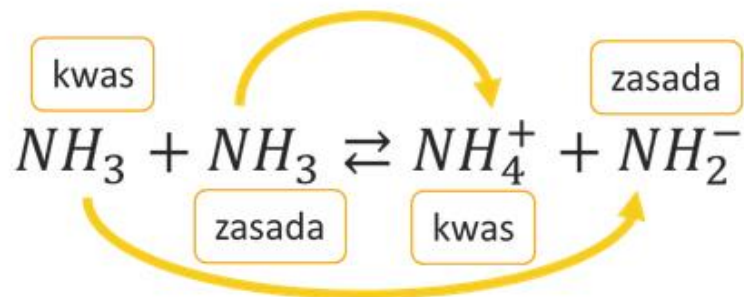
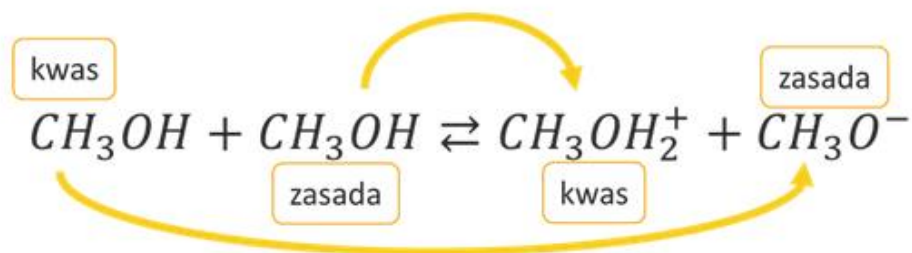
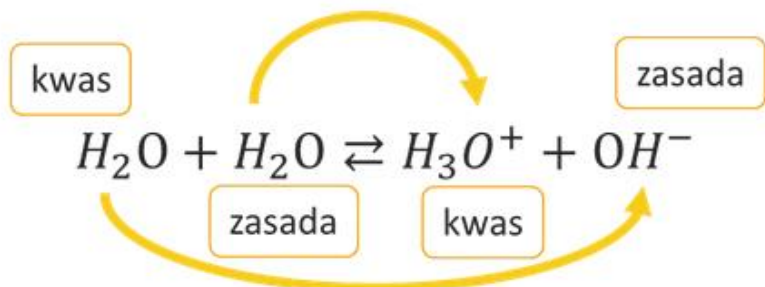
Zasady

Wzór zasady	Nazwa	K_b	pK_b
NH ₃	amoniak	$1,78 \cdot 10^{-5}$	4,75
CH ₃ NH ₂	metanoamina	$4,57 \cdot 10^{-4}$	3,34
CH ₃ CH ₂ NH ₂	etanoamina	$4,47 \cdot 10^{-4}$	3,35
CH ₃ CH ₂ CH ₂ NH ₂	propano-1-amina	$3,47 \cdot 10^{-4}$	3,46
(CH ₃) ₂ NH	<i>N</i> -metylometanoamina	$5,37 \cdot 10^{-4}$	3,27
(CH ₃) ₃ N	<i>N,N</i> -dimetylometanoamina	$6,31 \cdot 10^{-5}$	4,20
C ₆ H ₅ NH ₂	anilina	$7,41 \cdot 10^{-10}$	9,13

ŚREDNIE DŁUGOŚCI WIĄZAŃ W CZĄSTECZKACH W FAZIE GAZOWEJ

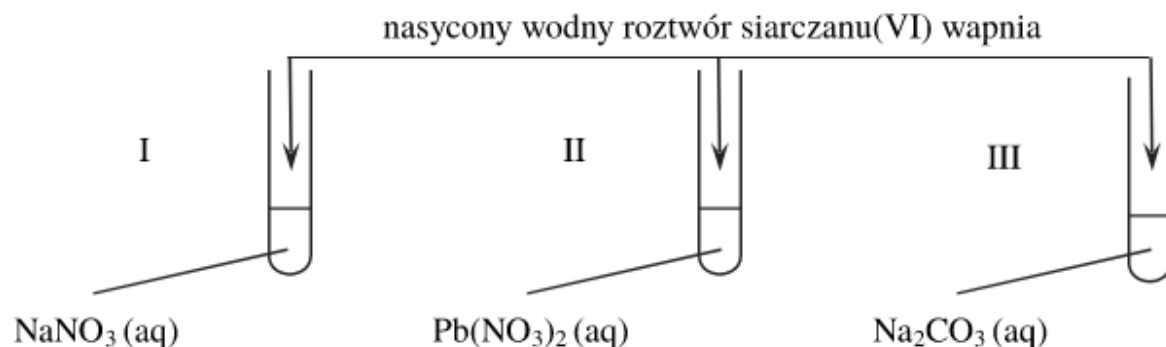
Wiązania pojedyncze		Wiązania wielokrotne	
Wiązanie	Długość, pm	Wiązanie	Długość, pm
Br-Br	228	C=C	134
C-C	153	C=O	121
Cl-Cl	199	N=O	118
H-H	74	O=O	121
I-I	267	S=O	148
O-H	96	N≡N	113
H-F	92	C≡C	120
H-Cl	128	C≡N	116
H-Br	141		
H-I	161		
C-O	142		
N-O	143		

AUTODYSOCJACJA !!!



ZADANIE

Siarczan(VI) wapnia jest substancją trudno rozpuszczalną w wodzie. Nasycony wodny roztwór siarczanu(VI) wapnia, nazywany wodą gipsową, stosuje się do przeprowadzania różnych prób w analizie chemicznej. Wykonano doświadczenie, którego przebieg zilustrowano na poniższym rysunku.



Po dodaniu roztworu siarczanu(VI) wapnia w dwóch probówkach zaobserwowano wytrącenie białego osadu.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, Warszawa 2001.

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji, które zaszły po dodaniu wody gipsowej do probówek I-III, albo zaznacz, że reakcja nie zaszła.

Probówka I:

.....

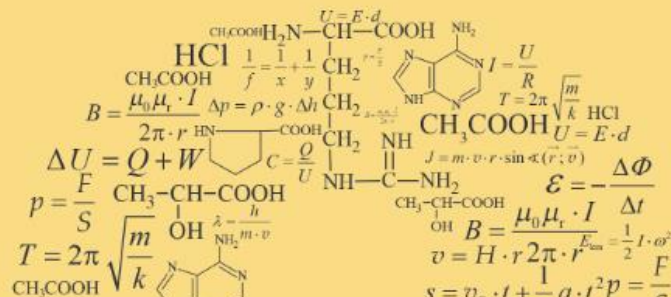
Probówka II:

.....

Probówka III:

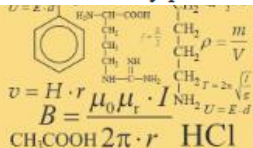
.....

Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki



Spis treści

1. Zasady azotowe.....	1
2. Wybrane kwasy organiczne.....	1
3. Kod genetyczny.....	1
4. Potencjał wody w komórce roślinnej.....	1
5. Równanie Hardy'ego-Weinberga.....	1
6. Wybrane aminokwasy białkowe.....	2
7. Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 25 °C.....	3
8. Stałe dysocjacji wybranych kwasów w roztworach wodnych w temperaturze 25 °C.....	4
9. Stałe dysocjacji wybranych zasad w roztworach wodnych w temperaturze 25 °C.....	4
10. Szereg elektrochemiczny wybranych metali.....	4
11. Układ okresowy pierwiastków.....	5

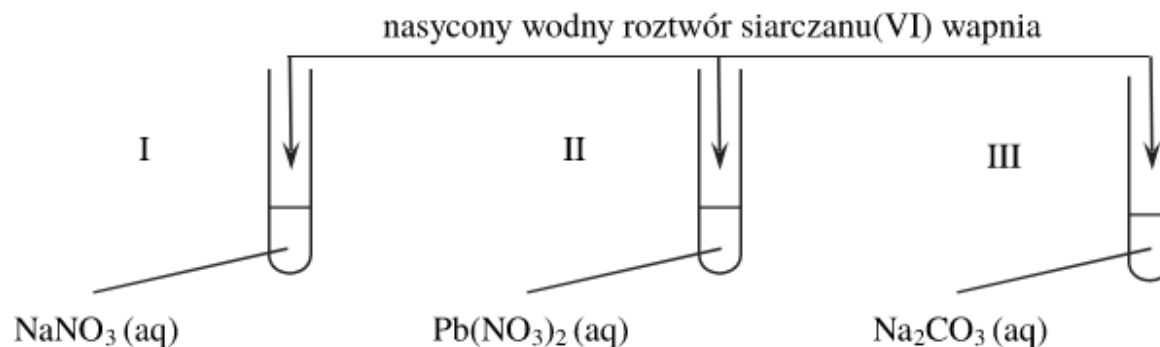


Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 25 °C

	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CrO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	OH ⁻
Na ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NH ₄ ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	—	R	R	R
Cu ²⁺	R	R	—	R	R	N	N	R	—	N	N	N	N
Ag ⁺	N	N	N	R	R	N	N	T	N	N	N	N	—
Mg ²⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N
Ca ²⁺	R	R	R	R	R	T	N	T	N	N	T	N	T
Ba ²⁺	R	R	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	R
Zn ²⁺	R	R	R	R	R	N	T	R	N	N	T	N	N
Al ³⁺	R	R	R	R	R	—	—	R	—	N	N	N	N
Sn ²⁺	R	R	R	R	R	N	—	R	—	N	N	N	N
Pb ²⁺	T	T	N	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N
Mn ²⁺	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	N	N	N
Fe ²⁺	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	—	N	N
Fe ³⁺	R	R	—	R	R	N	—	R	—	N	N	N	N

R – substancja rozpuszczalna; T – substancja trudno rozpuszczalna (strąca się ze stęż. roztworów); N – substancja nierozpuszczalna; — oznacza, że dana substancja albo rozkłada się w wodzie, albo nie została otrzymana

Siarczan(VI) wapnia jest substancją trudno rozpuszczalną w wodzie. Nasycony wodny roztwór siarczanu(VI) wapnia, nazywany wodą gipsową, stosuje się do przeprowadzania różnych prób w analizie chemicznej. Wykonano doświadczenie, którego przebieg zilustrowano na poniższym rysunku.



Po dodaniu roztworu siarczanu(VI) wapnia w dwóch probówkach zaobserwowano wytrącenie białego osadu.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, Warszawa 2001.

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji, które zaszły po dodaniu wody gipsowej do probówek I-III, albo zaznacz, że reakcja nie zaszła.

Probówka I:

Probówka I: Reakcja nie zaszła.

Probówka II:

Probówka II: $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4$

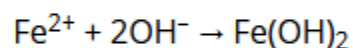
Probówka III:

Probówka III: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$

ZADANIE

Sól Mohra to zwyczajowa nazwa siarczanu(VI) żelaza(II) i amonu o wzorze $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. W laboratorium chemicznym ten związek jest często używany jako wygodne i stabilne źródło jonów żelaza(II). Zarówno sama sól Mohra, jak i jej wodne roztwory są odporne na utlenianie na powietrzu.

Przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie. W pierwszym etapie do dwóch probówek (A i B) z roztworem soli Mohra dodano wodny roztwór wodorotlenku sodu. Wynik doświadczenia w obu probówkach był identyczny i został przedstawiony na fotografii. W czasie doświadczenia zaszła reakcja chemiczna opisana równaniem:

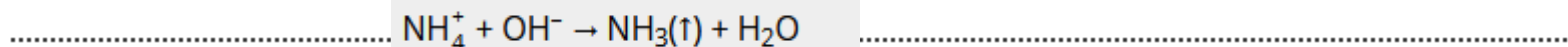


Zaobserwowano również, że zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy umieszczony u wylotu probówki zabarwił się na niebiesko.



11.1. (0-1)

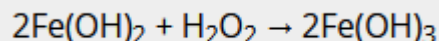
Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej po dodaniu wodnego roztworu wodorotlenku sodu, w wyniku której powstała substancja odpowiedzialna za zmianę barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego.



11.2. (0-1)

W drugim etapie doświadczenia do zawartości probówki A otrzymanej w poprzednim etapie dodano wodę utlenioną, czyli roztwór nadtlenku wodoru o stężeniu 3 %. Wynik tej części doświadczenia przedstawiono na fotografii.

Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji zachodzącej w probówce A.



11.3. (0-1)

Probówkę B pozostawiono przez dłuższy czas na powietrzu. W probówce zaobserwowano zmiany, które zilustrowano na poniższych fotografiach.



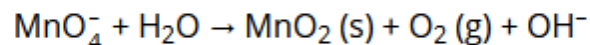
Wyjaśnij przyczyny obserwowanych zmian w probówce B pomimo niedodania do tej probówki żadnego odczynnika.

Wyjaśnienie:

W wodzie jest rozpuszczony tlen z powietrza, który w warunkach doświadczenia pełni funkcję utleniacza – w wyniku reakcji chemicznej (zielonkawy) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ utlenia się do (pomarańczowego) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

ZADANIE

Wodne roztwory manganianu(VII) potasu nie są zbyt stabilne, ze względu na reakcję rozkładu tej substancji z wodą, jak na poniższym schemacie:

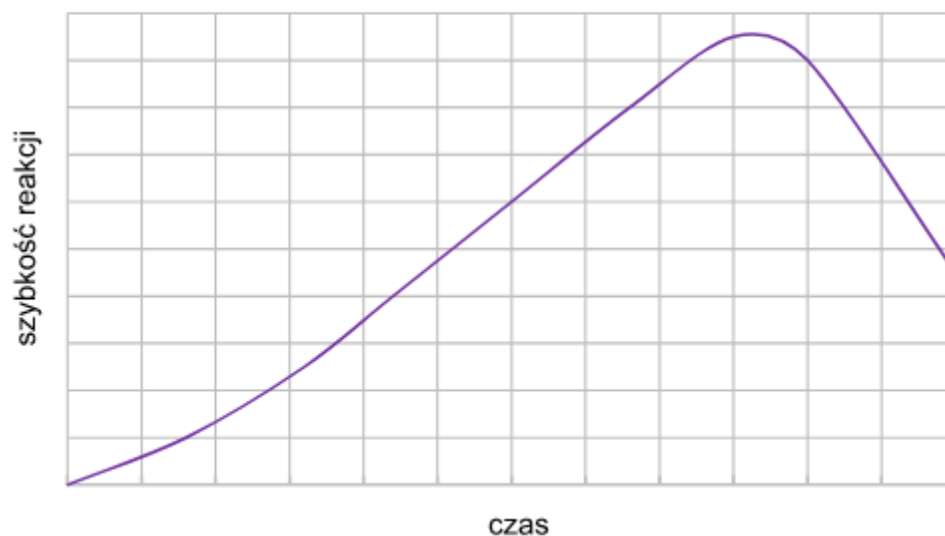


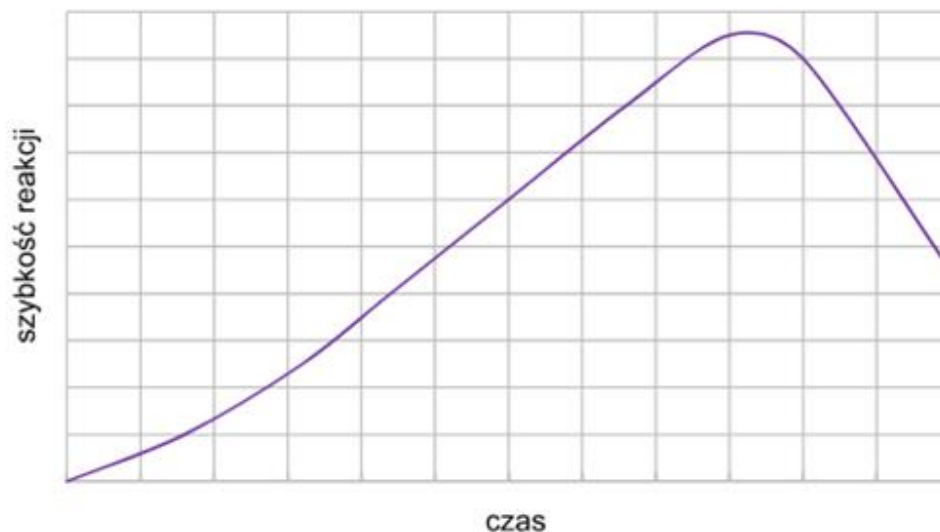
Reakcję rozkładu KMnO_4 przyspieszają takie czynniki jak światło, podwyższona temperatura, kwasy, tlenek manganu(IV).

9.1. (0-1)

Przyspieszenie reakcji chemicznej przez jeden z produktów reakcji nazywamy autokatalizą, a produkt pełniący rolę katalizatora – autokatalizatorem.

Poniżej przedstawiono typowy wykres obrazujący zmianę szybkości reakcji autokatalitycznej względem czasu reakcji.





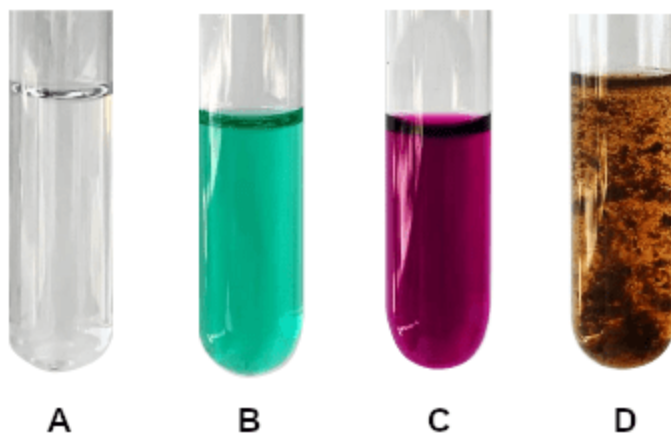
Uzupełnij poniższe zdania tak, aby zawierały informacje prawdziwe. W każdym nawiasie podkreśl właściwe określenie.

Reakcja autokatalityczna zachodzi przy (stałym / zmiennym) stężeniu katalizatora. Szybkość takiej reakcji początkowo wzrasta w miarę jej postępu i związanego z tym (wzrostu / spadku) stężenia produktu, który jest jej katalizatorem. Następnie szybkość autokatalitycznej reakcji maleje z powodu (wzrostu / spadku) stężenia substratów.

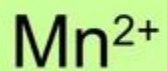
9.2. (0-1)

Probówkę zawierającą wodny roztwór KMnO_4 umieszczono w łaźni wodnej i ogrzewano przez pewien czas.

Oceń poniższe fotografie (A–D) i wskaż te, które przedstawiają zawartość probówki z roztworem przed i po ogrzaniu. Wpisz do tabeli odpowiednie oznaczenia literowe fotografii probówek.



	Oznaczenie literowe fotografii:
przed ogrzewaniem	C
po ogrzewaniu	D



reduktor,
środowisko
kwaśne



reduktor,
środowisko
obojętne

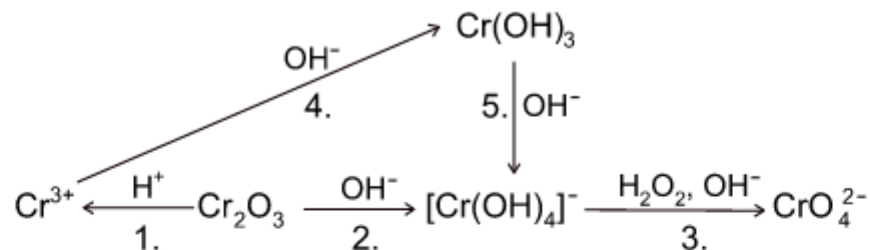


reduktor,
środowisko
zasadowe

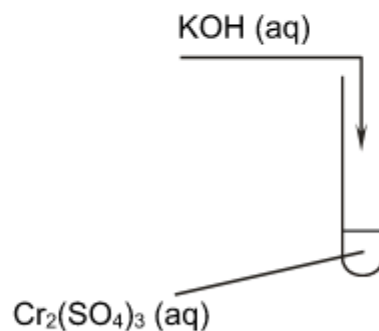


ZADANIE

Poniższy schemat ilustruje przemiany 1.-5., którym ulegają związki chromu(III).

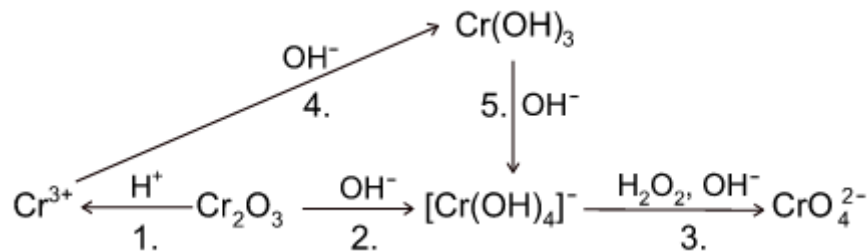


Do probówki z wodnym roztworem siarczanu(VI) chromu(III) dodawano wodny roztwór wodorotlenku potasu. Opisane doświadczenie zilustrowano na poniższym rysunku.



Na podstawie zaobserwowanych efektów stwierdzono, że reakcja zachodzi w dwóch etapach:

- po dodaniu niewielkiej ilości roztworu wodorotlenku potasu do probówki z roztworem siarczanu(VI) chromu(III) (przemiana 4.)
- przy dalszym dodawaniu roztworu wodorotlenku potasu (przemiana 5.).



10.1. (0-1)

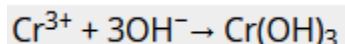
Napisz, co zaobserwowano w pierwszym etapie tego doświadczenia (przemiana 4.). Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która była przyczyną zaobserwowanej zmiany.

Obserwacja:

wytrąca się (zielony ALBO szarzielony galaretowaty) osad.

Uwaga: Określenie barwy osadu nie jest wymagane, ale jeżeli jest podana, musi być określona poprawnie.

Równanie reakcji:



10.2. (0-1)

Napisz, co zaobserwowano w drugim etapie tego doświadczenia (przemiana 5.). Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która była przyczyną zaobserwowanej zmiany.

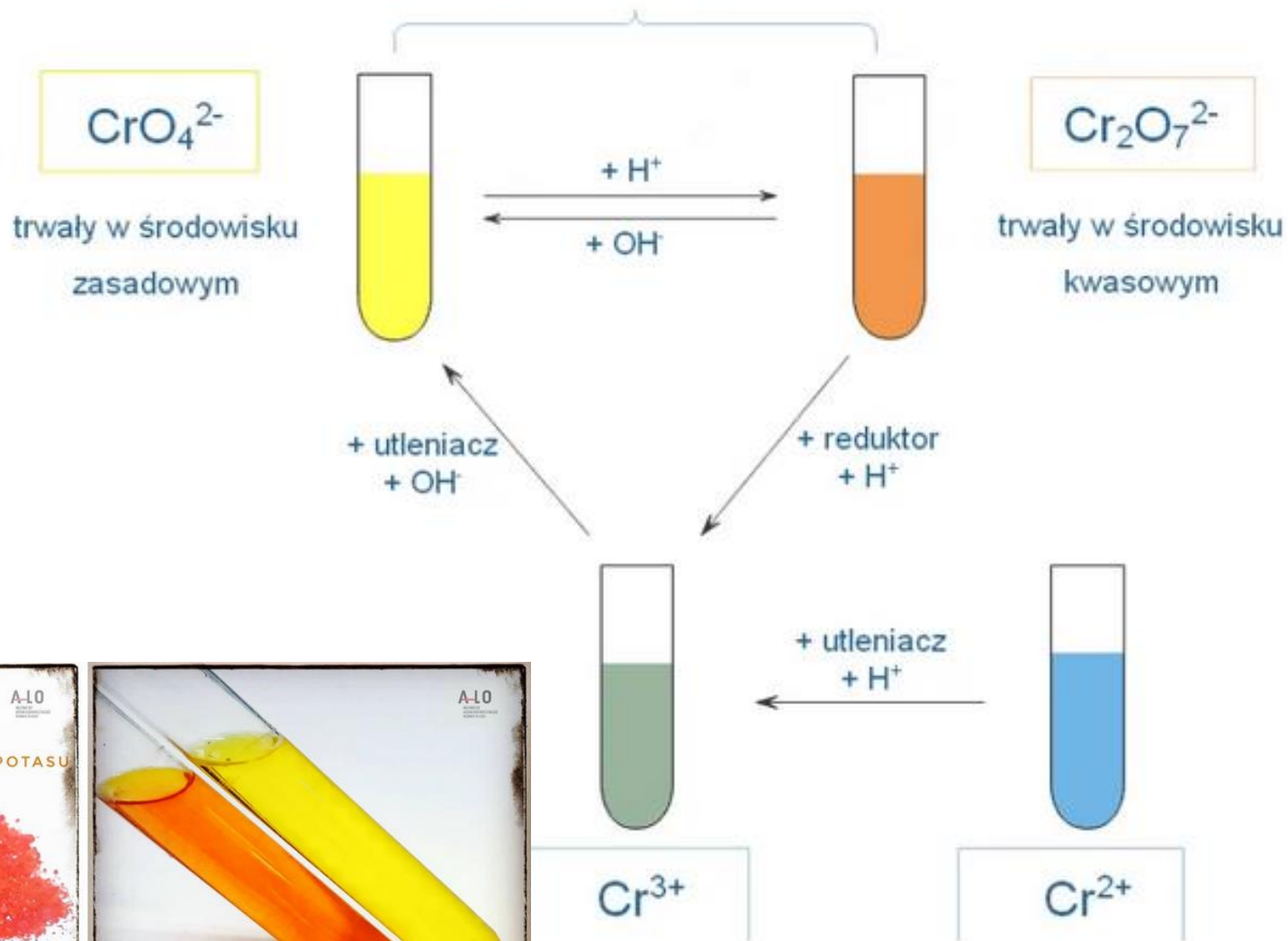
Obserwacja:

osad zanika lub się rozpuszcza lub roztwarza (i powstaje zielony, klarowny roztwór).

Równanie reakcji:



to nie jest reakcja redoks
Cr jest na tym samym stopniu utlenienia

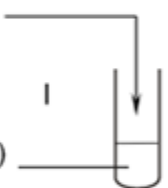
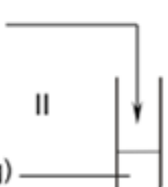



ZADANIE

W trzech probówkach (I-III) umieszczono wodne roztwory soli potasu zawierających chrom na VI stopniu utlenienia. Zawartość probówki III zakwaszono. Następnie do każdej probówki dodano jeden odczynnik wybrany z poniższej listy:

- wodny roztwór wodorotlenku potasu
- wodny roztwór azotanu(V) sodu
- wodny roztwór azotanu(V) srebra(I)
- wodny roztwór siarczanu(IV) potasu.

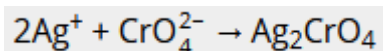
Schemat doświadczenia i opis wyglądu zawartości probówek I-III przed reakcją i po jej zakończeniu przedstawiono w poniższej tabeli.

Schemat doświadczenia	Opis wyglądu zawartości probówki <u>przed</u> reakcją i <u>po</u> jej zakończeniu
<p>wybrany odczynnik</p>  <p>I</p> <p>sól chromu(VI) (aq)</p>	<p><u>Przed</u> reakcją: żółty roztwór</p> <p><u>Po</u> reakcji: ciemnoczerwony osad</p>
<p>wybrany odczynnik</p>  <p>II</p> <p>sól chromu(VI) (aq)</p>	<p><u>Przed</u> reakcją: pomarańczowy roztwór</p> <p><u>Po</u> reakcji: żółty roztwór</p>
<p>wybrany odczynnik</p>  <p>III</p> <p>sól chromu(VI) (aq) z dodatkiem H_2SO_4 (aq)</p>	<p><u>Przed</u> reakcją: pomarańczowy roztwór</p> <p><u>Po</u> reakcji: zielony roztwór</p>

12.1. (0-1)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej w probówce I po dodaniu wybranego odczynnika do roztworu soli chromu(VI) oraz napisz nazwę lub wzór odczynnika, który dodano do próbówki II w opisanym doświadczeniu.

Równanie reakcji zachodzącej w probówce I:

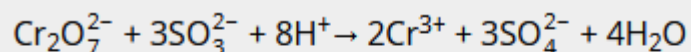


Nazwa lub wzór odczynnika dodanego do próbówki II:

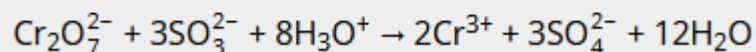
wodorotlenek potasu . | KOH

12.2. (0-1)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej w probówce III po dodaniu wybranego odczynnika do roztworu soli chromu(VI) z dodatkiem H_2SO_4 .



ALBO



12.3. (0-1)

Uzupełnij poniższe zdania - wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.

Reakcja redoks przebiegła w probówce (I / II / III). Sól chromu(VI) pełni w tej przemianie funkcję (reduktora / utleniacza).

ZADANIE

W dwóch probówkach znajdowały się wodne roztwory siarczków potasu, a druga – bromek potasu. Przeniesiono użyto świeżo otrzy

Po dodaniu wody i natomiast w prób

17.1. (0-1)

Zidentyfikuj sole

POTENCJAL STANDARDOWY REDUKCJI		POTENCJAL STANDARDOWY REDUKCJI – CD.	
Równanie reakcji	E°, V	Równanie reakcji	E°, V
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0,800	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Bi}$	0,308	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,372
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1,066	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,185
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,423	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,224
$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	0,558
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{HCOOH}$	-0,199	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,868	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,595
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd} + 4\text{OH}^-$	-0,658	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,957
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,358	$2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,803
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,62	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,257
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	0,695
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	1,92	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1,229
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,913	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,146
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,407	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	0,401
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,455
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,691
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cs}$	-3,026	$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,359
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,342	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}$	1,18
$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,360	$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,98
		$\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,476
		$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
		$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
		$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,199

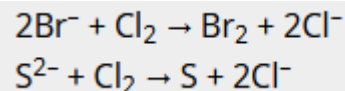
Na podstawie: CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

Wzór soli X	Wzór soli Z
KBr	K ₂ S

układ o niższym potencjale się UTLENIA

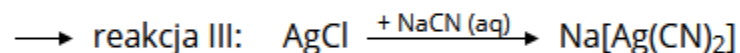
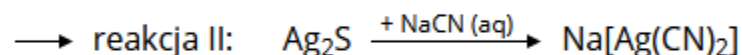
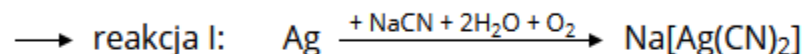
17.2. (0-1)

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji pomiędzy chlorem a bromkiem potasu oraz pomiędzy chlorem a siarczkiem potasu.



ZADANIE

Srebro występuje w przyrodzie jako srebro rodzime, a także jako składnik minerałów, takich jak argentyt Ag_2S czy chlorargiryt AgCl . Proces wydobywania srebra z urobku górniczego polega na przeprowadzeniu srebra w dobrze rozpuszczalny w wodzie kompleksowy związek cyjankowy, w którym srebro wchodzi w skład anionu o wzorze $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$. W tym celu rozdrobniony urobek górniczy poddaje się działaniu cyjanku sodu NaCN w obecności powietrza. Poniższe schematy są ilustracją reakcji zachodzących podczas opisanego procesu:



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

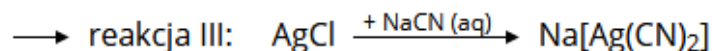
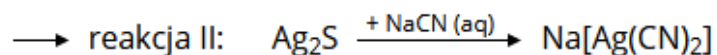
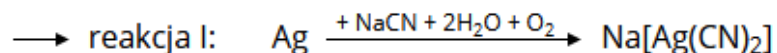
Z otrzymanego roztworu $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ wydziela się srebro za pomocą metalicznego cynku. W tej reakcji tworzy się kompleks cyjankowy o wzorze $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Napisz w formie cząsteczkowej równanie opisanej reakcji.

.....

Srebro występuje w przyrodzie jako srebro rodzime, a także jako składnik minerałów, takich jak argentyt Ag_2S czy chlorargiryt AgCl . Proces wydobywania srebra z urobku górniczego polega na przeprowadzeniu srebra w dobrze rozpuszczalny w wodzie kompleksowy związek cyjankowy, w którym srebro wchodzi w skład anionu o wzorze $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$. W tym celu rozdrobniony urobek górniczy poddaje się działaniu cyjanku sodu NaCN w obecności powietrza. Poniższe schematy są ilustracją reakcji zachodzących podczas opisanego procesu:



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Z otrzymanego roztworu $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ wydziela się srebro za pomocą metalicznego cynku. W tej reakcji tworzy się kompleks cyjankowy o wzorze $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Napisz w formie cząsteczkowej równanie opisanej reakcji.

Poprawna odpowiedź



ZADANIE

Większość kationów metali występuje w roztworze wodnym w postaci jonów kompleksowych, tzw. akwakompleksów, w których cząsteczki wody otaczają jon metalu, czyli są ligandami. Dodanie do takiego roztworu reagenta, który z kationami danego metalu tworzy trwalsze kompleksy niż woda, powoduje wymianę ligandów. Kompleksy mogą mieć różne barwy, zależnie od rodzaju ligandów, np. jon Fe^{3+} tworzy z jonami fluorkowymi F^- kompleks bezbarwny, a z jonami tiocyjanianowymi (rodankowymi) SCN^- – krwistoczerwony.

W dwóch probówkach znajdował się wodny roztwór chlorku żelaza(III). Do pierwszej probówki wsypano niewielką ilość stałego fluorku potasu, co poskutkowało odbarwieniem żółtego roztworu, a następnie do obu probówek dodano wodny roztwór rodanku potasu (KSCN). Stwierdzono, że tylko w probówce drugiej pojawiło się krwistoczerwone zabarwienie.

W badanych roztworach występowały jony kompleksowe żelaza(III):

I rodankowy II fluorkowy III akwakompleks

Uszereguj wymienione jony kompleksowe zgodnie ze wzrostem ich trwałości. Napisz w odpowiedniej kolejności numery, którymi je oznaczono.

.....
najmniejsza trwałość

.....
największa trwałość

Większość kationów metali występuje w roztworze wodnym w postaci jonów kompleksowych, tzw. akwakompleksów, w których cząsteczki wody otaczają jon metalu, czyli są ligandami. Dodanie do takiego roztworu reagenta, który z kationami danego metalu tworzy trwalsze kompleksy niż woda, powoduje wymianę ligandów. Kompleksy mogą mieć różne barwy, zależnie od rodzaju ligandów, np. jon Fe^{3+} tworzy z jonami fluorkowymi F^- kompleks bezbarwny, a z jonami tiocyjanianowymi (rodankowymi) SCN^- – krwistoczerwony.

W dwóch probówkach znajdował się wodny roztwór chlorku żelaza(III). Do pierwszej probówki wsypano niewielką ilość stałego fluorku potasu, co poskutkowało odbarwieniem żółtego roztworu, a następnie do obu probówek dodano wodny roztwór rodanku potasu (KSCN). Stwierdzono, że tylko w probówce drugiej pojawiło się krwistoczerwone zabarwienie.

W badanych roztworach występowały jony kompleksowe żelaza(III):

I rodankowy II fluorkowy III akwakompleks

Uszereguj wymienione jony kompleksowe zgodnie ze wzrostem ich trwałości. Napisz w odpowiedniej kolejności numery, którymi je oznaczono.

.....
najmniejsza trwałość

.....
największa trwałość

Poprawna odpowiedź

III, I, II

ALBO

akwakompleks, rodankowy, fluorkowy

ZADANIE

Jony miedzi(II) tworzą wiele różnych związków kompleksowych. W roztworze wodnym nie występują w postaci prostych kationów Cu^{2+} , lecz jako jony uwodnione, czyli akwakompleksy. W akwakompleksie jon miedzi(II) przyjmuje liczbę koordynacyjną równą 6. Ten kompleks jest mniej trwały niż kompleks miedzi(II) z amoniakiem, dlatego w obecności amoniaku o odpowiednim stężeniu w roztworze związku miedzi(II) tworzy się aminakompleks, w którym liczba koordynacyjna jonu Cu^{2+} także jest równa 6, ale cztery cząsteczki wody są zastąpione czterema cząsteczkami amoniaku. Nosi on nazwę jonu diakwatetraaminamiedzi(II). Obecność tych jonów nadaje roztworowi ciemnoniebieską barwę. Roztwory, w których obecne są opisane jony kompleksowe, przedstawiono na poniższych fotografiach.



akwakompleks miedzi(II)



jon diakwatetraaminamiedzi(II)

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010
oraz M. Cieślak-Golonka, J. Starosta, M. Wasielewski, *Wstęp do chemii koordynacyjnej*, Warszawa 2010.

Napisz wzory opisanych jonów kompleksowych: akwakompleksu miedzi(II) oraz jonu diakwatetraaminamiedzi(II).

Wzór akwakompleksu miedzi(II):

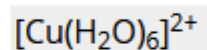
.....

Wzór jonu diakwatetraaminamiedzi(II):

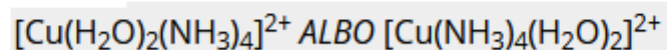
.....

Napisz wzory opisanych jonów kompleksowych: akwakompleksu miedzi(II) oraz jonu diakwatetraaminamiedzi(II).

Wzór akwakompleksu miedzi(II):



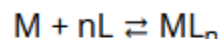
Wzór jonu diakwatetraaminamiedzi(II):



ZADANIE

Jon kompleksowy składa się z atomu centralnego i ligandów. Funkcję atomu centralnego spełniają najczęściej kationy metali. Ligandami są drobiny chemiczne, które łączą się z atomem (jonem) centralnym wiązaniem koordynacyjnym za pomocą wolnej pary elektronowej atomu donorowego wchodzącego w skład ligandu. Ligandami mogą być cząsteczki obojętne, np. H_2O , NH_3 , lub aniony, np. Cl^- , OH^- .

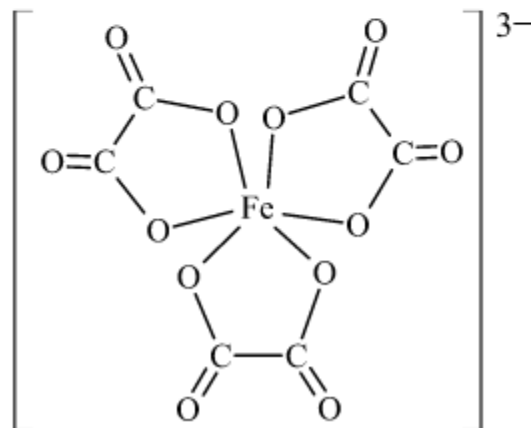
Powstawanie kompleksu jonu metalu M z ligandami L można opisać sumarycznym równaniem:



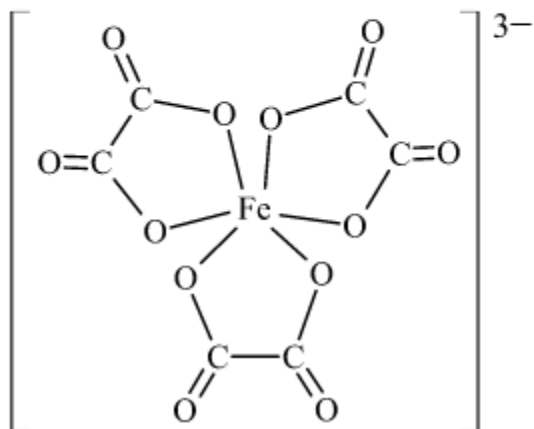
Indeks n oznacza liczbę ligandów, z którymi łączy się jon metalu.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, Warszawa 2001 oraz M. Cieślak-Golonka, J. Starosta, M. Wasielewski, *Wstęp do chemii koordynacyjnej*, Warszawa 2010.

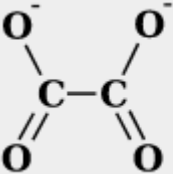
Poniżej przedstawiono wzór jonu kompleksowego, w którym ligandami są aniony szczawianowe pochodzące od kwasu szczawowego (etanodiowego) HOOC-COOH .



Poniżej przedstawiono wzór jonu kompleksowego, w którym ligandami są aniony szczawianowe pochodzące od kwasu szczawowego (etanodiowego) HOOC-COOH .



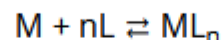
Uzupełnij tabelę - wpisz wzór jonu centralnego oraz wzór półstrukturalny (grupowy) jonu, który jest ligandem.

Wzór jonu centralnego	Wzór ligandu
Fe^{3+}	 <i>lub</i> $^{-}\text{OOC-COO}^{-}$ <i>lub</i> $(\text{OOC-COO})^{2-}$

ZADANIE

Jon kompleksowy składa się z atomu centralnego i ligandów. Funkcję atomu centralnego spełniają najczęściej kationy metali. Ligandami są drobiny chemiczne, które łączą się z atomem (jonem) centralnym wiązaniem koordynacyjnym za pomocą wolnej pary elektronowej atomu donorowego wchodzącego w skład ligandu. Ligandami mogą być cząsteczki obojętne, np. H₂O, NH₃, lub aniony, np. Cl⁻, OH⁻.

Powstawanie kompleksu jonu metalu M z ligandami L można opisać sumarycznym równaniem:

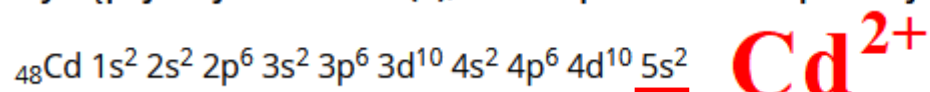


Indeks n oznacza liczbę ligandów, z którymi łączy się jon metalu.

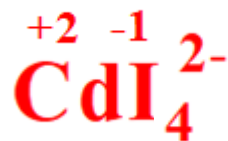
Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, Warszawa 2001 oraz M. Cieślak-Golonka, J. Starosta, M. Wasielewski, *Wstęp do chemii koordynacyjnej*, Warszawa 2010.

Jony kadmu(II) tworzą z anionami jodkowymi jon kompleksowy, w którym przyjmują liczbę koordynacyjną n = 4.

W przedstawionej poniżej konfiguracji elektronowej atomu kadmu w stanie podstawowym podkreśl fragment, który nie występuje w jonie kadmu(II), oraz napisz wzór kompleksu jonów kadmu(II) z anionami jodkowymi.

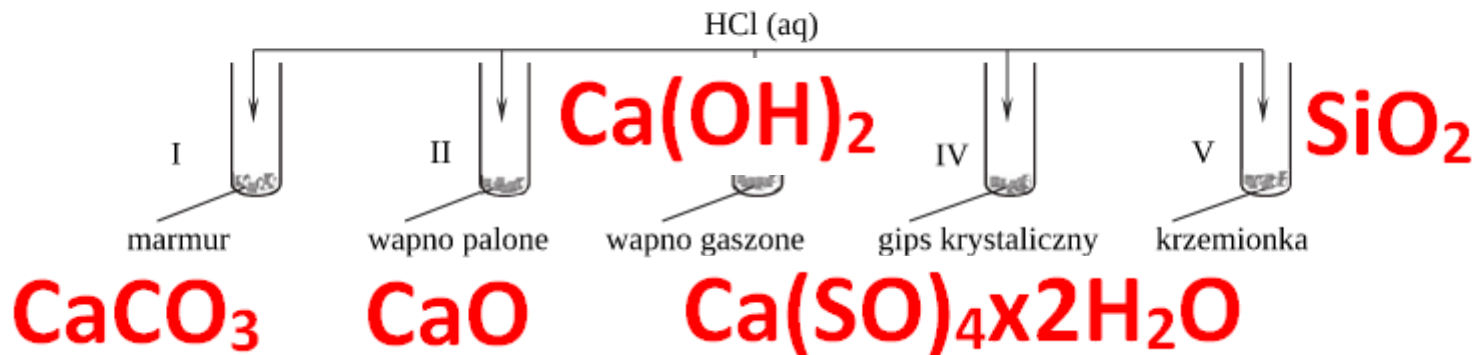


Wzór kompleksu jonów kadmu(II) z anionami jodkowymi:



ZADANIE

Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.



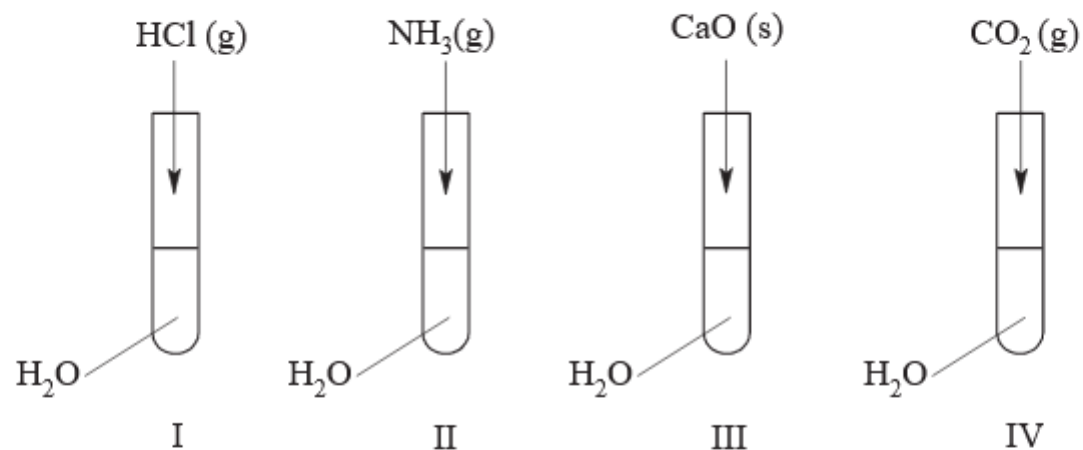
Napisz numery wszystkich probówek, w których zaszły reakcje chemiczne.

Poprawna odpowiedź

I, II, III

ZADANIE

W czterech probówkach oznaczonych numerami I-IV znajdują się roztwory wodne otrzymane w sposób przedstawiony na rysunku.



Podaj wzór sumaryczny i nazwę soli otrzymanej w wyniku zmieszania roztworów otrzymanych w probówkach I oraz II i po odparowaniu wody.

Wzór sumaryczny: **NH₄Cl**

Nazwa: **chlorek amonu**

Dziękuję za uwagę :)

POWODZENIA !!!!!!!!!!!!!

Dlaczego maturzyści często wybierają się na wakacje do góry? Bo tam jest wyższa szkoła jazdy! ;)