

Aspekty metodyczne eksperymentów chemicznych

Szkoła ponadgimnazjalna

Nowa podstawa programowa

Część 1

Książka wydrukowana ze środków programu Unii Europejskiej Kapitał Ludzki

Dobra szkoła – lepsza praktyka – doskonały nauczyciel. Przygotowanie szkół
i opiekunów praktyk do efektywnej współpracy z studentami chemii.

POKL 03.03.02. 061/10



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI

UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Piotr Jagodziński Robert Wolski

Aspekty metodyczne eksperymentów chemicznych

Szkoła ponadgimnazjalna

Nowa podstawa programowa

Część 1

Warszawa 2013

Piotr Jagodziński Robert Wolski

Aspekty metodyczne eksperymentów chemicznych

Szkoła ponadgimnazjalna

Nowa podstawa programowa

Część 1

Wydanie II uzupełnione

Wydawca:

Sowa Sp. z o.o.

Hrubieszowska 6a

01-209 Warszawa

Warszawa 2013

Spis treści

Część I

I. Podstawowy sprzęt laboratoryjny

Podstawowy sprzęt laboratoryjny.....	20
--------------------------------------	----

II. Struktura atomu - jądro i elektrony

Reakcja chemiczna litu i sodu z wodą.....	44
Badanie właściwości fizycznych sodu	45
Reaktywność chemiczna wapnia i magnezu	47
Zachowanie się miedzi w reakcji chemicznej z chlorem i siarką.....	49

III. Wiązanie chemiczne

Działanie chloru na sód	54
Badanie przewodnictwa elektrycznego chlorku ołowiu(II) w różnych stanach skupienia.....	57
Otrzymywanie wodorotlenku tetraaminamiedzi(II)	59
Badanie sposobu wymiany energii pomiędzy układem a otoczeniem	64
Efekt cieplny rozpuszczania azotanu(V) amonu.....	66
Badanie wpływu temperatury na szybkość reakcji chemicznej jodku potasu z kwasem azotowym(V).....	67
Badanie zależności szybkości reakcji chemicznej od stężenia reagentów.....	68
Otrzymywanie siarczku ołowiu(II)	70
Badanie szybkości reakcji chemicznej jodku potasu z nadtlenodisiarczaniem(VI) potasu w zależności od temperatury	72
Katalityczne działanie platyny.....	73
Badanie wpływu temperatury na stan równowagi reakcji chemicznej $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$	74
Badanie wpływu stężenia substancji na stan równowagi chemicznej za pomocą wskaźnika	76
Wpływ zanieczyszczeń na szybkość reakcji chemicznej. spalanie węgla w powietrzu.....	78
Reakcje chemiczne cynku z kwasem chlorowodorowym o różnych stężeniach.....	79
Porównywanie szybkości reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem i żelazem.....	80

Badanie wpływu temperatury na szybkość reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z żelazem.....	81
Badanie wpływu stężenia kwasu chlorowodorowego na przebieg reakcji chemicznej z cynkiem.....	83
Porównywanie szybkości reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem o różnym stopniu rozdrobnienia.....	84
Badanie wpływu katalizatora na szybkość reakcji chemicznej cynku z kwasem chlorowodorowym.....	85
Zmiany stanu równowagi odwracalnej reakcji chemicznej.....	86
Badanie wpływu stężenia reagentów na położenie stanu równowagi odwracalnej reakcji chemicznej azotanu(V) ołowiu(II) z kwasem siarkowodorowym.....	88
Badanie szybkości reakcji chemicznej magnezu z kwasem chlorowodorowym i kwasem ortofosforowym.....	90
Ustalenie wartości pH roztworów kwasu chlorowodorowego i kwasu octowego za pomocą wskaźnika uniwersalnego.....	91
Badanie efektu energetycznego procesu krystalizacji.....	93
Efekty energetyczne towarzyszące rozpuszczaniu w wodzie wodorotlenku sodu i azotanu(V) amonu.....	95
Przygotowanie mieszaniny oziębiającej.....	97
Wpływ temperatury na szybkość rozpuszczania się substancji stałych w wodzie.....	98

V. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych

Badanie zależności stopnia dysocjacji kwasu chlorowodorowego i kwasu octowego od ich stężenia.....	100
Badanie rozpuszczalności azotanu(V) sodu w różnych rozpuszczalnikach.....	104
Strącanie słabo rozpuszczalnej soli.....	105
Otrzymywanie chlorku srebra.....	106
Strącanie substancji słabo rozpuszczalnych.....	107
Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II).....	109
Otrzymywanie gazów w reakcjach jonowych.....	111
Reakcje chemiczne zobojętniania kwasu i wodorotlenku za pomocą tlenków.....	113
Obserwacja przemieszczania się jonów wodorotlenkowych w polu elektrycznym....	115
Badanie rozpuszczalności i odczynu roztworów wybranych wodorotlenków.....	116
Działanie wodorotlenku sodu na chlorek amonu.....	118
Reakcja chemiczna kwasu z zasadą.....	119
Badanie produktów reakcji chemicznej zobojętniania.....	121

Otrzymywanie soli	122
Reakcja chemiczna dwu soli	124
Otrzymywanie koloidowego roztworu wodorotlenku żelaza(III)	125
Badanie efektu Tyndalla.....	126
Badanie rozpuszczalności różnych substancji stałych w wodzie.....	127
Badanie rozpuszczalności jednakowych ilości różnych soli w takiej samej masie wody i temperaturze	128
Rozpuszczanie różnych substancji w wodzie	129
Próba rozpuszczenia denaturatu i benzyny w wodzie.....	131
Wpływ stopnia rozdrobnienia substancji stałych na szybkość ich rozpuszczania w wodzie	132
Badanie wpływu mieszania na szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie	133
Sporządzanie wodnych roztworów różnych substancji	134
Badanie rozpuszczalności różnych substancji w tej samej ilości wody o jednakowej temperaturze	136
Otrzymywanie układu homogenicznego i mieszaniny heterogenicznej z siarką jako składnikiem	137
Otrzymywanie mieszanin z substancji o różnym stopniu rozdrobnienia.....	138
Obserwacja mieszanin cukier - woda, żelatyna - woda i kreda - woda w świetle przechodzącym.....	140
Próba rozdzielania układów dyspersyjnych poprzez sączenie	141
Badanie rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie	143
Otrzymywanie przesyconego roztworu octanu sodu	144
Wydzielanie kryształów substancji rozpuszczonej z roztworu przesyconego	145
Krystalizacja siarczanu(VI) sodu	147
Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie	148
Sporządzanie roztworu cukru i obliczenie stężenia procentowego otrzymanego roztworu.....	149
Wyznaczenie ilości chlorku sodu do sporządzenia roztworu o określonym stężeniu procentowym	150
Odparowywanie roztworu o znanym stężeniu procentowym i wyznaczenie masy otrzymanej substancji	151
Odparowanie roztworu o nieznanym stężeniu i wyznaczenie stężenia procentowego tego roztworu	153
Obliczanie stężenia procentowego roztworu	154

Rozcieńczanie roztworu o znanym stężeniu procentowym substancji w nim zawartej	155
Przygotowywanie roztworu substancji, gdy znana jest jego gęstość.....	156
Obliczanie stężenia molowego roztworu	157
Obliczanie stężenia molowego roztworu, gdy podana jest jego gęstość.....	158
Przeliczanie stężenia molowego roztworu na stężenie procentowe	159
Obliczanie stężenia molowego roztworu o znanym stężeniu procentowym	160
Czy związki chemiczne powstające z wody i tlenków metali mogą reagować ze związkami chemicznymi powstałymi z wody i tlenków niemetalii?	161
Rozpuszczanie amoniaku w wodzie	163
Badanie przewodnictwa elektrycznego roztworu podczas reakcji zobojętniania	164
Badanie zależności stopnia dysocjacji kwasu chlorowodorowego i kwasu octowego od ich stężenia.....	166
Badanie przewodnictwa elektrycznego elektrolitu otrzymanego przez zmieszanie słabego kwasu ze słabą zasadą	168
Badanie przewodnictwa elektrycznego roztworu chlorku miedzi(II) w acetonie i w wodzie.....	170

VI. Reakcje utleniania i redukcji

Reakcja chemiczna tlenku ołowiu(II) z węglem	180
Reakcja chemiczna tlenku miedzi(II) z wodorem.....	181
Reakcja tlenku miedzi(II) z tlenkiem węgla(II)	184
Działanie wody bromowej na magnez i glin.....	185
Reakcja chemiczna jodu z magnezem	187
Reakcja stężonego kwasu azotowego(V) i kwasu chlorowodorowego z miedzią.....	188
Właściwości utleniające stężonego i rozcieńzonego roztworu kwasu azotowego(V).....	190
Termiczny rozkład chloranu(V) potasu.....	191
Reakcja chemiczna miedzi z azotanem(V) srebra(I)	193
Efekt energetyczny reakcji chemicznej cynku z jonami miedzi(II)	194
Reakcja chemiczna kwasu chlorowodorowego z cynkiem – efekty energetyczne.....	196
Utleniające właściwości stężonego kwasu azotowego(V).....	197
Reakcja chemiczna stężonego kwasu azotowego(V) z węglem	198
Badanie redukujących właściwości siarkowodoru.....	199

Reakcja chemiczna redukcji tlenku miedzi(II) za pomocą amoniaku.....	202
Badanie utleniających właściwości azotanów(III) i azotanów(V)	203
Badanie przepływu elektronów w reakcji chemicznej utleniania-redukcji.....	205
Wykazanie elektronowego charakteru reakcji chemicznej termicznego rozkładu chloranu(V) potasu	207
Utlenianie soli manganu(II) do kwasu manganowego(VII).....	210
Reakcja rozkładu dichromianu(VI) amonu. chemiczny wulkan	211
Preparatyka jodku azotu(III) i reakcja chemiczna jego rozkładu.....	213
Rozkład acetylenku srebra(I)	215
Badanie wpływu odczynu na szybkość reakcji chemicznej utleniania-redukcji.....	217
Utlenianie żelaza parą wodną.....	218
Redukcja tlenku żelaza(II),(III) wodorem	220
Utleniające działanie stężonego kwasu siarkowego(VI).....	222
Reakcje chemiczne glinu i żelaza z kwasami o właściwościach utleniających	224
Utleniające działanie jonów dichromianowych(VI).....	226
Reakcja chemiczna utleniania wodorotlenku manganu(II) do wodorotlenku manganu(IV)	228
Utlenianie manganianów(VI) do manganianów(VII)	229
Wpływ środowiska reakcji na redukcję jonów manganianowych(VII).....	230
Czy wszystko wiemy o manganie?.....	232
Na czym polega reakcja chemiczna synproporcjonowania.....	233
Czy azotany(III) mogą być utleniaczami i reduktorami?	235
Analityczne wykorzystanie procesów utleniania-redukcji. Analiza miareczkowa	236
Zjawisko przepływu elektronów podczas reakcji chemicznej chlorku żelaza(III) z jodkiem potasu	238

VII. Metale

Spalanie magnezu w parze wodnej.....	248
Reakcje chemiczne metali z kwasem chlorowodorowym	250
Spalanie metali i niemetalu oraz badanie właściwości produktów ich spalania.....	252
Otrzymywanie wodorotlenku glinu	254
Zachowanie się wodorotlenku glinu wobec wody, kwasu i wodorotlenku	255
Badanie zachowania się wodorotlenku miedzi(II) i tlenku miedzi(II) wobec kwasu siarkowego(VI).....	256
Reakcja chemiczna soli miedzi(II), ołowiu(II) i żelaza(III) z wodorotlenkami litowców.....	258

Reakcje chemiczne tworzenia wodorotlenku magnezu i wodorotlenku baru	260
Działanie wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu na wełnę	261
Badanie przewodnictwa elektrycznego roztworów wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu.....	262
Reakcje chemiczne kwasów z metalami.....	264
Jak można stwierdzić, że badany wodorotlenek sodu zawiera węglan sodu?.....	266
Otrzymywanie sody metodą Solvaya.....	268
Badanie zachowania się hydratów różnych soli podczas ogrzewania	271
Rozpuszczalne sole manganu i chromu	272
Właściwości chemiczne wodorotlenku chromu(III)	273
Przemiana chromianów(VI) w dichromiany(VI) i proces odwrotny.....	275
Różne stopnie utlenienia atomów chromu w związkach chemicznych.....	277
Równowaga chemiczna chromian(VI) — dichromian(VI).....	279
Badanie właściwości związków chemicznych manganu(II)	281
Otrzymywanie manganianu(VI) sodu.....	282
Reakcja chemiczna manganianu(VII) w środowisku o odczynie zasadowym	284
Aluminotermiczne otrzymywanie żelaza	285
Reakcje chemiczne metali z roztworami soli	287
Trawienie miedzi w roztworze chlorku żelaza(III)	288
Korozja żelaza w kropli roztworu elektrolitu	290
Porównywanie reaktywności chemicznej metali	292
Reakcje tlenków metali z tlenkami niemetalu	294
Badanie właściwości fizycznych sodu i potasu	295
Badanie przewodnictwa elektrycznego sodu i potasu	296
Utlenianie sodu i potasu w powietrzu i w tlenie.....	297
Zachowanie się litowców w kontakcie z wodą.....	299
Badanie właściwości wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu.....	301
Analiza płomieniowa. wykrywanie kationów sodu i potasu.....	302
Reakcja chemiczna glinu z chlorem	304
Reakcja chemiczna glinu z bromem.....	306
Badanie utleniających właściwości nadtlenu sodu	307
Spalanie litu, sodu i potasu.....	308
Działanie kwasu chlorowodorowego na tlenek ołowiu(II).....	310
Badanie higroskopijnych właściwości chlorku wapnia.....	311

VIII. Niemetale

Badanie odczynu roztworów tlenków za pomocą wskaźników	326
Badanie właściwości fizycznych fluorowców	327
Porównanie reaktywności chemicznej chloru, bromu i jodu	329
Rozkład nadtlenu wodoru z udziałem katalizatora	331
Reakcje chemiczne tlenków z kwasami i wodorotlenkami.....	333
Reakcja chemiczna tlenku cynku z kwasem i z wodorotlenkiem	334
Działanie kwasu azotowego(V) na azotan(III) sodu	336
Badanie zachowania się węglanu wapnia wobec kwasu chlorowodorowego	337
Otrzymywanie chlorowodoru	338
Badanie przewodnictwa elektrycznego roztworów kwasów.....	340
Badanie przewodnictwa elektrycznego stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) ..	341
Elektroliza roztworu soli kamiennej.....	342
Działanie tlenku węgla(IV) na roztwór wodorotlenku wapnia	344
Działanie kwasu azotowego(V) na tlenek miedzi(II)	346
Działanie tlenku siarki(IV) na wodę wapienną.....	347
Działanie kwasu chlorowodorowego na azotan(V) srebra(I).....	348
Otrzymywanie kwasu azotowego(V) według średniowiecznej receptury.....	350
Wytwarzanie kwasu azotowego(V) metodą Ostwalda	352
Otrzymywanie kwasu siarkowego(VI) z siarczanu(VI) żelaza(II)	355
Komorowa metoda otrzymywania kwasu siarkowego(VI)	357
Identyfikacja kwasu ortofosforowego	360
Otrzymywanie wodoru z soli kwasu mrówkowego.....	362
Otrzymywanie chloru na skalę laboratoryjną	364
Reakcja chemiczna manganianu(VII) potasu z nadtlakiem wodoru	366
Właściwości chemiczne tlenku siarki(IV).....	367
Jak wykryć kwas azotowy(V) i azotany(V) w roztworze.....	369
Badanie właściwości chemicznych tlenków metali.....	370
Badanie zachowania się tlenków niemetali w wodzie.....	372
Badanie higroskopijnych właściwości stężonego kwasu siarkowego(VI).....	373
Badanie rozpuszczalności chlorowodoru w wodzie oraz badanie właściwości otrzymanego roztworu.....	375
Badanie właściwości fizycznych bromu i jodu	377
Reakcje chemiczne bromu i jodu z metalami	378
Właściwości chemiczne chloru, bromu i jodu	379

Sprawdzenie obecności anionów chlorkowych w wodzie wodociągowej i w wodzie destylowanej	382
Badanie reaktywności chemicznej chloru w układzie zamkniętym	383
Stwierdzenie obecności jodu w wodorostach morskich	385
Rozdzielanie mieszaniny anionów fluorowców metodą chromatografii cienkowarstwowej.....	387
Porównanie mocy dwóch kwasów.....	389
Badanie wpływu rozpuszczalnika polarnego na dysocjację chlorowodoru.....	391
Badanie wpływu tlenku manganu(IV) na rozkład chloranu(V) potasu.....	392
Reakcja chemiczna kwasu ortofosforowego z zasadą wapniową.....	394
Strącanie węglanu wapnia w twardej wodzie	395
Badanie zachowania się hydratów podczas ogrzewania.....	396
Badanie właściwości krzemianów.....	398
Otrzymywanie ortofosforanów wapnia	399
Otrzymywanie siarki w dwu odmianach alotropowych	400
Działanie fluorowodoru na szkło	402

Część 2

IX. Węglowodory

Otrzymywanie metanu z octanu sodu.....	412
Otrzymywanie metanu z węgliku glinu.....	413
Spalanie metanu i wykrywanie produktów spalania	414
Badanie właściwości fizycznych metanu.....	415
Czy metan jest reaktywny chemicznie?	418
Spalanie metanu w chlorze	419
Chlorowanie metanu.....	420
Badanie palności alkanów.....	422
Przeprowadzenie reakcji chemicznej metanu i heksanu z bromem w ciemności i w obecności światła	423
Otrzymywanie etenu przez dehydratację alkoholu etylowego.....	424
Otrzymywanie etenu przez odwodnienie alkoholu etylowego za pomocą stężonego kwasu siarkowego(VI)	426
Badanie zachowania się etenu wobec wody bromowej i roztworu manganianu(VII) potasu	428
Otrzymywanie etynu z węglika wapnia.....	429
Reakcja chemiczna etynu z wodą bromową i manganianem(VII) potasu	431

X. Hydroksylowe pochodne węglowodorów - alkohole i fenole

Utlenianie alkoholu metylowego	434
Reakcja chemiczna alkoholu etylowego z dichromianem(VI) potasu.....	435
Porównanie właściwości fizycznych alkoholu metylowego i alkoholu etylowego.....	437
Wykrywanie alkoholu etylowego w winie lub w piwie	439
Działanie tlenu w postaci atomowej na alkohol etylowy.....	440
Reakcja chemiczna alkoholu etylowego z sodem	442
Badanie właściwości glicerolu	443
Reakcja chemiczna spalania glicerolu.....	444
Otrzymywanie metanalu z alkoholu metylowego.....	445

XI. Związki karbonylowe - aldehydy i ketony

Reakcja chemiczna metanalu z wodorotlenkiem miedzi(II) w środowisku o odczynie zasadowym — próba Trommera.....	450
Reakcja chemiczna etanalu z amoniakalnym roztworem tlenku srebra(I) — próba Tollensa	451

XII. Kwasy karboksylowe

Badanie zapachu i odczynu roztworu kwasu octowego.....	454
Działanie kwasu octowego na wodorotlenki	455
Działanie kwasu octowego na metale.....	456
Odróżnianie kwasu mrówkowego od kwasu octowego.....	457
Badanie rozpuszczalności kwasu stearynowego w wodzie	458
Reakcja chemiczna kwasu stearynowego z wodorotlenkiem sodu.....	459
Otrzymywanie mydła sodowego z masła.....	460
Badanie nienasyconego charakteru kwasu oleinowego	462
Badanie zachowania się mieszaniny wody z olejem w obecności mydła	463
Oddziaływanie soli wapnia na roztwory wodne mydeł.....	464

XIII. Estry i tłuszcze

Reakcja chemiczna alkoholu etylowego z kwasem octowym.....	468
Badanie reakcji chemicznej octanu etylu z rozcieńczonymi roztworami kwasów i zasad.....	469
Badanie właściwości tłuszczów i sprawdzenie rozpuszczalności tłuszczów w wodzie oraz w rozpuszczalnikach organicznych	470

Działanie wodą bromową na tłuszcze o ciekłym stanie skupienia 472

XIV. Związki organiczne zawierające azot

Badanie właściwości fizycznych metyloaminy i aniliny..... 474

Przeprowadzenie reakcji chemicznej aminobenzenu z kwasem chlorowodorowym.. 475

XV. Białka

Zmiany zachodzące pod wpływem działania siarczanu(VI) amonu na wodny roztwór białka jaja kurzego..... 478

Badanie właściwości kwasu aminooctowego..... 480

Działanie chlorku sodu na wodne roztwory białek..... 481

Działanie kwasu chlorowodorowego, alkoholu etylowego, soli miedzi(II) i podwyższonej temperatury na białka 482

Reakcja chemiczna białka ze stężonym kwasem azotowym(V) 483

Biuretowa reakcja chemiczna 484

Efekt Tyndalla w roztworze białka 485

XVI. Cukry

Badanie właściwości fizycznych glukozy..... 488

Działanie wodorotlenku miedzi(II) na glukozę 489

Wykrywanie produktów hydrolizy sacharozy za pomocą reakcji chemicznej z wodorotlenkiem miedzi(II) 490

Wykrywanie produktu hydrolizy skrobi za pomocą reakcji chemicznej z wodorotlenkiem miedzi(II) 491

Hydroliza celulozy..... 492

XVII. Podstawy chemii

Stapianie i spalanie parafiny..... 496

Obserwacja zmian właściwości fizycznych i chemicznych magnezu podczas reakcji chemicznej 497

Wybuchowa reakcja chemiczna mieszaniny wodoru z tlenem 498

Reakcja chemiczna rozkładu tlenku rtęci(II) 500

Synteza siarczku miedzi(I) 502

Otrzymywanie siarczku cynku oraz jego identyfikacja chemiczna.

Reakcja chemiczna syntezy 504

Reakcja chemiczna syntezy chlorku amonu	506
Rozkład azotanu(V) ołowiu(II). reakcja chemiczna analizy.....	507
Otrzymywanie jodku rtęci(II) w fazie stałej oraz w roztworze.	
Reakcja chemiczna podwójnej wymiany.	508
Redukcja siarczku rtęci(II) żelazem.	
Reakcja chemiczna wymiany.....	510
Reakcja chemiczna soli żelaza(III) z tiocyjanianem. Prawo zachowania masy.....	511
Termiczny rozkład manganianu(VII) potasu.....	513
Badanie wędrówki jonów w polu elektrycznym z wykorzystaniem ziemniaka	514
Rozdzielanie różnych mieszanin	515
Badanie czystości wody wodociągowej i wody destylowanej.....	517
Badanie higroskopijnych właściwości stężonego kwasu siarkowego(VI).....	518

XVIII. Elektrochemia

Konstruowanie ogniwa Volty.....	530
Konstrukcja i eksploatacja ogniwa Leclanchégo	533
Na jakiej zasadzie działa ogniwo Daniella	535
Wyznaczanie względnego potencjału półogniwa cynkowego i miedziowego.....	537
Wędrówka jonu tetraaminamiedzi(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ i jonu chromianowego(VI) CrO_4^{2-} w polu elektrycznym.....	538
Elektroliza roztworu kwasu chlorowodorowego	540
Elektroliza stopionego chlorku ołowiu(II).....	542
Nikłowanie mosiężnego przedmiotu.....	544
Badanie szybkości korozji stali	546
Elektroliza roztworu chlorku miedzi(II).....	548
Identyfikacja produktów elektrolizy wody i roztworu nadtlenku wodoru.....	551
Pomiar napięcia ogniwa galwanicznego zbudowanego z ołówka.....	553
Badanie wpływu inhibitora na przebieg korozji elektrochemicznej.....	555
Badanie wpływu protektora na przebieg korozji żelaza.....	556
Elektroliza roztworu jodku potasu	557
Elektroliza roztworu chlorku cynku.....	558
Elektroliza wodnych roztworów wybranych soli.....	559

XIX. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna

Oznaczanie zawartości wody krystalizacyjnej w krystalicznym węglanie sodu.....	566
Uwolniony tlenek węgla(IV) miarą zawartości węglanu	567
Analiza węglanu na podstawie pomiaru zmiany masy badanej próbki	570
Literatura	572

Rozdział I

Podstawowy sprzęt laboratoryjny

Podstawowy sprzęt laboratoryjny

W laboratorium chemicznym eksperymentator ma bezpośredni kontakt z sprzętem laboratoryjnym i substancjami chemicznymi.

Do sprzętu laboratoryjnego zalicza się różnego typu naczynia i urządzenia, pozwalające wykonywać określone czynności laboratoryjne oraz sprzęt szklany, to jest naczynia laboratoryjne, niezbędne do przeprowadzania reakcji chemicznych lub przygotowywania odpowiednich warunków do ich przeprowadzenia.

Oto podstawowy sprzęt laboratoryjny wykonany ze szkła oraz inne przedmioty zaliczone do podstawowego sprzętu laboratoryjnego.



1. Probówka

Jest wydłużonym naczyniem szklanym o kształcie rurki z jednej strony zamkniętej okrągłym dnem, a z drugiej swobodnie otwartej. Probówka służy do przeprowadzania i obserwacji prostych reakcji chemicznych w laboratorium



2. Zlewka

Jest to płaskodenne naczynia szklane w kształcie walca z wylewem do łatwiejszego przelewania cieczy. Niekiedy wyposażona jest w podziałkę, ale nie należy jej jednak stosować jako naczynie miarowe.



3. Kolba stożkowa

Inaczej zwana kolbą Erlenmeyera lub erlenmajerką. Ma kształt stożka. Używana jest do przenoszenia, mieszania i ogrzewania substancji ciekłych.



4. Kolba kulista okrągłodenna

Kolba stosowana do ogrzewania i destylacji. Może być zakończona szyjką ze szkła oszlifowanego.



5. Kolba kulista płaskodenna

Kolba kulista płaskodenna różni się od kolby kulistej okrągłodennej płasko uformowanym dnem, dzięki czemu można ją stawiać bezpośrednio na płaskich powierzchniach.

6. Kolba do sączenia pod próżnią

Jest to grubościenne, stożkowe naczynie z bocznym tubusem, do którego podłącza się urządzenie do wytwarzania próżni.



7. Kolba miarowa

Kolba z długą, cienką szyjką, na której wytrawiono w szkłe lub nadrukowano kreskę określającą miejsce, do którego należy napełniać kolbę, aby znajdowała się w niej ściśle określona objętość cieczy lub roztworu.



8. Bagietka szklana

Jest szklanym prętem z gładkimi końcówkami. Jeden z końców bagietki może być rozplaszczony w celu umożliwienia lepszego mieszania roztworu.





9. Cylinder miarowy

Naczynie szklane potocznie zwane menzurką, o kształcie cylindra otwartego z jednej strony i zamkniętego z drugiej. Cylinder miarowy ma nadrukowaną lub wytrawioną skalę objętości. Naczynia te wykonywane są zazwyczaj z „twardego” szkła sodowego, które cechuje mała rozszerzalność cieplna, dzięki czemu nie zmieniają one zbyt

mocno swojej objętości w szerokim zakresie temperatur. Szkło to jest bardzo kruche i niezbyt odporne na nagłe zmiany temperatury, dlatego też w cylindrach miarowych nie należy „gotować” cieczy ani jej też wymrażać, gdyż grozi to pęknięciem naczynia. Cylindrami miarowymi odmierza się przybliżone objętości cieczy i roztworów.



10. Biureta

Naczynie o kształcie długiej i cienkiej rurki szklanej, z dokładną skalą objętości, która jest od dołu zakończona kranem i starannie wykonanym zakończeniem. Podstawowym zadaniem biurety jest precyzyjne odmierzanie cieczy w czasie miareczkowania.



11. Pipeta jednomiarowa

Ma kształt długiej i cienkiej rurki szklanej, z wytrawioną na szkłe kreską w miejscu, do którego powinien dochodzić poziom cieczy w pipecie, gdy znajduje się w niej dokładnie znana objętość cieczy.

12. Pipeta wielomiarowa

Ma kształt długiej i cienkiej rurki szklanej z podziałką. Pozwala na bardzo dokładne pobranie ściśle określonej objętości cieczy.



13. Pipeta Pasteura

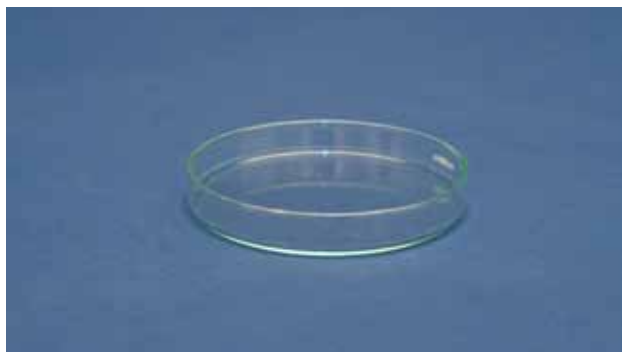
Jest rurką szklaną o określonej długości i o pojemności zazwyczaj około 1cm^3 . Ma dolny odcinek wąski i górny szeroki. Pipeta Pasteura zazwyczaj wykonywana jest z taniego rodzaju szkła i ma charakter sprzętu jednorazowego użytku. Pipetą tą pobiera się i przenosi niewielkie objętości cieczy stosując zwykłą ssawkę gumową.



14. Szkiełko zegarkowe

Jest to rodzaj szklanego sprzętu laboratoryjnego, o kształcie okrągłego fragmentu sfery.





15. Szalka Petriego

Jest to naczynie laboratoryjne z cylindryczną podstawką o szerokim, płaskim dnie i niskich (w stosunku do średnicy) ściankach bocznych, wykonane ze szkła lub przezroczystych tworzyw sztucznych.



16. Tryskawka

Jest to prosty przyrząd laboratoryjny służący do podawania małych lub średnich objętości cieczy metodą natryśnięcia strumieniem pod lekkim ciśnieniem, ale bez precyzyjnego odmierzania objętości. Są dwa rodzaje trysek: szklane oraz wykonane z tworzywa sztucznego.



17. Krystalizator

Jest to płaskie naczynie laboratoryjne, jeden z rodzajów zlewki o niskich ściankach bocznych. Służy do łatwego odparowywania rozpuszczalnika i prowadzenia krystalizacji dzięki dużej powierzchni, do której ma dostęp powietrze.

18. Rozdzielacz

Jest to naczynie laboratoryjne, w którym prowadzi się procesy rozdzielania ciekłych mieszanin, ekstrakcję i płukanie. Rozdzielacz składa się z naczynia o kształcie cylindrycznym, gruszkowym, stożkowym lub rzadziej kulistym, które ma z jednej strony nóżkę z kranem, a z drugiej szyjkę zakończoną szlifem.



19. Parownica

Jest to naczynie laboratoryjne w kształcie czaszy, służące najczęściej do odparowywania i zateżnienia roztworów. Parownice wykonane są zazwyczaj z porcelany, szkła, kwarcu lub metali szlachetnych.



20. Lejki

Są to naczynia szklane ułatwiające nalewanie cieczy, nasypywanie rozdrobnionych substancji stałych oraz do sączenia. Lejek składa się z części stożkowej zchodzącej się w wąską nóżkę lejka.





21. Lejek Büchnera

Lejek mający szeroką górną część w kształcie walca, spiek szklany lub siatkę szklaną o dużej powierzchni i zwężająca się dopiero za spiekem. Służy do oddzielania dużych ilości osadu pod zmniejszonym ciśnieniem.



22. Moździerz z tłuczkiem

Jest to naczynie z tłuczkiem do ręcznego rozdrabniania i ucierania substancji stałych. Moździerze mogą być wykonane z porcelany, metalu lub agatu.



23. Termometr

Urządzenie służące do pomiaru temperatury cieczy, roztworów i substancji stałych. Termometry rtęciowe lub spirytusowe zwykle umieszczone są wewnątrz szklanej rurki (a).



Termometry elektroniczne nie zawierają rtęci i z tego powodu są bezpieczniejsze w użyciu, a odczyt wartości temperatury dokonywany jest na wyświetlaczu elektronicznym (b).

24. Butelka

Jest to naczynie, w którym przechowuje się substancje ciekłe lub roztwory. Butelki mogą być wykonane z różnego rodzaju szkła lub z tworzywa sztucznego.



25. Słoik

Jest to naczynie, w którym przechowuje się substancje stałe. Podobnie jak słoiki mogą być wykonane z szkła lub tworzywa sztucznego.



26. Statyw do probówek

Statyw, w którym umieszcza się probówki np. podczas eksperymentowania.





27. Statyw metalowy

Jest to rodzaj metalowego stojaka służącego do montowania szklanej aparatury. Klasyczny stojak składa się z ciężkiej, zwykle żeliwnej podstawy o kształcie prostokąta i pionowo do niej przymocowanego stalowego pręta. Zazwyczaj pręt nie jest przymocowany w środku geometrycznym podstawy, lecz w około $2/3$ jego długości. Dzięki temu podstawa pełni funkcję stabilnej przeciwwagi dla mocowanej na stojaku aparatury.



28. Łapa metalowa do statywu

Jest to rodzaj regulowanego uchwytu, przy pomocy którego montuje się elementy aparatury szklanej do statywu. Uchwyt ma konstrukcję przypominającą nożyce. Składa się on z dwóch ramion, które zaciska się

na szyjce kolb lub innych częściach aparatury szklanej przy pomocy specjalnej śruby regulacyjnej. Ramiona są zwykle wyścielone od wewnątrz korkiem, filcem albo tworzywami sztucznymi, po to aby uniknąć bezpośredniego kontaktu szkła z metalem, co może spowodować pękanie szkła.

29. Łącznik

Służy do łączenia ze statywem m.in. łąp, kółek do sączenia itp.



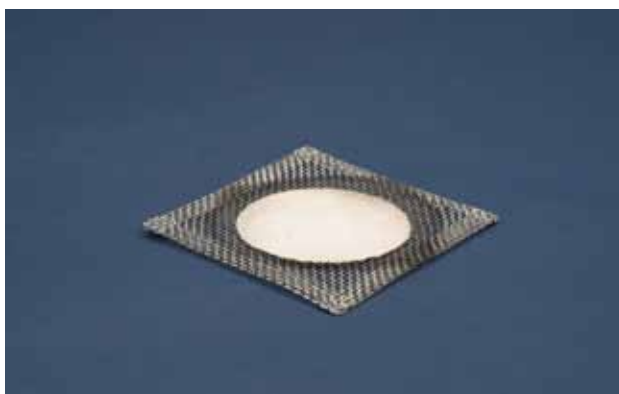
30. Trójnóg

Stojąca na trzech nogach metalowa podstawa w kształcie krążka do umieszczania siatek ceramicznych, na których ogrzewa się różne naczynia



31. Siatka ze spiekem ceramicznym

Służy do ogrzewania substancji, zwykle w zlewkach. Umieszczana się ją na trójnogu.





32. Trójkąt kaolinowy

Służy do prażenia tygli w płomieniu palnika.



33. Łyżka do pobierania substancji stałych

Jest to rodzaj wąskiej łopatkki. Służy do nabierania substancji stałych lub rozprowadzania ich po płaskich powierzchniach.



34. Łyżka do spalań

Stosowana głównie w płomieniowej analizie jakościowej, wykonana ze spieków ceramicznych lub wysokoodpornych termicznie stopów metali.

35. Wąż gumowy

Jest to miękka rurka gumowa, służąca do łączenia ze sobą różnych urządzeń i transportowania między nimi gazów i cieczy.



36. Palnik gazowy

Jest urządzeniem technicznym, przeznaczonym do wytwarzania wysokich temperatur poprzez spalanie gazu.



37. Zapalki

Są to, drewniane patyczki, dodatkowo nasączone w całości lub w części substancją ułatwiającą spalanie i na jednym końcu pokryte masą ulegającą zapłonowi wskutek tarcia. Końcówka taka nazywana jest główką zapalki.





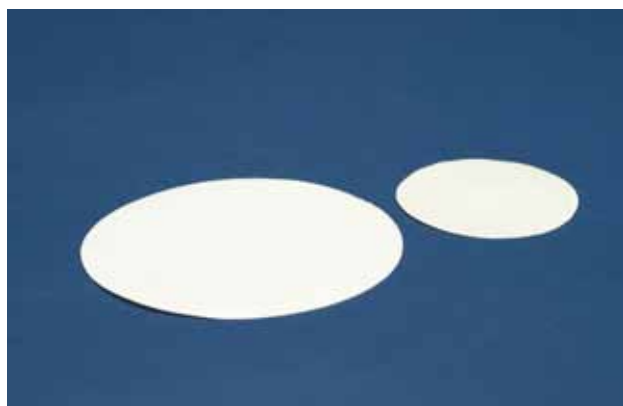
38. Uniwersalne papierki wskaźnikowe

Paski bibuły nasycone roztworem wskaźnika. Po zetknięciu z roztworem zmieniają barwę. Dzięki załączonej skali barw wskazują odczyn roztworu.



39. Łapa do probówek

Służy do ogrzewanie zawartości probówki w płomieniu palnika. Łapa ta ma dźwignię sprężynującą, która dociska ramiona łapy wokół probówki; dzięki temu po złapaniu probówki jest ona stale utrzymywana bez konieczności przykładania dodatkowej siły.



40. Bibuła filtracyjna

Są to krążki wykonane z bibuły lub arkusz bibuły, służący do osuszania substancji stałych lub do rozdzielania poprzez sączenie mieszaniny substancji stałych i ciekłych. Sączki różnią się pod względem porowatości i twardości.

41. Kółko do sączenia

Kółko, w którym umieszcza się lejek podczas sączenia mieszaniny cieczy z substancjami stałymi.



42. Szczypce

Sprzęt laboratoryjny ogólnego przeznaczenia. Szczypce najczęściej wykonane są ze stali nierdzewnej.



43. Korek gumowy

Służy do zatykania otworów kolb, probówek, rur oraz do umieszczania w nim rurek szklanych do odprowadzania gazów.



W laboratorium chemicznym eksperymentator stosuje różnego rodzaju substancje chemiczne w celu przeprowadzenia określonych reakcji chemicznych. Eksperymentator musi mieć szczegółowe wiadomości na temat substancji chemicznych, z którymi pracuje aby ustrzec się bezpośredniego zagrożenia wynikającego z ich właściwości oraz aby potrafić odpowiednio postępować z tymi substancjami w nagłych, niepożądanych wypadkach, na przykład gdy substancja trująca przedostanie się do środowiska wodnego lub przypadkowo nastąpi jej bezpośredni kontakt ze skórą.

Wyróżnia się pojęcia substancji chemicznej i preparatu chemicznego.

Pod pojęciem **substancji chemicznej** rozumie się substancję jednorodną o stałym, ściśle określonym składzie chemicznym ilościowym i jakościowym.

Do substancji chemicznych zalicza się więc pierwiastki chemiczne oraz związki chemiczne.

Do substancji chemicznych nie zalicza się mieszanin (preparatów) jednorodnych i niejednorodnych.

Pod pojęciem **preparatu chemicznego** rozumie się mieszaniny: jednorodną lub niejednorodną dwóch lub większej liczby pierwiastków chemicznych, dwóch lub większej liczby związków chemicznych lub co najmniej jednego związku chemicznego i jednego pierwiastka chemicznego.

Preparat może mieć właściwości fizyczne i właściwości chemiczne będące wypadkową właściwości poszczególnych jego składników lub ma właściwości odpowiadające właściwościom któregoś ze składników w nim zawartego. Dlatego mieszanina wykazuje swoje indywidualne właściwości.

W celu właściwego postępowania z substancjami chemicznymi stworzono system obrazkowy (piktogramy), który w przystępny sposób informuje o najważniejszych właściwościach substancji lub preparatu chemicznego i zagrożeniach z nimi związanych.

Piktogramy wskazujące rodzaj zagrożenia to oznakowania niebezpiecznych substancji chemicznych i mieszanin będące częścią Globalnie Zharmonizowanego Systemu Klasyfikacji i Oznakowania Chemikaliów – GHS.

System klasyfikacji GHS zajmuje się ujednocnieniem kryteriów klasyfikacji substancji i preparatów oraz ujednocnieniem elementów informowania o zagrożeniach, zawierających wymogi dotyczące oznakowania i kart charakterystyki substancji i preparatów niebezpiecznych.

Obowiązujące piktogramy ustalone przez GHS mają kształt kwadratu stojącego na wierzchołku. Zawierają one czarny rysunek – symbol na białym tle z czerwonym obramowaniem.

ZAGROŻENIA FIZYCZNE

Piktogram

Klasa i kategoria zagrożenia

GHS01



Niestabilne materiały wybuchowe
 Materiały wybuchowe w podklasach 1.1, 1.2, 1.3, 1.4
 Substancje i mieszaniny samo reaktywne, typ A i B
 Nadtlenki organiczne, typ A i B

**Obrazek przedstawiający
 wybuchającą bombę**

GHS02



Gazy łatwopalne, kategoria zagrożenia 1
 Aerozole łatwopalne, kategoria zagrożeń 1,2
 Substancje ciekłe łatwopalne, kategoria zagrożeń 1,2,3
 Substancje stałe łatwopalne, kategoria zagrożeń 1,2
 Substancje i mieszaniny samoreaktywne, typ B, C, D, E, F,
 Substancje ciekłe piroforyczne, kategoria zagrożenia 1
 Substancje stałe piroforyczne, kategoria zagrożenia 1
 Substancje i mieszaniny samoogrzewające się, kategoria zagrożeń 1, 2
 Substancje i mieszaniny, które w kontakcie z wodą wydzielają gazy łatwopalne, kategoria zagrożeń 1, 2, 3
 Nadtlenki organiczne, typ B, C, D, E, F

**Obrazek przedstawiający
 płomień**

GHS03



**Obrazek przedstawiający
płomień nad okręgiem**

Gazy utleniające, kategoria zagrożenia 1
Substancje ciekłe utleniające, kategoria
zagrożenia 1, 2, 3
Substancje stałe utleniające, kategoria zagrożeń
1, 2, 3

GHS04



**Obrazek przedstawiający
butlę gazową**

Gazy pod ciśnieniem: gazy sprężone, gazy
skroplone, gazy skroplone
schłodzone, gazy rozpuszczone.

GHS05



**Obrazek przedstawiający działa-
nie żrące cieczy na płytkę i dłoń**

Substancje korodujące metale, kategoria
zagrożenia 1

**Piktogram nie
jest wymagany**

Materiały wybuchowe z podklasy 1.5
Materiały wybuchowe z podklasy 1.6
Gazy łatwopalne, kategoria zagrożenia 2
Substancje i mieszaniny samo reaktywne, typ G
Nadtlenki organiczne, typ G

ZAGROŻENIA DLA ZDROWIA

Piktogram

Klasa i kategoria zagrożenia

GHS06



Toksycność ostra – droga pokarmowa, po naniesieniu na skórę, po narażeniu inhalacyjnym, kategoria zagrożeń 1, 2, 3

**Obrazek przedstawiający
czaszkę i skrzyżowane piszczele**

GHS05



Działanie żrące na skórę, kategoria zagrożeń 1A, 1B, 1C
Poważne uszkodzenie oczu, kategoria zagrożenia 1

**Obrazek przedstawiający działa-
nie żrące cieczy na płytkę i dłoń**

GHS07



Obrazek przedstawiający
wykrzyknik

Toksyczność ostra – droga pokarmowa,
po naniesieniu na skórę, po narażeniu
inhalacyjnym, kategoria zagrożenia 4
Działanie drażniące na skórę, kategoria
zagrożenia 2
Działanie drażniące na oczy, kategoria
zagrożenia 2
Działanie uczulające na skórę, kategoria
zagrożenia 1
Działanie toksyczne na narządy docelowe,
jednorazowe narażenie, kategoria zagrożenia 3
Działanie drażniące na drogi oddechowe
Skutek narkotyczny

GHS08



Obrazek przedstawiający
czarne popiersie

Działanie uczulające na drogi oddechowe, ka-
tegoria zagrożenia 1
Działanie mutagenne na komórki rozrodcze,
kategoria zagrożenia 1A, 1B, 2
Rakotwórczość, kategoria zagrożenia 1A, 1B, 2
Działanie szkodliwe na rozrodczość, kategoria
zagrożenia 1A, 1B, 2
Działanie toksyczne na narządy docelowe – jed-
norazowe narażenie, kategoria zagrożenia 1, 2
Działanie toksyczne na narządy docelowe – po-
wtarzane narażenie, kategoria zagrożenia 1, 2
Zagrożenie spowodowane aspiracją, kategoria
zagrożenia 1

**Piktogram nie
jest wymagany**

Działanie szkodliwe na rozrodczość, wpływ na
laktację lub oddziaływanie szkodliwe na dzieci
karmione piersią, dodatkowa klasa zagrożeń

ZAGROŻENIA DLA ŚRODOWISKA

Piktogram

Klasa i kategoria zagrożenia

GHS09



Stwarzające zagrożenie dla środowiska wodnego
zagrożenie ostre, kategoria zagrożenia 1
zagrożenie przewlekłe, kategoria zagrożenia 1, 2

**Obrazek przedstawiający rybę
i uschnięte drzewo**

**Piktogram nie
jest wymagany**

Stwarzające zagrożenie dla środowiska
wodnego – zagrożenie przewlekłe, kategoria
zagrożenia 3, 4

System GHS wprowadza jednolite kryteria klasyfikacji substancji chemicznych i preparatów pod względem zagrożenia dla zdrowia ludzi i środowiska naturalnego.

Etykiety opakowań substancji i preparatów chemicznych są pierwszą ważną i zwięzłą informacją podaną dla użytkownika, dotyczącą niebezpieczeństw związanych z właściwościami substancji oraz ostrożność jaką należy zachować podczas ich stosowania.

Każda etykieta powinna zawierać:

nazwę substancji lub preparatu,

pochodzenie substancji lub preparatu,

znaki ostrzegawcze wraz z ich znaczeniami,

określenia dotyczące rodzaju zagrożenia – zwroty R

określenia dotyczące prawidłowego postępowania z niebezpieczną substancją lub preparatem chemicznym – zwroty S.

Bardzo ważnym elementem w pracy laboratoryjnej jest znajomość kart charakterystyki substancji lub preparatów niebezpiecznych.

Obowiązujące karty charakterystyki zawierają 16 punktów, które są zbiorem informacji o niebezpiecznych właściwościach substancji lub preparatu oraz zasadach i zaleceniach ich bezpiecznego stosowania:

1. Identyfikacja substancji lub preparatu
2. Identyfikacja zagrożeń
3. Skład i informacja o składnikach
4. Postępowanie w ramach udzielania pierwszej pomocy
5. Postępowanie w przypadku pożaru
6. Postępowanie w przypadku niezamierzonego uwolnienia do środowiska
7. Postępowanie z substancją lub preparatem i ich magazynowanie
8. Kontrola narażenia i środki ochrony indywidualnej.
9. Właściwości fizykochemiczne
10. Stabilność i reaktywność
11. Informacje toksykologiczne
12. Informacje ekologiczne
13. Postępowanie z odpadami
14. Informacje o transporcie
15. Informacje dotyczące przepisów prawnych
16. Inne informacje.

Stworzono międzynarodowy system kontroli substancji chemicznych REACH. Nazwa pochodzi od pierwszych liter angielskich słów Registration, Evaluation, Authorisation of Chemicals co w języku polskim oznacza Rejestracja, ocena i udzielanie zezwoleń na chemikalia.

Rozporządzenie REACH weszło w życie 1.06.2007 r. Dotyczy ono bezpiecznego stosowania substancji chemicznych i preparatów poprzez ich rejestrację i ocenę oraz udzielanie zezwoleń.

Nadzór nad wdrażaniem rozporządzeń w zakresie procedury rejestracji i oceny chemikaliów i udzielania zezwoleń na ich stosowanie aktualnie sprawuje Europejska Agencja Chemikaliów ECHA z siedzibą w Helsinkach.

Numer CAS

Numer CAS to oznaczenie za pomocą liczb, odpowiadające substancji chemicznej, nadawane przez amerykańską organizację Chemical Abstract Service CAS. Numer CAS pozwala na identyfikację substancji chemicznej. Baza numerów CAS jest największą na świecie bazą rejestracji związków chemicznych.

Rozdział II

Struktura atomu - jądro i elektrony

Doświadczenie 1

REAKCJA CHEMICZNA LITU I SODU Z WODĄ

Cel doświadczenia:

- wykazanie różnicy w reaktywności chemicznej litu oraz sodu na przykładzie reakcji tych pierwiastków chemicznych z wodą.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcje chemiczne litu i sodu z wodą.

Badamy, jakie produkty powstają w wyniku tych reakcji.

Ustalamy, który z badanych metali jest bardziej reaktywny chemicznie.

W doświadczeniu wykorzystujemy wszystkie z zaproponowanych odczynników oraz sprzęt laboratoryjny.

Odczynniki: próbki litu oraz sodu, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: dwa krystalizatory o pojemności 100 cm³, ostry nóż, szczypce metalowe, dwie probówki, łuczywo, bibuła filtracyjna.

Przebieg doświadczenia

Do dwóch krystalizatorów wlewamy wodę do jednej trzeciej ich objętości i dodajemy po kilka kropel roztworu fenoloftaleiny. Następnie przygotowujemy próbki metali, litu i sodu. Kawałki tych metali, wielkości ziarnka grochu, wrzucamy na powierzchnię wody: do pierwszego krystalizatora wrzucamy próbkę litu, a do drugiego krystalizatora próbkę sodu. Obserwujemy zachodzące zmiany. Aby zbadać produkty gazowe, powstające podczas reakcji litu i sodu z wodą, prowadzimy reakcję w probówkach i zbliżamy palące się łuczywo do wylotu każdej probówki.

Informacje szczegółowe

Podczas pracy z sodem oraz z litem należy zachować szczególną ostrożność. Metale te przechowywane są w słoikach z naftą, z którą nie reagują, a która zabezpiecza powierzchnię tych metali przed utlenianiem. Wyjmując szczypcami kawałki tych metali do doświadczenia, należy najpierw usunąć z nich ściekającą naftę za pomocą bibuły filtracyjnej. Suchych metali nie wolno dotykać gołymi palcami, gdyż zawarta w skórze wilgoć może spowodować oparzenia. Podczas wykonywania eksperymentu należy bezwzględnie stosować okulary ochronne.

Spostrzeżenia

Podczas reakcji chemicznych litu i sodu z wodą można było zauważyć różnice w szybkości obu reakcji.

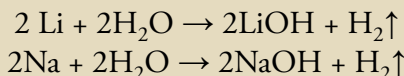
Lit reagował z wodą mniej energicznie niż sód.

Jednak obie reakcje chemiczne przebiegały z dużą szybkością.

Podczas reakcji badanych metali z wodą fenoloftaleina zabarwiała się na kolor malinowy, a palące się łuczywo, zbliżone do wylotu probówek, powodowało w obu przypadkach charakterystyczny trzask.

Wnioski

Oto równania zachodzących reakcji chemicznych:



Produktami powstałymi w wyniku reakcji chemicznych były wodorotlenek litu, wodorotlenek sodu oraz wodór.

Sód, pierwiastek chemiczny o większej liczbie atomowej, jest metalem bardziej reaktywnym chemicznie niż lit.

Pierwiastek chemiczny o większej liczbie atomowej wykazuje większą zdolność do wchodzenia w reakcje chemiczne od pierwiastka poprzedzającego go w grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych, który ma mniejszą liczbę atomową.

Doświadczenie 2

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH SODU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z właściwościami fizycznymi sodu, to jest metalu, należącego do pierwszej grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać właściwości fizyczne sodu, mając próbkę tego metalu przechowywaną w nafcie oraz wymieniony niżej sprzęt laboratoryjny.

Odczynniki: sól

Sprzęt: szalka Petriego, szczypce metalowe, nożyk lub łopatka metalowa do cięcia sodu, bibuła filtracyjna.

Przebieg doświadczenia

Kawałek sodu wyjmujemy za pomocą metalowych szczypiec z nafty, w której jest przechowywany i osuszamy go bibułą. Następnie odcinamy nożem próbkę sodu wielkości łąka zapalki. Określamy wygląd powierzchni przekroju sodu.

Informacje szczegółowe

W pracy z sodem należy zachować szczególne środki ostrożności podane przy okazji omawiania innych doświadczeń w tej książce oraz należy stosować okulary ochronne.

Spostrzeżenia

Podczas krojenia kawałka sodu można było stwierdzić, że jest on metalem bardzo miękkim i ciągliwym.

Powierzchnia tego metalu ma barwę srebrzystoszarą.

Sól jest metalem lekkim.

Na powietrzu jego powierzchnia pokrywa się białym nalotem.

Wnioski

Sól, należąca do pierwszej grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, jest metalem miękkim oraz ciągliwym i dlatego można go łatwo kroić.

Jego powierzchnia o barwie srebrzystoszarej szybko pokrywa się na powietrzu nalotem tlenku sodu.

Sól jest metalem lekkim; jego gęstość jest mniejsza od gęstości wody i dlatego utrzymuje się on na jej powierzchni.

Doświadczenie 3

REAKTYWNOŚĆ CHEMICZNA WAPNIA I MAGNEZU

Cel doświadczenia

- porównanie reaktywności chemicznej dwóch metali należących do drugiej grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych: wapnia i magnezu.

Zadanie laboratoryjne

Mając wodę oraz wapń i magnez, zbadaj reaktywność chemiczną wymienionych metali.

Należy zaobserwować, w której próbie zmiana barwy wskaźnika przebiega z większą szybkością.

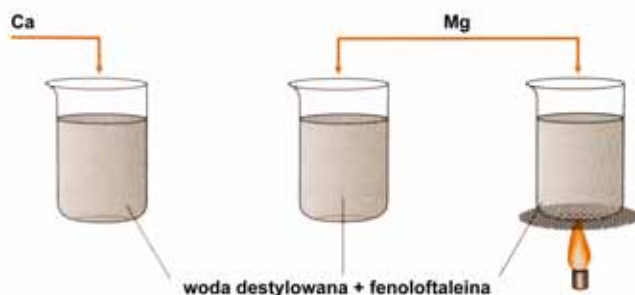
Określić, w jakich warunkach magnez najlepiej reaguje z wodą.

Odczynniki: magnez, wapń, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: zlewki o pojemności 100 cm³, bibuła filtracyjna, szczypcy metalowe, nóż lub metalowa łopatką, trójnog, siatka ceramiczna, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do trzech zlewek wlewamy wodę destylowaną i dodajemy kilka kropeł roztworu fenoloftaleiny. Następnie do pierwszej zlewki dodajemy kawałek wapnia wielkości grochu, a do drugiej zlewki, kilka wiórków magnezu. Wodę w trzeciej zlewce ogrzewamy do wrzenia i również wkładamy do niej kilka wiórków magnezu. Obserwujemy, w której zlewce najszybciej zabarwił się wskaźnik po wrzuceniu do niej badanych metali.



Rys. 1. Porównanie reaktywności wapnia i magnezu

Informacje szczegółowe

Wapń, podobnie jak sód i potas, jest przechowywany w naftcie, ze względu na jego dużą reaktywność z wodą oraz ze względu na możliwość pokrywania się jego powierzchni warstwą tlenku, łatwo tworzącą się na powietrzu. Przygotowując próbkę wapnia do badań, należy postępować tak jak w przypadku sodu lub potasu, to jest odciąć kawałek metalu nożem i usunąć z jego powierzchni nadmiar nafty za pomocą bibuły filtracyjnej. Metal pobieramy i dotykamy wyłącznie za pomocą szczypiec, a wszystkie operacje wykonujemy w okularach ochronnych.

Spostrzeżenia

Wapń reagował z wodą dość energicznie.

Fenoloftaleina z wodą w zlewce po dodaniu wapnia szybko zabarwiła się na kolor malinowy.

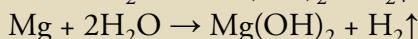
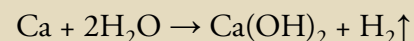
W zlewce z mieszaniną wody i fenoloftaleiny o temperaturze pokojowej, do której dodano wióry magnezu, pojawiła się jasnomalinowa barwa po bardzo długim czasie.

Prawie nie obserwowano objawów reakcji chemicznej.

W trzeciej zlewce, ogrzanie do wrzenia wody z dodatkiem fenoloftaleiny i wiórków magnezowych spowodowało bardzo szybkie pojawienie się barwy malinowej fenoloftaleiny, choć i tam reakcja magnezu z wodą przebiegała wolniej niż reakcja wapnia z wodą.

Wnioski

Równania reakcji wapnia i magnezu z wodą:



Wapń i magnez to pierwiastki chemiczne należące do drugiej grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, wykazujące pewne podobieństwo swych właściwości chemicznych.

Wapń, który jest pierwiastkiem o większej liczbie atomowej, wykazuje wyższą reaktywność od reaktywności magnezu, który ma mniejszą liczbę atomową.



grupa
2
Be
Mg
Ca

Doświadczenie 4**ZACHOWANIE SIĘ MIEDZI W REAKCJI CHEMICZNEJ Z CHLOREM I SIARKĄ****Cel doświadczenia:**

- porównanie zachowania się miedzi w reakcjach chemicznych z chlorem oraz z siarką, czyli porównanie reaktywności niemetali leżących w tym samym okresie układu okresowego pierwiastków chemicznych

Zadanie laboratoryjne

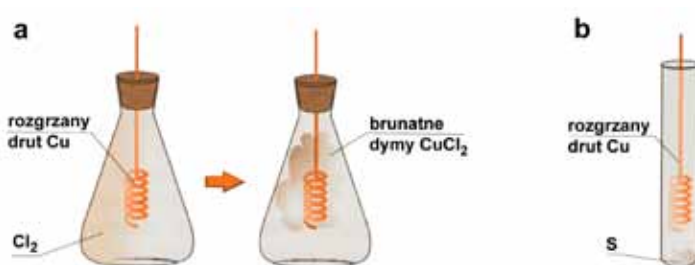
Należy zbadać zachowanie się rozgrzanego drutu miedzianego w obecności chloru oraz w kontakcie z siarką.

Odczynniki: siarka, chlor, drut miedziany

Sprzęt: kolba stożkowa, korek do kolby, probówka

Przebieg doświadczenia

Do kolby stożkowej napełnionej chlorem wprowadzamy rozgrzany drut miedziany osadzony w gumowym korku. Obserwujemy zachodzące zmiany. Następnie taki sam rozgrzany drut miedziany wkładamy do probówki, na dnie której znajduje się sproszkowana siarka i dotykamy nim siarki. Obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany.



Rys. 2. Zachowanie się miedzi w reakcji z chlorem (a) i siarką (b)

Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu rozgrzanego drutu miedzianego do kolby z chlorem pojawiły się niebiesko-zielone dymy.

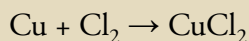
Wprowadzenie rozgrzanego drutu miedzianego do probówki i dotknięcie nim siarki znajdującej się na dnie tej probówki nie spowodowało objawów zajścia reakcji chemicznej.

Wnioski

Reakcja chemiczna miedzi z chlorem zachodzi energicznie.

W wyniku tej reakcji powstają niebiesko-zielone dymy chlorku miedzi(II).

Oto równanie odpowiedniej reakcji chemicznej:



W tych samych warunkach nie widać objawów przebiegu reakcji chemicznej miedzi z siarką. Porównując reaktywność chloru i siarki, można sformułować wniosek, że chlor jest pierwiastkiem chemicznym bardziej reaktywnym od siarki.



Dlaczego tak jest?

grupa		okres
16	17	
O	F	2
S	Cl	3
Se	Br	4
	I	5
	At	6

Rys. 3. Usytuowanie chloru i siarki w układzie okresowym pierwiastków chemicznych

W uzasadnieniu odnosimy się do okresu i do grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, w którym znajdują się siarka i chlor oraz porównujemy wielkość promienia atomowego obu pierwiastków.

Atom chloru oraz atom siarki znajdują się w tym samym okresie układu okresowego pierwiastków chemicznych. Atomy obu pierwiastków mają taką samą liczbę powłok elektronowych. Jednak atom chloru ma mniejszy promień i większy ładunek jądra od atomu siarki. Elektrony walencyjne atomu chloru są więc silniej związane niż elektrony walencyjne atomu siarki. Atom chloru zatem łatwiej przyłącza dodatkowy elektron, tworząc w ten sposób wiązanie. Procesowi temu towarzyszy wydzielanie się określonej ilości energii. Podczas przyjmowania dwóch elektronów przez atom siarki, wydzielająca się energia jest znacznie mniejsza.

Cechą charakterystyczną niemetalu jest tendencja do przyjmowania przez ich atomy dodatkowych elektronów.

Doświadczenie 5

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH FLUOROWCÓW

Instrukcja eksperymentu na stronie 327

Doświadczenie 6

PORÓWNANIE REAKTYWNOŚCI CHEMICZNEJ CHLORU, BROMU I JODU

Instrukcja eksperymentu na stronie 329

Rozdział III

Wiązania chemiczne

Doświadczenie 1

DZIAŁANIE CHLORU NA SÓD

Cel doświadczenia:

- otrzymanie jonowego związku chemicznego - chlorku sodu.

Zadanie laboratoryjne

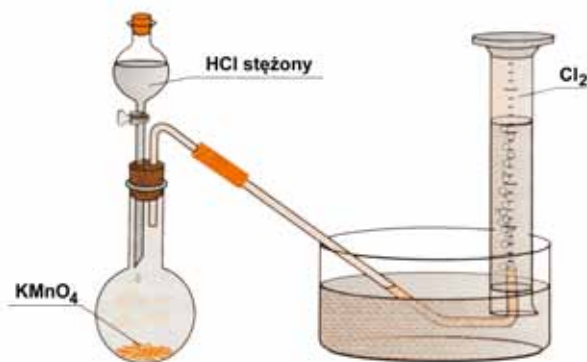
Mając przedstawiony niżej zestaw odczynników i sprzętu laboratoryjnego, wybierz to, co jest niezbędne, aby otrzymać chlorek sodu.

Należy zaprojektować wykaz niezbędnych czynności laboratoryjnych i wykonać je w odpowiedniej kolejności.

Przebieg doświadczenia

1. Otrzymywanie chloru

Najpierw należy otrzymać chlor potrzebny do dalszej reakcji z sodem. W tym celu do kolby kulistej okrągłodennej sypiemy niewielką ilość około 5 g manganianu(VII) potasu i z wkraplacza, znajdującego się w korku dodajemy kroplami stężony kwas solny.

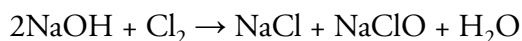


Rys. 1. Zestaw do laboratoryjnego otrzymywania chloru

Powstający w reakcji chemicznej chlor zbieramy w cylindrze wypełnionym wodą, którego koniec również zanurzony jest w wodzie. Po napełnieniu cylindra chlorem szczelnie przykrywamy jego wylot płytką szklaną. Następnie przerywamy dopływ kwasu solnego do kolby z manganianem(VII) potasu.

Informacje szczegółowe

Powstający w reakcji chemicznej chlor lepiej zbierać w wodzie z dodatkiem chlorku sodu. Ogranicza się wtedy rozpuszczalność chloru w wodzie i łatwiej jest go zebrać. Przed zebraniem chloru i przykryciem wylotu cylindra płytką szklaną można jego brzegi pokryć wazeliną. Zapewnia to większą szczelność. Chlor jest gazem silnie trującym i dlatego eksperyment należy wykonywać pod sprawnie działającym wyciągiem. Po zakończeniu reakcji należy dodać do krystalizatora z wodą roztwór wodorotlenku sodu, aby pochłonąć znajdujący się w wodzie nadmiar chloru:

**Spostrzeżenia**

Podczas reakcji kwasu solnego z manganianem(VII) potasu powstawał gaz o żółtozielonej barwie.

Gaz ten wypierał wodę z cylindra i zajmował całą jego objętość.

Wnioski

Otrzymanym gazem jest chlor.

Powstaje on w wyniku reakcji chemicznej kwasu solnego z manganianem(VII) potasu zgodnie z równaniem:

**2. Otrzymywanie chlorku sodu**

Na płytce metalowej kładziemy mały kawałek sodu, wielkości ziarna grochu i ostrożnie ogrzewamy go od dołu płomieniem palnika gazowego. Następnie cylinder z chlorem odwracamy dnem do góry, usuwamy płytkę szklaną i ustawiamy go nad sodem. Obserwujemy, jakie zachodzą zmiany. Po ostygnięciu cylindra spłukujemy jego wewnętrzne ścianki niewielką ilością wody destylowanej i dodajemy kilka kropel roztworu azotanu(V) srebra. Sprawdzamy, czy pod wpływem tego roztworu zachodzą zmiany.

Informacje szczegółowe

Tę samą reakcję można przeprowadzić w nieco inny sposób. Do kolby stożkowej napełnionej chlorem wrzucamy mały kawałek sodu i jej wylot zatykamy szczelnie

gumowym korkiem. Po kilku godzinach można obserwować zanik żółtozielonej barwy chloru wypełniającego kolbę. Natomiast powierzchnia bryłki sodu w tym czasie pokrywa się białym nalotem, a następnie rozsypuje się. Zanik barwy chloru tłumaczymy jego ubytkiem spowodowanym reakcją chemiczną z sodem. Rozsypanie się grudki sodu to efekt powstania chlorku sodu.



Rys. 2. Reakcja chloru z sodem

Spostrzeżenia

Po ogrzaniu kawałka sodu na płytce metalowej nastąpiło jego stopienie, a następnie zapalenie się.

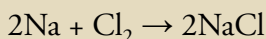
Pod wpływem chloru nastąpiła gwałtowna reakcja chemiczna.

Sód spalał się w atmosferze chloru z oślepiającym blaskiem, a na ściankach cylindra tworzył się nalot o białej barwie.

Splukanie wodą białego nalotu ze ścianek cylindra oraz dodanie do powstałego roztworu kilku kropeł roztworu azotan(V) srebra spowodowało powstanie białego, serowatego osadu ciemniejącego po chwili na świetle.

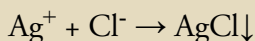
Wnioski

Powstający, w czasie reakcji chemicznej chloru z sodem, biały nalot na ściankach cylindra to chlorek sodu. Równanie tej reakcji przedstawia się następująco:



Chlorek sodu jest typowym przykładem związku o charakterze jonowym.

Potwierdzeniem na obecność jonów chlorkowych jest reakcja chemiczna z azotanem(V) srebra, której równanie jest następujące:



W reakcji tej powstaje chlorek srebra w postaci białego osadu ciemniejącego na świetle.

Wyjaśnij, dlaczego chlor i sód tak łatwo ze sobą reagują.

Przy wyjaśnianiu odnosimy się do budowy atomu sodu oraz budowy atomu chloru. $_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, $_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Atom sodu ma jeden elektron walencyjny, natomiast atom chloru ma siedem elektronów walencyjnych. Najwyższą energię w atomie mają elektrony walencyjne. Atomy w reakcjach chemicznych dążą do osiągnięcia stanu charakteryzującego się najniższą energią. Osiągnięcie takiego stanu jest gwarancją trwałości układu i jest możliwe przez oddanie lub przyłączenie elektronu z zewnętrznej powłoki. W reakcji chemicznej sodu z chlorem atom sodu oddaje jeden elektron walencyjny, a atom chloru przyjmuje ten elektron. W ten sposób oba atomy uzyskują trwałą energetycznie konfigurację elektronową: sód, przyjmuje konfigurację neonu, a chlor konfigurację argonu.

Doświadczenie 2

BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO CHLORKU OŁOWIU(II) W RÓŻNYCH STANACH SKUPIENIA

Cel doświadczenia

- zbadanie różnic w przewodnictwie elektrycznym substancji stałej oraz tej samej substancji w ciekłym stanie skupienia (po stopieniu).

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, przewodnictwo elektryczne chlorku ołowiu(II) w stanie stałym oraz w stanie ciekłym.

Zaprojektować sposób, w jaki można przeprowadzić tę substancję w ciekły stan skupienia oraz jak można dokonać pomiaru przewodnictwa elektrycznego tej substancji w obu stanach skupienia.

Odczynniki: bezwodny chlorek ołowiu(II)

Sprzęt: tygiel porcelanowy, dwa pręty grafitowe, amperomierz, źródło prądu stałego, trójkąt kaolinowy, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do porcelanowego tygla, ustawionego w trójkącie kaolinowym, wsypujemy około 55g bezwodnego chlorku ołowiu(II) i umieszczamy w nim dwa pręty grafitowe tak, aby ich końce znajdowały się w stałym chlorku ołowiu(II). Końce prętów łączymy przewodami z amperomierzem i źródłem prądu stałego. Następnie zamykamy obwód i obserwujemy wskazania amperomierza. Z kolei rozpoczynamy ogrzewanie zawartości tygla płomieniem palnika gazowego, aż do momentu stopienia się soli, nie przerywając obserwacji wskazań amperomierza.

Informacje szczegółowe

Ze względu na wydzielający się chlor na jednej z elektrod, w czasie doświadczenia nie należy zbyt długo przepuszczać prądu przez układ lub należy wykonywać eksperyment pod sprawnie działającym wyciągiem.

Spostrzeżenia

Chlorek ołowiu(II) w stałym stanie skupienia nie przewodził prądu elektrycznego.

Natomiast stopiony chlorek ołowiu(II) przewodził prąd elektryczny, co objawiało się wychyleniem wskazówki amperomierza.

Wnioski

Substancje jonowe w stałym stanie skupienia, to jest ich kryształy, nie przewodzą prądu elektrycznego.

Gdy jednak kryształy ulegną stopieniu, to znaczy substancja przejdzie ze stanu stałego w ciekły stan skupienia, staje się ona przewodnikiem prądu.

To zjawisko związane jest z różnicą, jaka istnieje w strukturze wewnętrznej stałej i ciekłej substancji jonowej.

Aby substancje mogły przewodzić prąd elektryczny, konieczna jest obecność w nich nośników ładunku, mogących poruszać się w całym obszarze próbki.

Kryształy substancji jonowej zawierają takie nośniki ładunku, to jest jony, ale ich ruch jest ograniczony wyłącznie do drgań i oscylacji wokół tego samego punktu, zwanego węzłem sieci krystalicznej.

Stopienie kryształu substancji jonowej powoduje uwalnianie jonów, które mogą od momentu stopienia swobodnie poruszać się, zderzając się wzajemnie ze sobą i ze ściankami naczynia, w którym stopiona substancja się znajduje.

W ciekłej substancji jonowej istnieją dwa rodzaje nośników prądu elektrycznego: kationy i aniony.

Doświadczenie 3

OTRZYMYWANIE WODOROTLENKU TETRAAMINAMIEDZI(II)

Cel doświadczenia:

- otrzymanie nieorganicznego związku kompleksowego, będącego przykładem na powstawanie wiązania koordynacyjnego pomiędzy atomem pierwiastka chemicznego będącego metalem, a atomami ligandów.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jaki związek chemiczny powstanie, pod wpływem działania niewielkiej ilości wody amoniakalnej na roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), a następnie jakie zajdą zmiany pod wpływem nadmiaru wody amoniakalnej.

Używając wyszczególniony sprzęt i odczynniki chemiczne, należy przeprowadzić krystalizację otrzymanego związku chemicznego.

Określić, jaką funkcję pełni alkohol etylowy w tym eksperymencie?

Odczynniki: uwodniony siarczan(VI) miedzi(II), 25% woda amoniakalna, alkohol etylowy, drobno potłuczony lód

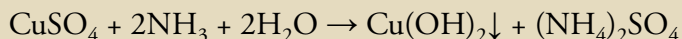
Sprzęt: zlewka, cylinder miarowy, bagietka szklana, bibuła filtracyjna

Przebieg doświadczenia

Okolo 10g krystalicznego siarczanu(VI) miedzi(II) wsypujemy do zlewki, do której następnie dodajemy 20 cm³ wody destylowanej i 5 cm³ wody amoniakalnej. Obserwujemy zachodzące zmiany. Następnie do tej samej zlewki dodajemy jeszcze 10 cm³ wody amoniakalnej i obserwujemy, co dzieje się pod wpływem zwiększonej ilości wody amoniakalnej. Powstały roztwór mieszamy bagietką szklaną i wstawiamy do mieszaniny oziębiającej wody z lodem w celu szybkiego ochłodzenia roztworu. Z kolei do zimnego roztworu dodajemy 15 cm³ alkoholu etylowego i znów roztwór pozostawiamy w wodzie z lodem przez około 30 minut. Następnie powstały produkt reakcji chemicznej oddzielamy od roztworu na sączku z bibuły.

Spostrzeżenia

Pod wpływem niewielkich ilości wody amoniakalnej, na początku doświadczenia, w roztworze strącił się galaretowaty osad wodorotlenku miedzi(II) zgodnie z równaniem reakcji:



Pod wpływem nadmiaru wody amoniakalnej początkowo powstały osad wodorotlenku miedzi(II) rozwinął się, dając roztwór o barwie niebieskofioletowej.

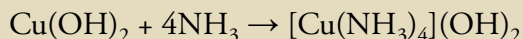
Po oziębieniu tego roztworu powstały kryształy o barwie fioletowej.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej tworzy się związek kompleksowy o intensywnej, fioletowej barwie.

Alkohol etylowy w tym doświadczeniu służy do przyspieszenia krystalizacji powstałego związku, który nie rozpuszcza się w alkoholu.

Oto równanie reakcji roztwarzania się wodorotlenku miedzi(II) w wodzie amoniakalnej:



Powstały związek kompleksowy to wodorotlenek tetraaminamiedzi(II).

Atomem centralnym, zwanym centrum koordynacji jest w tym związku kompleksowym atom miedzi.

Ligandami, czyli addendami, w tym przypadku są obojętne elektrycznie cząsteczki amoniaku NH_3 .

Doświadczenie 4

REAKCJA CHEMICZNA SYNTEZY CHLORKU AMONU

Instrukcja eksperymentu na stronie 506

Doświadczenie 5

BADANIE WPŁYWU TEMPERATURY NA STAN RÓWNOWAGI REAKCJI CHEMICZNEJ $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

Instrukcja eksperymentu na stronie 74

Doświadczenie 6

OTRZYMYWANIE CHLORKU SREBRA

Instrukcja eksperymentu na stronie 106

Doświadczenie 7

STRĄCANIE SUBSTANCJI SŁABO ROZPUSZCZALNYCH W WODZIE

Instrukcja eksperymentu na stronie 107

Doświadczenie 8

OBSERWACJA PRZEMIESZCZANIA SIĘ JONÓW WODOROTLENKOWYCH W POLU ELEKTRYCZNYM

Instrukcja eksperymentu na stronie 115

Doświadczenie 9

BADANIE PRZEPIYWU ELEKTRONÓW W REAKCJI CHEMICZNEJ UTLENIANIA-REDUKCJI

Instrukcja eksperymentu na stronie 205

Doświadczenie 10

STRĄCANIE SŁABO ROZPUSZCZALNEJ SOLI

Instrukcja eksperymentu na stronie 105

Rozdział IV

Kinetyka i statyka chemiczna

Doświadczenie 1

BADANIE SPOSOBU WYMIANY ENERGII POMIĘDZY UKŁADEM A OTOCZENIEM

Cel doświadczenia

- wykazanie, że podczas zachodzących procesów fizycznych i chemicznych zachodzi w różny sposób wymiana energii pomiędzy układem, w którym zachodzi dana przemiana, a otoczeniem

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując podany sprzęt i odczynniki chemiczne należy zbadać, w jaki sposób następuje wymiana energii podczas rozpuszczania stężonego kwasu siarkowego(VI) w wodzie, a w jaki sposób podczas reakcji chemicznej pyłu cynkowego z kwasem siarkowym(VI).

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI), pył cynkowy

Sprzęt: wąska zlewka o pojemności 500 cm³, termometr, bagietka szklana, probówka o średnicy około 3 cm, balon gumowy

Przebieg doświadczenia

1. Do zlewki wlewamy około 300 cm³ wody i zanurzamy w niej termometr oraz probówkę zawierającą około 50 cm³ wody destylowanej. Po odczytaniu wskazań termometru, do wody w probówce dodajemy ostrożnie 10 cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI), mieszając roztwór bagietką szklaną. Po dokładnym wymieszaniu otrzymanego w probówce roztworu kwasu siarkowego(VI) obserwujemy zmiany wskazań termometru.

Spostrzeżenia

W wyniku rozpuszczania się stężonego kwasu siarkowego(VI) w wodzie nastąpiło podwyższenie temperatury wody w zlewce.

Wnioski

Przyjmując probówkę z roztworem kwasu siarkowego(VI) jako układ, a zlewkę

z wodą jako otoczenie układu, można stwierdzić, że pomiędzy układem, a otoczeniem nastąpiła wymiana energii cieplnej w kierunku od układu do otoczenia.

2. W tej części doświadczenia do probówki z roztworem stężonego kwasu siarkowego(VI) dodajemy 12 g pyłu cynkowego i natychmiast zatykamy wylot probówki korkiem gumowym z otworem, do którego podłączony jest gumowy balon. Obserwujemy, zachodzące zjawisko. Następnie związujemy balon i odłączamy od probówki. Obserwujemy, w jakim kierunku następuje ruch balonu. Traktując, jak poprzednio, probówkę jako układ, a zlewkę z wodą i podłączonym do probówki balonem jako otoczenie układu, uzasadnij, w jaki sposób nastąpiła wymiana energii pomiędzy układem, a otoczeniem. Dlaczego balon napełniony gazem unosi się w górę?

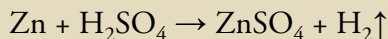
Spostrzeżenia

Podczas reakcji chemicznej kwasu siarkowego(VI) z cynkiem powstawał gaz, który wypełniał wnętrze gumowego balonu. Balon odłączony od probówki unosił się w górę.

Wnioski

Wypełniające się wodorem wewnątrz balonu wskazuje na to, że układ wykonał pracę. Wymiana energii pomiędzy układem, a otoczeniem została dokonana poprzez wykonanie pracy przez badany układ.

Oto równanie reakcji chemicznej kwasu siarkowego(VI) z cynkiem:



Balon unosił się w górę, ponieważ wypełniający go wodór jest gazem lżejszym od powietrza.

Doświadczenie 2

EFEKT CIEPLNY ROZPUSZCZANIA AZOTANU(V) AMONU

Cel doświadczenia

- wykazanie, że istnieją procesy, podczas których pochłaniane jest ciepło z otoczenia

Zadanie laboratoryjne

Badamy trzy substancje stałe: azotan(V) amonu, uwodniony tiosiarczan(VI) sodu oraz wodorotlenek sodu.

Należy zbadać temperatury roztworów powstających podczas rozpuszczania w wodzie badanych substancji oraz określić typy poszczególnych procesów pod względem energetycznym.

Odczynniki: azotan(V) amonu, uwodniony tiosiarczan(VI) sodu, wodorotlenek sodu

Sprzęt: termometry, zlewki o pojemności 100 cm³, bagietki szklane

Przebieg doświadczenia

Wykonujemy kolejne trzy próby. Przed każdą próbą mierzymy temperaturę użytej do doświadczenia wody. Do jednej zlewki z 10 cm³ wody wsypujemy 0,2 mola azotanu(V) amonu. Mieszmamy roztwór bagietką (aż do rozpuszczenia się kryształów substancji) i sprawdzamy temperaturę powstałego roztworu. W podobny sposób badamy temperatury roztworów podczas rozpuszczania w wodzie wodorotlenku sodu i uwodnionego tiosiarczanu(VI) sodu.

Informacje szczegółowe

Do doświadczenia należy użyć uwodnionego tiosiarczanu(VI) sodu, to jest 5-hydratu tiosiarczanu(VI) sodu. W przypadku rozpuszczania soli bezwodnej nie obserwuje się odpowiedniego efektu energetycznego - nie następuje ochładzanie się roztworu.

Spostrzeżenia

Podczas rozpuszczania poszczególnych substancji w wodzie następowały różne efekty energetyczne: rozpuszczaniu się azotanu(V) amonu towarzyszyło

obniżanie się temperatury roztworu prawie do 0°C; rozpuszczaniu wodorotlenku sodu towarzyszył dość duży wzrost temperatury, a w przypadku rozpuszczania uwodnionego tiosiarczanu(VI) sodu również obserwowano obniżanie się temperatury, choć nie tak znaczne jak w przypadku azotanu(V) amonu.

Wnioski

Każdemu przeprowadzonemu procesowi rozpuszczania można przypisać określony efekt cieplny. W doświadczeniu procesowi rozpuszczania się wodorotlenku sodu w wodzie towarzyszy wydzielanie się ciepła, a w procesie rozpuszczania w wodzie azotanu(V) amonu i uwodnionego tiosiarczanu(VI) sodu występuje pochłanianie ciepła z otoczenia.

Doświadczenie 3

BADANIE WPŁYWU TEMPERATURY NA SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ JODKU POTASU Z KWASEM AZOTOWYM(V)

Cel doświadczenia

- badanie wpływu temperatury na szybkość reakcji chemicznej, na przykładzie reakcji jodku potasu z kwasem azotowym(V).

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać eksperyment zgodnie z instrukcją i na tej podstawie określić, jaka jest różnica w szybkości reakcji chemicznej wydzielania się jodu w poszczególnych próbach, od czego ona zależy oraz co można powiedzieć o szybkości obserwowanej reakcji chemicznej.

Odczynniki: roztwór kwasu azotowego(V), roztwór jodku potasu

Sprzęt: trzy kolby stożkowe o pojemności 100 cm³, pipety, zlewka o pojemności 100 cm³, płytką siatka ceramiczna, termometry, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do trzech kolb stożkowych wlewamy po 20 cm³ roztworu kwasu azotowego(V).

Oddzielnie przygotowujemy roztwór jodku potasu. Zawartość pierwszej kolby stożkowej utrzymujemy w temperaturze otoczenia. Zawartość drugiej kolby ogrzewamy do temperatury 40°C, natomiast zawartość trzeciej kolby ogrzewamy do temperatury 80°C. Po zakończeniu ogrzewania kolb dodajemy do nich równocześnie po 10 cm³ przygotowanego wcześniej roztworu jodku potasu. Obserwujemy, jakie zachodzą zmiany w poszczególnych kolbach.

Informacje szczegółowe

Roztwór kwasu azotowego(V) przygotowujemy, dodając do 75 cm³ wody destylowanej 25 cm³ stężonego, 68% roztworu tego kwasu. Natomiast roztwór jodku potasu przygotowujemy, rozpuszczając 3,4 g tej soli w 40 cm³ wody destylowanej.

Spostrzeżenia

Podczas reakcji chemicznej kwasu azotowego(V) z jodkiem potasu następowało wydzielanie się substancji o brunatno fioletowej barwie.

Najwolniej substancja ta powstawała w kolbie, o temperaturze pokojowej.

Im wyższa temperatura zawartości kolb, tym szybciej następowało wydzielania się tej substancji z roztworu.

Zdecydowanie najszybciej przebiegała reakcja w kolbie podgrzanej do temperatury 80°C.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej kwasu azotowego(V) z jodkiem potasu powstaje jod o barwie brunatnofioletowej.

Szybkość zachodzącej reakcji chemicznej zależy od temperatury.

W wyższej temperaturze reakcja chemiczna zachodzi z większą szybkością.

Doświadczenie 4

BADANIE ZALEŻNOŚCI SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ OD STĘŻENIA REAGENTÓW

Cel doświadczenia

- wykazanie wpływu stężenia reagentów na szybkość reakcji chemicznej

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy tiosiarczanem(VI) sodu i kwasem chlorowodorowym o różnych stężeniach.

Opisać zachodzące zmiany.

Ustalić, na podstawie jakich objawów reakcji chemicznej można formułować twierdzenie o wpływie stężenia substratów na szybkość reakcji chemicznej?

Odczynniki: tiosiarczan(VI) sodu, kwas chlorowodorowy

Sprzęt: cztery zlewki o pojemności 400 cm³, jedna zlewka o pojemności 500 cm³, bagietki szklane, kolby stożkowe o pojemności 250 cm³, stopery

Przebieg doświadczenia

25 g tiosiarczanu(VI) sodu rozpuszczamy w wodzie destylowanej i uzupełniamy wodą do objętości 500 cm³. Następnie na czarnym tle ustawiamy cztery wysokie zlewki o pojemności 400 cm³. Do pierwszej wlewamy 120 cm³ przygotowanego roztworu tiosiarczanu(VI) sodu, do drugiej 60 cm³ tego roztworu i 60 cm³ wody, do trzeciej 30 cm³ roztworu i 90 cm³ wody, a do czwartej 15 cm³ roztworu tiosiarczanu(VI) sodu i 105 cm³ wody. Zawartość zlewek dokładnie mieszamy szklanymi bagietkami. Następnie do czterech kolb stożkowych odmierzymy po 20 cm³ roztworu kwasu chlorowodorowego, przygotowanego przez rozcieńczenie 32 cm³ stężonego kwasu wodą destylowaną do objętości 100 cm³. Do każdej zlewki równocześnie wlewamy odmierzone ilości roztworów kwasu i natychmiast mieszamy je bagietką, uruchamiając jednocześnie stopery. Notujemy czas pojawienia się zmętnienia w kolejnych zlewkach, licząc od chwili wiania roztworu kwasu chlorowodorowego do roztworów tiosiarczanu(VI) sodu.

Informacje szczegółowe

Należy pamiętać o tym, aby temperatura roztworów tiosiarczanu(VI) sodu, jak i roztworów kwasu chlorowodorowego, była jednakowa. W przeciwnym razie wyniki doświadczenia mogą być nieprawidłowe, gdyż wpływ na szybkość reakcji będzie mieć także różna temperatura roztworów.

Spostrzeżenia

W poszczególnych zlewkach zmętnienie pojawiało się w różnym czasie w zależności od stężenia roztworu tiosiarczanu(VI) sodu.

Najszybciej zmętnienie pojawiło się w pierwszej zlewce, w której było najwyższe

stężenie tiosiarczanu(VI) sodu, później w zlewce drugiej, w której stężenie tiosiarczanu(VI) było niższe, następnie w zlewce trzeciej. Najpóźniej zmętnienie pojawiło się w roztworze czwartym o najniższym stężeniu tiosiarczanu(VI) sodu.

Wnioski

W wyniku działania kwasu chlorowodorowego na tiosiarczan(VI) sodu zachodzi reakcja chemiczna, wyrażona równaniem:



Powstające zmętnienie to wydzielająca się podczas reakcji chemicznej koloidowa siarka, której szybkość pojawiania się w badanych roztworach jest miarą szybkości przebiegających reakcji.

Można stwierdzić, że szybkość reakcji chemicznej zależy od stężenia reagentów. Im wyższe stężenie reagentów tym reakcja chemiczna zachodzi z większą szybkością.

Doświadczenie 5

OTRZYMYWANIE SIARCZKU OŁOWIU(II)

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie reakcji chemicznej syntezy siarczku ołowiu(II) będącej przykładem na potwierdzenie prawa stałości składu związku chemicznego.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną między siarką i ołowiem.

Wyznaczyć masy substratów reakcji oraz masę powstałego produktu.

Wyznaczyć stosunek molowy, w jakim badane pierwiastki chemiczne połączyły się w związek chemiczny.

Odczynniki: cienka blaszka ołowiana, siarka

Sprzęt: tygiel porcelanowy, waga laboratoryjna, trójkąt kaolinowy, trójnóg,

palnik gazowy, płytka metalowa

Przebieg doświadczenia

Najpierw dokładnie oczyścimy próbkę blaszki ołowianej i ważymy na wadze laboratoryjnej. Jej masa powinna wynosić około 10g. Przygotowaną i zważoną blaszkę ołowianą umieszczamy w tyglu porcelanowym i również całość ważymy. Następnie do tygla sypimy jeszcze siarkę, której masa powinna stanowić nieco więcej niż 1/6 masy ołowiu. Tygiel nakrywamy przykrywką i pod wyciągiem ogrzewamy płomieniem palnika gazowego najpierw bardzo ostrożnie, a następnie dość energicznie. Ogrzewanie przerywamy w chwili, gdy zaniknie całkowita ilość siarki znajdującej się w tyglu. Po ostygnięciu tygla ważymy powstały produkt reakcji chemicznej.

Informacje szczegółowe

Doświadczenie to można przeprowadzić z różnymi ilościami ołowiu i siarki. Uzyskane wyniki doświadczalne można przedstawić w postaci wykresu, gdzie na osi pionowej nanosi się ilość siarki wyrażoną w gramach, a na osi poziomej ilość użytego ołowiu. Za pomocą takiego wykresu łatwo można ustalić ilości masowe całkowicie reagujących ze sobą substratów. Mając te dane i korzystając z podanego niżej wzoru, można wykazać, dla dowolnej proporcji składników, że ołów reaguje z siarką w stosunku molowym 1:1. Opisane doświadczenie ma przewagę nad innymi, alternatywnymi, ponieważ reakcja między ołowiem i siarką prowadzi do powstania siarczku o ustalonym, ściśle określonym składzie stechiometrycznym.

Spostrzeżenia

Na skutek ogrzewania tygla zaszła reakcja chemiczna pomiędzy substratami umieszczonymi w nim, czego potwierdzeniem był stopniowy zanik siarki.

Wnioski

Ilość siarki, która przereagowała z ołowiem, określamy z różnicy końcowej masy produktu i masy ołowiu.

Dysponując tymi danymi, można wyznaczyć stosunek molowy reagujących ze sobą składników, a tym samym można ustalić wzór chemiczny siarczku ołowiu(II). Wykorzystujemy w tym celu następujące wyrażenie:

$$x/207,2 : y/32$$

gdzie x i y oznaczają odpowiednio masy ołowiu i siarki.

Można ustalić, że wzór chemiczny siarczku ołowiu (II) ma postać: PbS .

Doświadczenie 6

BADANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ JODKU POTASU Z NADTLENODISIARCZANEM(VI) POTASU W ZALEŻNOŚCI OD TEMPERATURY

Cel doświadczenia:

- zbadanie wpływu temperatury na szybkość reakcji chemicznej.
- sformułowanie wniosków dotyczących zależności szybkości reakcji chemicznej od temperatury.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać eksperyment zgodnie z instrukcją w celu zbadania wpływu temperatury na szybkość reakcji chemicznej.

Odczynniki: 0,2-molowy roztwór jodku potasu, 0,01-molowy roztwór tiosiarcznanu(VI) sodu, 0,2-molowy roztwór nadtlendiosiarcznanu(VI) potasu, 1% roztwór skrobi

Sprzęt: zlewki, pipety, łaźnie wodne lub termostaty, stopery

Przebieg doświadczenia

Do ośmiu ponumerowanych zlewek odmierzymy pipetą miarową: do zlewek nr 1, 2, 3, 4 po 10 cm^3 roztworu jodku potasu oraz po 10 cm^3 roztworu tiosiarcznanu(VI) sodu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), a następnie do każdej zlewki dodajemy po 3 cm^3 roztworu skrobi. Do następnych zlewek nr 5, 6, 7, 8 odmierzymy pipetą po 20 cm^3 0,2-molowego roztworu nadtlendiosiarcznanu(VI) potasu. Zlewki z zawartościami wstawiamy parami: zlewka nr 1 i nr 5, zlewka nr 2 i nr 6, zlewka nr 3 i nr 7 oraz nr 4 i nr 8 do łaźni wodnych o odpowiedniej temperaturze kolejno: 4°C , 10°C , 20°C , 30°C . Zlewki z roztworami pozostawiamy w łaźni wodnej aż do ustalenia się ich temperatur. Następnie szybko wlewamy roztwór nadtlendiosiarcznanu(VI) potasu do zlewki z roztworem jodku potasu, tiosiarcznanu (VI) sodu i skrobią o tej samej temperaturze i włączamy stoper. Roztwór bardzo energicznie mieszamy bagietką

szklaną. W momencie pojawienia się niebieskiego zabarwienia wyłączamy stoper i notujemy czas przebiegu reakcji. Następnie w ten sam sposób mierzymy czas przebiegu reakcji chemicznych w różnych temperaturach dla wszystkich czterech prób.

Informacje szczegółowe

Temperaturę łaźni wodnej 4°C osiągamy przez zmieszanie wody z odpowiednią ilością lodu.

Spostrzeżenia

Wraz ze wzrostem temperatury w kolejnych roztworach pojawiało się niebieskie zabarwienie w coraz krótszym czasie.

Wnioski

Im wyższa temperatura, tym reakcja chemiczna zachodzi z większą szybkością. Niebieskie zabarwienie roztworów pochodzi od skrobi, która reagując z powstającym jodem tworzy związek chemiczny kompleksowy o intensywnej, niebieskiej barwie.

Doświadczenie 7

KATALITYCZNE DZIAŁANIE PLATYNY

Cel doświadczenia

- wykazanie wpływu katalizatora na przebieg procesów chemicznych.

Zadanie laboratoryjne

Mając drut platynowy oraz kuchenkę gazową, należy zapalić gaz, nie używając bezpośrednio płomienia.

Ustalić, jaką rolę odgrywa platyna podczas reakcji spalania gazu ziemnego w obecności tlenu z powietrza?

Odczynniki: gaz z kuchenki gazowej, drut platynowy

Sprzęt: kuchenka gazowa

Przebieg doświadczenia

Zapalamy gaz w kuchence gazowej. W płomieniu palnika umieszczamy spiralę lub drut platynowy wtopiony w bagietkę szklaną. Gdy platyna rozgrzeje się do białego żaru, zamykamy dopływ gazu do palnika. Po chwili włączamy ponownie gaz, trzymając drut platynowy w pobliżu palnika. Obserwujemy zachodzące zjawisko. Próby powtarzamy jeszcze kilka razy.

Spostrzeżenia

Rozgrzana, lecz nie żarząca się platyna zbliżona do strumienia gazu wydostającego się z kuchenki gazowej ponownie rozżarza się powodując po chwili zapalenie się gazu.

Kolejne powtarzane próby dawały taki sam efekt.

Wnioski

Rozgrzana platyna powoduje ponowne zapalenie się gazu wobec tlenu, zawartego w powietrzu, bez konieczności stosowania płomienia.

Platyna jest katalizatorem reakcji spalania gazu ziemnego w obecności tlenu pochodzącego z powietrza.

Doświadczenie 8

BADANIE WPŁYWU TEMPERATURY NA STAN RÓWNOWAGI REAKCJI CHEMICZNEJ $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

Cel doświadczenia

- badanie wpływu temperatury na stan równowagi reakcji chemicznej.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując wyszczególniony sprzęt i odczynniki chemiczne, należy zbadać wpływ temperatury na zmiany zachodzące w tlenku azotu(IV).

Badania należy prowadzić na tlenku azotu(IV) zebrany wcześniej w zatopionej ampułce.

Odczynniki: tlenek azotu(IV), chlorek sodu

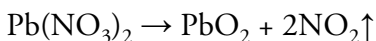
Sprzęt: rurki szklane o średnicy około 1,5 - 2 cm i zatopione na jednym końcu, zlewki, lód

Przebieg doświadczenia

W doświadczeniu stosujemy dwie ampułki (wykonane z zatopionych rurek szklanych) zawierające tlenek azotu(IV). Jedną z ampułek wkładamy do zlewki z mieszaniną oziębiającą, składającą się z mieszaniny lodu z chlorkiem sodu. Drugą ampułkę umieszczamy w zlewce z wrzącą wodą. Obserwujemy zmiany zachodzące w ampułkach.

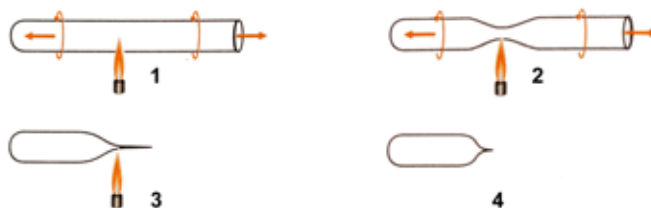
Informacje szczegółowe

Tlenek azotu(IV) potrzebny do doświadczenia można uzyskać w reakcji termicznego rozkładu azotanu(V) ołowiu(II). W wyniku rozkładu tej soli powstaje tlenek azotu(IV):



Zestaw niezbędny do otrzymywania tlenku azotu(IV) powinien składać się z probówki z korkiem i z rurką odprowadzającą powstający gaz.

Ampułki z tlenkiem azotu(IV) można przygotować w sposób przedstawiony na rysunku.



Rys. 1. Zatopianie rurek z tlenkiem azotu(IV)

Do dwu szklanych rurek o średnicy około 3 cm i długości około 20 - 30 cm wprowadza się z zestawu do otrzymywania denku azotu(IV) badany gaz tak, by wypełnił całkowicie objętości obu rurek. Następnie należy szybko w płomieniu palnika, najlepiej dmuchawkowego lub mikropalnika, zatopić każdą rurkę. Na początku, w wyniku ogrzewania i lekkiego rozciągania obracanej rurki, następuje

jej przewężenie. Ogrzewając to miejsce, wyciąga się rurkę aż do uzyskania cienkiej nitki szklanej, którą przerywamy i zatapiamy.

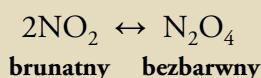
Spostrzeżenia

W ampułce umieszczonej w mieszaninie oziębiającej nastąpił stopniowy zanik brunatnej barwy tlenku azotu(IV).

Natomiast w ampułce ogrzewanej zaobserwowano nieznaczne pogłębienie się barwy brunatnej.

Wnioski

Odbarwienie się zawartości ampułki chłodzonej jest spowodowane odwracalną reakcją chemiczną:



Tlenek azotu(IV) jest zawsze mieszaniną NO_2 o barwie brunatnej oraz bezbarwnego dimeru o wzorze chemicznym N_2O_4 .

Między tymi dwoma tlenkami ustala się równowaga chemiczna, która zależy od temperatury. W przypadku obniżenia temperatury równowaga chemiczna przesuwa się w prawo, czyli na rzecz tworzenia się bezbarwnego dimeru N_2O_4 . Podwyższając temperaturę, równowaga reakcji przesuwa się w lewo, czyli w kierunku tworzenia się brunatnego tlenku azotu(IV) NO_2 .

Doświadczenie 9

BADANIE WPŁYWU STĘŻENIA SUBSTANCJI NA STAN RÓWNOWAGI CHEMICZNEJ ZA POMOCĄ WSKAŹNIKA

Cel doświadczenia

- badanie zmian stanu równowagi reakcji chemicznej pod wpływem zmiany stężenia substancji w roztworze, zgodnie z regułą przekory.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać eksperyment chemiczny zgodnie z instrukcją.

Porównać, jaki wpływ na wynik eksperymentu ma dodanie do roztworu wodorotlenku amonu, wodorotlenku sodu oraz chlorku sodu.

Odczynniki: 25% roztwór amoniaku, wodorotlenek sodu, chlorek sodu, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: zlewki o pojemności 250 cm³, pipety

Przebieg doświadczenia

Do dwu zlewek wlewamy po około 100 cm³ stężonego roztworu amoniaku w wodzie i kilka kropel roztworu fenoloftaleiny. Następnie do jednego roztworu wsypujemy około 8 g wodorotlenku sodu, a do drugiego roztworu dodajemy około 8 g chlorku sodu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

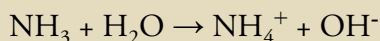
Spostrzeżenia

Po dodaniu do roztworu wody amoniakalnej chlorku sodu nie zaobserwowano żadnych zmian.

Dodanie wodorotlenku sodu spowodowało intensywniejsze wydzielanie się amoniaku. Najpierw wystąpiło pogłębienie się barwy wskaźnika, a po dłuższym czasie powrót jego barwy do tej, jaka była przed dodaniem wodorotlenku sodu.

Wnioski

W wodzie amoniakalnej istnieje stan równowagi, który można przedstawić równaniem:



Wprowadzenie do tego roztworu wodorotlenku sodu powoduje zwiększenie stężenia jonów wodorotlenkowych OH⁻. Zgodnie z regułą przekory, zwiększenie stężenia jonów wodorotlenkowych OH⁻ powoduje przesunięcie równowagi chemicznej w kierunku zmniejszenia w układzie stężenia dodanego składnika, a więc w kierunku wydzielania się większej ilości amoniaku NH₃. Stan równowagi chemicznej zostaje zatem przesunięty w lewo i dlatego obserwuje się powrót barwy wskaźnika do barwy wyjściowej.

Doświadczenie 10

WPLYW ZANIECZYSZCZEŃ NA SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ. SPALANIE WĘGLA W POWIETRZU

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z wpływem pewnych substancji chemicznych na szybkość reakcji chemicznej, na przykładzie reakcji spalania węgla w powietrzu.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną spalania dwu próbek węgla drzewnego, przygotowanych do reakcji według zamieszczonej instrukcji. Wykazać, jaka jest różnica w szybkości spalania się obu kawałków węgla. Określić, jaką funkcję w tym doświadczeniu spełnia zastosowany związek chemiczny ołowiu?

Odczynniki: kawałki węgla drzewnego, 2% roztwór octanu ołowiu(II)

Sprzęt: płytka metalowa, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

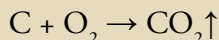
Przygotowujemy dwa kawałki węgla drzewnego o jednakowej wielkości. Jeden z kawałków zanurzamy na chwilę w rozcieńczonym roztworze octanu ołowiu(II), po czym suszymy go. Następnie obie próbki węgla umieszczamy na metalowej płytce w niewielkiej odległości od siebie i zapalamy je równocześnie płomieniem palnika. Porównujemy, jak przebiega proces spalania się obu próbek węgla.

Spostrzeżenia

Obie próbki węgla spalają się w powietrzu, lecz proces spalania zachodzi zdecydowanie szybciej w przypadku próbki, która zawiera na swej powierzchni związek chemiczny ołowiu, to jest octan ołowiu(II). W tym przypadku spalanie przebiega równomiernie.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej spalania węgla w powietrzu powstaje tlenek węgla(IV):



W obecności związków chemicznych ołowiu lub w obecności ołowiu następuje przyspieszenie reakcji spalania przebiegającej równomiernie.

Ołów lub związki chemiczne ołowiu wpływają na przyspieszenie reakcji chemicznej spalania węgla.

Dlatego ważny jest problem stosowania do różnych celów substancji chemicznych o odpowiedniej czystości.

Doświadczenie 11**REAKCJE CHEMICZNE CYNKU Z KWASEM CHLOROWODOROWYM O RÓŻNYCH STĘŻENIACH****Cel doświadczenia**

- badanie wpływu stężenia kwasu na szybkość reakcji chemicznej kwasu z metalem.

Zadanie laboratoryjne

Należy eksperymentalnie wykazać wpływ stężenia kwasu na szybkość jego reakcji chemicznej z metalem.

Odczynniki: stężony kwas chlorowodorowy, roztwory kwasu chlorowodorowego o stężeniach: 5%, 10%, 20%, cynk w granulkach

Sprzęt: probówki, cylinder szklany o pojemności 10 cm³, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy cztery probówki i do każdej z nich wlewamy po 5 cm³ roztworu kwasu chlorowodorowego, to jest do pierwszej probówki wlewamy kwas stężony, do drugiej 20% roztwór kwasu, do trzeciej 10% roztwór, a do czwartej roztwór 5%. Następnie do każdej probówki wrzucamy jedną granulkę cynku. Zwracamy

uwagę na przebieg reakcji w poszczególnych probówkach. Identyfikujemy powstający gaz.

Spostrzeżenia

Najszybciej przebiega reakcja chemiczna w probówce pierwszej, w której stężenie jonów wodorowych jest największe.

Wraz ze spadkiem stężenia kwasu chlorowodorowego maleje także szybkość reakcji tego kwasu z cynkiem.

Po zbliżeniu palącego się łuczywa do wylotu probówek następuje charakterystyczny trzask. Świadczy to o wytworzeniu się wodoru.

Wnioski

Szybkość reakcji chemicznej metalu z kwasem, gdy reakcja przebiega z wydzielaniem wodoru, zależy nie tylko od mocy kwasu, ale także od jego stężenia.

Im wyższe stężenie kwasu, tym jego reakcja z metalem przebiega szybciej.

Doświadczenie 12

PORÓWNYWANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ KWASU CHLOROWODOROWEGO Z CYNKIEM I ŻELAZEM

Cel doświadczenia:

- wykazanie, że miarą szybkości dwu reakcji chemicznych może być określenie ilości powstających produktów i czasu, w którym te ilości powstają lub określenie ilości powstających produktów, jeżeli reakcje chemiczne prowadzone są w jednakowym czasie.

Zadanie laboratoryjne

Należy porównać szybkości reakcji chemicznych cynku i żelaza z kwasem chlorowodorowym.

Odczynniki: 5% roztwór kwasu chlorowodorowego, próbka żelaza, próbka cynku

Sprzęt: krystalizator, cztery probówki, cztery korki z rurkami do odprowadzania powstającego gazu

Przebieg doświadczenia

Dwie probówki napełniamy wodą i odwrócone dnem do góry zanurzamy w krystalizatorze wypełnionym wodą. Następnie do dwu kolejnych probówek wrzucamy: do jednej próbkę żelaza, a do drugiej próbkę cynku. Do probówek wlewamy roztwór kwasu chlorowodorowego i natychmiast zatykamy ich wyloty korkami z osadzonymi w nich rurkami odprowadzającymi. Końce rurek wkładamy do krystalizatora pod wylot probówek z wodą i określamy ilość powstającego w reakcji produktu gazowego, na podstawie ilości wypartej wody.

Spostrzeżenia

W wyniku reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem i z żelazem powstaje wodór.

W przypadku reakcji kwasu z cynkiem powstaje w tym samym czasie więcej wodoru niż w reakcji kwasu z żelazem.

Wnioski

Ilości powstającego wodoru w przypadku obu reakcji chemicznych, mierzone w tym samym czasie, wskazują na to, że szybkość reakcji cynku z kwasem chlorowodorowym jest w tym przypadku większa niż szybkość reakcji żelaza z tym kwasem.

W tym przypadku cynk jest bardziej reaktywny chemicznie od żelaza.

Doświadczenie 13

BADANIE WPŁYWU TEMPERATURY NA SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ KWASU CHLOROWODOROWEGO Z ŻELAZEM

Cel doświadczenia:

- wykazanie wpływu zewnętrznych czynników, na przykład temperatury środowiska reakcji chemicznej na szybkość jej przebiegu.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z żelazem.

Odczynniki: próbka żelaza, 2% roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: cztery probówki, dwa korki z rurkami do odprowadzania gazu, krystalizator, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wlewamy wodę i skierowane do góry dnem zanurzamy w wodzie znajdującej się w krystalizatorze. Z kolei do dwu następujących probówek wkładamy jednakowe próbki żelaza i dodajemy do nich jednakowe ilości roztworu kwasu chlorowodorowego o tym samym stężeniu. Wyloty obu probówek zatykamy korkami, w których znajdują się rurki do odprowadzania gazu. Końce rurek umieszczamy pod wylotami probówek napelnionych wodą. Obserwujemy przebieg reakcji chemicznych.

Następnie zmieniamy temperaturę jednej z probówek przez podgrzanie jej płomieniem palnika. Porównujemy szybkości przebiegających reakcji w obu probówkach.

Spostrzeżenia

Po wlaniu do probówek jednakowych ilości kwasu o tym samym stężeniu nastąpiło wydzielanie się gazu wodoru, z jednakową szybkością w obu probówkach. Podgrzanie jednej z probówek spowodowało przyspieszenie wydzielania się pęcherzyków wodoru w tej probówce.

Wnioski

Porównując przebieg reakcji chemicznych żelaza z kwasem chlorowodorowym bez ogrzewania substratów oraz z ich ogrzewaniem można stwierdzić, że reakcja ta przebiega znacznie szybciej w podwyższonej temperaturze.

Doświadczenie 14

BADANIE WPŁYWU STĘŻENIA KWASU CHLOROWODOROWEGO NA PRZEBIEG REAKCJI CHEMICZNEJ Z CYNKIEM

Cel doświadczenia:

- wykazanie dodatniego wpływu podwyższonego stężenia kwasu na szybkość reakcji chemicznej z metalem.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać wpływ stężenia kwasu chlorowodorowego na szybkość reakcji chemicznej z cynkiem.

Odczynniki: 10% roztwór kwasu chlorowodorowego, 5% roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: jak w poprzednim doświadczeniu

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wrzucamy po kawałku cynku i dodajemy roztwór kwasu solnego: do jednej probówki roztwór 10%, a do drugiej roztwór 5% tego kwasu. Po dodaniu kwasu natychmiast zatykamy wyloty obu probówek korkami zaopatrzonymi w rurki do odprowadzania gazu i, jak w doświadczeniu poprzednim, zbieramy w probówkach napełnionych wodą powstający gaz. Obserwujemy, jakie ilości gazu zbierzemy w obu probówkach w tym samym czasie.

Spostrzeżenia

W probówce z roztworem kwasu chlorowodorowego o większym stężeniu następuje szybsze wydzielanie się pęcherzyków gazu niż w probówce z kwasem bardziej rozcieńczonym. Można zaobserwować również, że w tym samym czasie większa ilość wodoru wydzielila się w tym przypadku, w którym użyty został kwas chlorowodorowy o większym stężeniu.

Wnioski

Reakcję chemiczną można przyspieszyć poprzez zwiększenie stężenia jednego z reagentów.

Doświadczenie 15

PORÓWNYWANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ KWASU CHLOROWODOROWEGO Z CYNKIEM O RÓŻNYM STOPNIU ROZDROBNIENIA

Cel doświadczenia:

- sprawdzenie wpływu stopnia rozdrobnienia reagentów lub jednej z reagujących ze sobą substancji na szybkość reakcji chemicznej.

Zadanie laboratoryjne

Wykazać, w jaki sposób na szybkość reakcji chemicznej może wpływać stan rozdrobnienia reagentów, w tym przypadku stopień rozdrobnienia cynku.

Odczynniki: granulki cynku, pył cynkowy, 5% roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: jak w doświadczeniu poprzednim

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wkładamy: do jednej granulkę cynku, a do drugiej taką samą masę pyłu cynkowego. Następnie do obu probówek dodajemy roztwór kwasu chlorowodorowego o tym samym stężeniu i zbieramy wydzielający się gaz do probówek. Obserwujemy, w której probówce, w tym samym czasie, zbierze się więcej gazu.

Spostrzeżenia

W probówce z cynkiem w postaci pyłu reakcja chemiczna zachodzi szybciej, na co dowodem jest szybsze wydzielanie się pęcherzyków gazu.

W przypadku próby z pyłem cynkowym zebrano, w tym samym czasie, większą objętość wodoru niż w próbie z cynkiem w postaci granulek.

Wnioski

Stopień rozdrobnienia cynku wpływa na szybkość reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem.

Można sformułować wniosek, że im większy stopień rozdrobnienia jednego z reagentów, tym reakcja chemiczna przebiega z większą szybkością.

Doświadczenie 16

BADANIE WPŁYWU KATALIZATORA NA SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ CYNKU Z KWASEM CHLOROWODOROWYM

Cel doświadczenia:

- zbadanie wpływu niektórych substancji chemicznych na szybkość przebiegu reakcji chemicznej,
- zapoznanie uczniów z pojęciem „katalizator” i sposobem działania katalizatora.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać wpływ siarczanu(VI) miedzi(II) na szybkość reakcji chemicznej cynku z kwasem chlorowodorowym.

Odczynniki: 2% roztwór kwasu chlorowodorowego, cynk, 5% roztwór siarczanu(VI) miedzi(II)

Sprzęt: krystalizator, dwie probówki do zbierania gazu, dwie probówki z korkami zaopatrzonymi w rurki do odprowadzania gazu, łapy do probówek

Przebieg doświadczenia

Do jednej z dwu probówek, zawierających takie same ilości kwasu chlorowodorowego o jednakowych stężeniach oraz takie same ilości cynku, o jednakowym rozdrobnieniu, dodajemy niewielką ilość roztworu siarczanu(VI) miedzi(II). Zbieramy powstający gaz i obserwujemy szybkość reakcji w obu probówkach.

Spostrzeżenia

W probówce, do której dodano siarczanu(VI) miedzi(II), wodór wydzielał się intensywniej. W tym samym czasie z probówki tej zebrano większą objętość wodoru niż z probówki, do której nie dodano siarczanu(VI) miedzi(II).

Przez cały czas przebiegu reakcji chemicznej, barwa niebieskiego siarczanu(VI) miedzi(II) nie uległa zmianie, co świadczy o pozostaniu tej soli w roztworze w stanie niezmiennym.

Wnioski

Dodatek pewnych substancji do środowiska reakcji może spowodować przyspieszenie jej przebiegu.

Takie substancje, które nie biorą udziału w reakcji chemicznej, lecz powodują, że w ich obecności reakcja przebiega z większą szybkością, nazywamy katalizatorami reakcji chemicznych.

Doświadczenie 17

ZMIANY STANU RÓWNOWAGI ODWRACALNEJ REAKCJI CHEMICZNEJ

Cel doświadczenia:

- badanie zmian równowagi odwracalnej reakcji chemicznej i przewidywanie kierunku tych zmian na podstawie stałej równowagi reakcji odwracalnej,
- wyjaśnienie, w jaki sposób usunięcie jednego z produktów odwracalnej reakcji chemicznej, ze środowiska tej reakcji, przebiegającej w układzie otwartym, może doprowadzić do zwiększenia wydajności reakcji.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie ściśle według podanej instrukcji i prowadzić obserwacje zachodzących zmian.

Określić dane, na podstawie których można przewidzieć zmiany kierunku odwracalnej reakcji chemicznej?

Odczynniki: azotan(V) bizmutu(III), woda destylowana, stężony kwas azotowy(V)

Sprzęt: wysoka zlewka o pojemności 500 cm³, bagietka szklana

Przebieg doświadczenia

Do zlewki o pojemności 500 cm³ wsypujemy niewielką ilość, około 0,5 g, azotanu(V) bizmutu(III) Bi(NO₃)₃ i dodajemy około 50 cm³ wody destylowanej. Po dokładnym wymieszaniu zawartości zlewki obserwujemy, jakie zaszły zmiany. Następnie do zlewki wlewamy, ciągle mieszając, stężony kwas azotowy(V) i również obserwujemy zachodzące zjawisko. Ponownie do roztworu dodajemy wodę destylowaną. O czym świadczą dalsze, zachodzące zmiany?

Spostrzeżenia

Po dodaniu wody do azotanu(V) bizmutu(III) powstał osad o białej barwie, który utworzył zawiesinę w wodzie.

Dodatek stężonego kwasu azotowego(V) powodował zanik osadu. Ponowne dodawanie do roztworu wody było przyczyną kolejnego pojawienia się osadu.

Wnioski

Azotan(V) bizmutu(III) w wodzie ulega chemicznej reakcji hydrolizy:



Powstaje biały, trudno rozpuszczalny w wodzie azotan(V) hydroksybizmutu(III). Stała równowagi tej reakcji chemicznej ma postać:

$$K = (c_{\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2} \cdot c_{\text{HNO}_3}) / (c_{\text{Bi}(\text{NO}_3)_3} \cdot c_{\text{H}_2\text{O}})$$

Jeżeli w roztworze o stałej temperaturze zmienimy stężenie któregośkolwiek ze składników reakcji chemicznej, to pociągnie to za sobą zmianę równowagi tej reakcji i w konsekwencji tego odpowiednie przesunięcie się stanu równowagi reakcji w takim kierunku, aby wartość stałej równowagi reakcji K pozostała nie zmieniona. Dodatek kwasu azotowego(V) do roztworu spowodował wzrost stężenia molowego tego kwasu w środowisku reakcji, a to pociąga za sobą wzrost wartości licznika w wyrażeniu na stałą równowagi. Aby więc wartość stałej równowagi reakcji została nie zmieniona, musi wzrosnąć wartość mianownika, a to jest możliwe przy wzroście stężenia azotanu(V) bizmutu(III), który tworzył się z azotanu(V) hydroksybizmutu(III). Dodanie wody, czyli wzrost stężenia jednego ze składników znajdujących się w mianowniku wyrażenia na stałą równowagi K powodowało wzrost stężenia składników znajdujących się w liczniku wyrażenia na stałą K . Powstawał azotan(V) hydroksybizmutu(III) $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$ i kwas azotowy(V) HNO_3 , w wyniku czego równowaga reakcji przesuwała się z lewej strony równania do prawej, to jest w kierunku tworzenia produktów.

Doświadczenie 18

BADANIE WPŁYWU STĘŻENIA REAGENTÓW NA POŁOŻENIE STANU RÓWNOWAGI ODWRACALNEJ REAKCJI CHEMICZNEJ AZOTANU(V) OŁOWIU(II) Z KWASEM SIARKOWODOROWYM

Cel doświadczenia:

- badanie wpływu stężenia reagentów na położenie stanu równowagi odwracalnej reakcji chemicznej

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną między solą ołowiu(II) i jonami siarczkowymi. Przedstawić równania zachodzących reakcji chemicznych.

Odczynniki: 2-molowy roztwór azotanu(V) ołowiu(II), 2-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, 2-molowy roztwór siarczku sodu

Sprzęt: probówki, pipety lub wkraplacze szklane, cylinder miarowy o pojemności 10 cm³

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wprowadzamy po około 4 cm³ roztworu azotanu(V) ołowiu(II) Pb(NO₃)₂. Następnie do pierwszej probówki dodajemy 8 cm³ roztworu kwasu chlorowodorowego, a do drugiej 4 cm³ roztworu siarczku sodu. Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w probówkach. Do następnej, trzeciej probówki dodajemy 4 cm³ roztworu azotanu(V) ołowiu(II) oraz 8 cm³ roztworu kwasu chlorowodorowego, a następnie kroplami dodajemy roztwór siarczku sodu. Obserwujemy zmianę barwy osadu.

Po uzyskaniu wyraźnej zmiany barwy osadu ponownie dodajemy kroplami roztwór kwasu chlorowodorowego. Jakie obserwujemy zmiany? O czym świadczą otrzymane rezultaty doświadczenia?

Spostrzeżenia

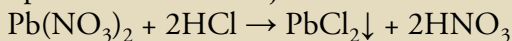
Po dodaniu do azotanu(V) ołowiu(II) roztworu kwasu chlorowodorowego strącił się osad o białej barwie, natomiast dodanie roztworu siarczku sodu spowodowało strącenie się w drugiej probówce osadu o barwie czarnej.

W próbce trzeciej, pod wpływem roztworu kwasu chlorowodorowego, powstał osad o białej barwie.

Następnie po dodaniu roztworu siarczku sodu osad zmienił barwę na czarną. Dalsze dodawanie kwasu chlorowodorowego spowodowało z powrotem powstanie osadu o barwie białej.

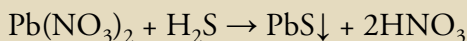
Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej azotanu(V) ołowiu(II) z kwasem chlorowodorowym powstał osad o białej barwie:



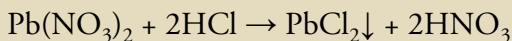
Jest to chlorek ołowiu(II). Tworzy się również kwas azotowy(V).

Po dodaniu roztworu siarczku sodu do roztworu azotanu(V) ołowiu(II) powstał osad o barwie czarnej:

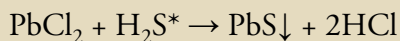


Jest to siarczek ołowiu (II).

W próbce trzeciej zachodzą z kolei następujące reakcje chemiczne wyrażone równaniami:

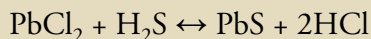


Dodanie, do powstałej mieszaniny złożonej z osadu chlorku ołowiu(II) i kwasu azotowego(V), roztworu siarczku sodu powoduje powstanie siarczku ołowiu(II):



Dalsze dodawanie kwasu chlorowodorowego powoduje przesunięcie równowagi reakcji w lewo, to jest w kierunku tworzenia się chlorku ołowiu(II), czego dowodem jest zmiana barwy osadu z czarnej na białą.

Ostatnią, odwracalną reakcją chemiczną, można przedstawić w postaci równania:



*Powstaje w środowisku reakcji

Doświadczenie 19

BADANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ MAGNEZU Z KWASEM CHLOROWODOROWYM I KWASEM ORTOFOSFOROWYM

Cel doświadczenia:

- porównanie szybkości reakcji chemicznej magnezu z kwasami o różnej mocy.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać omawiane doświadczenie ściśle według instrukcji.

Zbadać, jaka będzie objętość wydzielonego wodoru w reakcjach chemicznych jednakowych ilości magnezu z kwasami o różnej liczbie atomów wodoru w cząsteczce, to jest z kwasem chlorowodorowym i kwasem ortofosforowym.

Odczynniki: 0,5-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, 0,5-molowy roztwór kwasu ortofosforowego(V), magnez

Sprzęt: probówki z krótką boczną rurką, korki z rurkami odprowadzającymi gaz, cylindry do zbierania gazów lub cylindry miarowe o pojemności 100 cm³, krystalizator

Przebieg doświadczenia

Do jednej z probówek wlewamy 25 cm³ 0,5-molowego kwasu chlorowodorowego, a do drugiej 25 cm³ kwasu ortofosforowego o tym samym stężeniu. W bocznych rurkach probówek umieszczamy kawałki magnezu o jednakowej masie wynoszącej około 0,05 g. Przechylając probówki strącamy jednocześnie próbki magnezu do roztworów. Obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany, oraz porównujemy, po zakończeniu obu reakcji, objętości gazu zebranego w obu cylindrach.

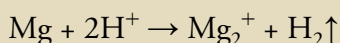
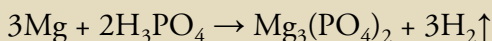
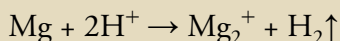
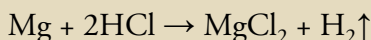
Spostrzeżenia

Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym przebiegała szybciej niż reakcja magnezu z kwasem ortofosforowym, pomimo że stężenia molowe obu kwasów były jednakowe.

Jednak w przypadku reakcji obu kwasów z taką samą ilością magnezu zebrano te same ilości wydzielonego gazu.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej magnezu z kwasem chlorowodorowym i kwasem ortofosforowym powstaje produkt gazowy wodór i odpowiednia sól.



Szybkość reakcji chemicznej kwasu z metalem zależy od stężenia jonów wodorowych pochodzących z dysocjacji elektrolitycznej kwasu, a nie od stężenia kwasu.

W przypadku mocnego kwasu chlorowodorowego stężenie kationów wodorowych równe jest stężeniu kwasu.

Natomiast w przypadku kwasu ortofosforowego, którego moc jest mniejsza od mocy kwasu chlorowodorowego, stężenie kationów wodorowych jest mniejsze od całkowitego stężenia kwasu.

Z kolei objętość wodoru, wydzielonego w reakcji jednakowych ilości magnezu z kwasami o różnej zawartości atomów wodoru w cząsteczce, jest taka sama.

Wynika to z jonowego zapisu obu równań reakcji.

Doświadczenie 20

USTALENIE WARTOŚCI pH ROZTWORÓW KWASU CHLOROWODOROWEGO I KWASU OCTOWEGO ZA POMOCĄ WSKAŹNIKA UNIWERSALNEGO

Cel doświadczenia:

- porównanie wartości pH wybranych roztworów kwasów,
- podział kwasów na mocne i słabe.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując wskaźnik uniwersalny należy zbadać i porównać pH roztworów

kwasów wymienionych w doświadczeniu.
Określić moc obu kwasów?

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór kwasu octowego, 0,1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, uniwersalne papierki wskaźnikowe ze skalą pH

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wlewamy badane kwasy: do pierwszej roztwór kwasu chlorowodorowego, a do drugiej roztwór kwasu octowego. Następnie w roztworach tych zanurzamy na chwilę końce uniwersalnych papierków wskaźnikowych. Po wyjęciu obu papierków z roztworów kwasów określamy, jak zmieniło się ich zabarwienie. Na podstawie zabarwienia papierków odczytujemy z barwnej skali będącej wzorcem pH, przybliżone wartości pH badanych roztworów.

Spostrzeżenia

Po zanurzeniu w roztworach kwasów uniwersalnych papierków wskaźnikowych nastąpiła zmiana ich zabarwienia na kolor czerwony.

Papierek wskaźnikowy zanurzony w 0,1-molowym roztworze kwasu solnego ma bardziej intensywne zabarwienie czerwone niż papierek zanurzony w 0,1-molowym roztworze kwasu octowego.

Wnioski

Porównując zabarwienie papierków wskaźnikowych ze skalą pH, można stwierdzić, że wartość pH roztworu kwasu chlorowodorowego wynosi około 1, a roztworu kwasu octowego około 3.

Im niższa wartość pH, tym kwas ma większą moc i odwrotnie: im wyższa wartość pH, tym kwas ma mniejszą moc.

Doświadczenie 21

BADANIE EFEKTU ENERGETYCZNEGO PROCESU KRYSTALIZACJI

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie procesu krystalizacji tiosiarczanu(VI) sodu,
- obserwowanie efektu energetycznego towarzyszącego temu procesowi.

Zadanie laboratoryjne

Mając uwodniony tiosiarczan(VI) sodu, przeprowadzić proces krystalizacji tej soli, wykorzystując w tym celu jej własną wodę krystalizacyjną. Należy zbadać, jaki efekt energetyczny towarzyszy przeprowadzanemu procesowi krystalizacji. Wyjaśnić, dlaczego tak się dzieje.

Odczynniki: uwodniony tiosiarczan(VI) sodu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Sprzęt: probówka, zlewka o pojemności 200 cm^3 , palnik gazowy, trójnóg, płytka metalowa, statyw metalowy z łapą, termometry

Przebieg doświadczenia

W probówce umieszczamy około 4 g uwodnionego tiosiarczanu(VI) sodu i zanurzamy probówkę w zlewce napełnionej wodą (probówkę mocujemy w tym celu w łapie statywu). Następnie rozpoczynamy powolne, stopniowe ogrzewanie wody w zlewce. Umieszczamy w wodzie termometr i kontrolujemy jej temperaturę. Obserwujemy, co dzieje się z kryształami tiosiarczanu(VI) sodu w temperaturze 50°C . Następnie wodę ogrzewamy do temperatury $70\text{--}80^\circ\text{C}$, po czym wyjmujemy probówkę z wody i odstawiamy ją ostrożnie, bez potrząsania, do ostygnięcia, (cały czas w probówce umieszczony jest termometr). Gdy temperatura zawartości probówki wyniesie około $20\text{--}25^\circ\text{C}$, wtedy wrzucamy do probówki jeden mały kryształ uwodnionego tiosiarczanu(VI) sodu. Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w probówce oraz sprawdzamy wskazania termometru.

Spostrzeżenia

W temperaturze około 50°C kryształy tiosiarczanu(VI) sodu topiły się, tworząc klarowny roztwór w probówce.

Po wrzuceniu do tego roztworu, w temperaturze około 20°C , kryształu

tiosiarczanu(VI) sodu, zawartość próbówki zestała się natychmiast, a temperatura podwyższyła się do 48-49°C.

Wnioski

Tiosiarczan(VI) sodu bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie.

Z wykresu można odczytać, że w temperaturze 0°C w 100 g wody rozpuszcza się ponad 100 g tej soli.

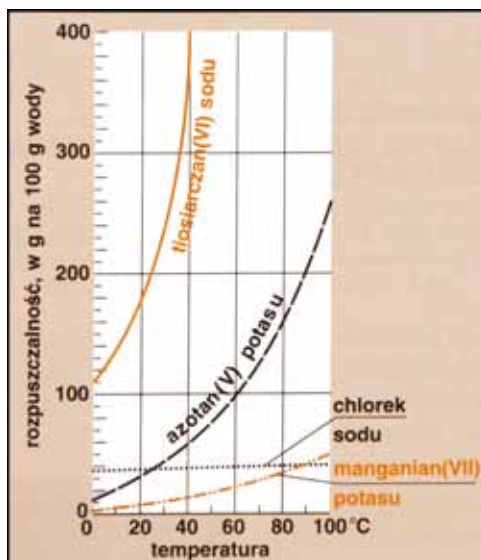
Rozpuszczalność ta zwiększa się bardzo gwałtownie wraz ze wzrostem temperatury.

Ze względu na dobrą rozpuszczalność badanej soli w wodzie, może ona nawet rozpuścić się we własnej wodzie krystalizacyjnej.

Temperatura topnienia uwodnionego tiosiarczanu(VI) sodu wynosi 48°C.

Gdy ochładzamy tiosiarczan(VI) rozpuszczony we własnej wodzie krystalizacyjnej, wówczas powstaje roztwór przesycony tej soli.

Po włożeniu zarodka krystalizacji do tego przesyconego roztworu, dotychczas



Rys. 2. Krzywe rozpuszczalności wybranych soli

rozpuszczony tiosiarczan(VI) krystalizuje w ciągu kilku sekund.

Oznacza to, że energia cieplna doprowadzona wcześniej w celu stopienia soli wydzieliła się z powrotem.

Temperatura wykryształizowanej soli wzrasta aż do temperatury topnienia,

niezależnie od tego, do jakiego stopnia ochłodzimy roztwór.

Powodem tego zjawiska jest fakt, że ilość wyzwolonego ciepła topnienia jest dużo większa od ilości ciepła potrzebnego do ogrzania przechłodzonej, stopionej soli do temperatury topnienia.

Proces krystalizacji jest procesem egzotermicznym.

Doświadczenie 22

EFEKTY ENERGETYCZNE TOWARZYSZĄCE ROZPUSZCZANIU W WODZIE WODOROTLENKU SODU I AZOTANU(V) AMONU

Cel doświadczenia:

- zbadanie efektów energetycznych towarzyszących rozpuszczaniu się wybranych substancji stałych w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Niżej zaproponowano sprzęt i odczynniki z pewnym nadmiarem. Należy wybrać tylko to, co będzie potrzebne do zbadania efektów energetycznych podczas rozpuszczania zaproponowanych substancji i przedstawić sposób przeprowadzenia eksperymentu.

Odczynniki: wodorotlenek sodu, azotan(V) amonu

Sprzęt: probówki, kolby stożkowe o pojemności 200 cm³, lejek szklany, kolba okrągłodenna, chłodnica wodna, rozdzielacz, termometry

Przebieg doświadczenia

Do jednej probówki wlewamy około 15 cm³ wody i sprawdzamy jej temperaturę, a następnie wsypujemy do niej kilka pastylek wodorotlenku sodu. Rozpuszczając go, badamy, jak zmienia się temperatura powstałego roztworu. Do drugiej probówki wlewamy 15 cm³ wody, badamy jej temperaturę i wsypujemy 4 g azotanu(V) amonu, rozpuszczając go w wodzie. Również badamy, jaki efekt energetyczny towarzyszy jego rozpuszczaniu się w wodzie. Dotykamy ręką dna probówki.

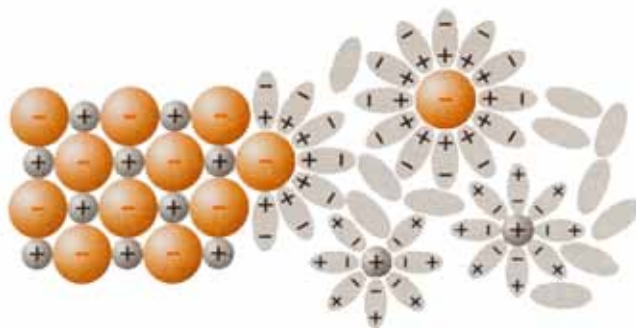
Informacje szczegółowe

Należy wyjaśnić przyczynę tak zróżnicowanych efektów energetycznych towarzyszących rozpuszczaniu się substancji w wodzie. Proces rozpuszczania substancji jonowej można zilustrować odpowiednim rysunkiem.

Podczas rozpuszczania substancji jonowej występują trzy równoległe procesy:

1. Oderwanie jonów z powierzchni kryształów, czyli niszczenie sieci krystalicznej substancji rozpuszczanej. Proces ten wymaga nakładu energii, czyli energia musi być dostarczona do układu.
2. Niszczenie oddziaływań międzycząsteczkowych w wodzie, co też wymaga dostarczenia energii.
3. Powstanie oddziaływań między jonami substancji rozpuszczanej, a cząsteczkami rozpuszczalnika. Procesowi temu towarzyszy uwalnianie się energii cieplnej i wydzielanie jej do otoczenia. Energię tę nazywamy energią hydratacji.

Rozpatrując wartości energii poszczególnych procesów występujących podczas rozpuszczania substancji, można wyjaśnić zmianę temperatury danego roztworu (układu). W przypadku rozpuszczania się wodorotlenku sodu w wodzie stwierdzamy ogrzanie się roztworu, ponieważ energia hydratacji w tym przypadku ma znacznie większą wartość od sumy energii potrzebnej do niszczenia sieci krystalicznej oraz oddziaływań międzycząsteczkowych w rozpuszczalniku.



Rys. 3. Model procesu rozpuszczania substancji jonowej

Inaczej jest podczas otrzymywania roztworu azotanu(V) amonu. W tym przypadku wartość energii hydratacji jonów jest niższa od wartości energii potrzebnej do rozbicia kryształu i oddziaływań między cząsteczkami rozpuszczalnika. Zatem układ musi pobrać energię z otoczenia. Ilości pochłanianej przez układ energii mogą być w niektórych przypadkach bardzo duże, co powoduje znaczne obniżenie temperatury roztworu.

Spostrzeżenia

Podczas rozpuszczania się w wodzie wodorotlenku sodu nastąpił gwałtowny wzrost temperatury, co zauważalne było na skali termometru zanurzonego w roztworze.

Dno probówki stało się gorące. Natomiast rozpuszczaniu się azotanu(V) amonu w wodzie towarzyszył efekt odwrotny.

Temperatura roztworu gwałtownie malała, termometr wskazywał temperaturę bliską 0°C. Dno probówki stało się bardzo zimne.

Wnioski

Rozpuszczaniu się wodorotlenku sodu w wodzie towarzyszy wydzielanie energii cieplnej do otoczenia.

Podczas rozpuszczania się azotanu(V) amonu w wodzie następuje pochłanianie energii cieplnej z otoczenia do roztworu.

Doświadczenie 23**PRZYGOTOWANIE MIESZANINY OZIĘBIAJĄCEJ****Cel doświadczenia**

- zaprezentowanie, na podstawie informacji zdobytych w poprzednim doświadczeniu, metody otrzymania mieszaniny oziębiającej stosowanej często w laboratorium chemicznym.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując chlorek sodu oraz pozostałe materiały, przygotuj mieszaninę oziębiającą i sprawdź, do jakiej najmniejszej wartości mieszanina ta może obniżyć temperaturę.

Ustalić, gdzie i w jakich przypadkach mogą być stosowane mieszaniny oziębiające.

Odczynniki: chlorek sodu, uwodniony chlorek wapnia, kostki lodu z lodówki

Sprzęt: zlewki o pojemności 1000 cm³, dwie drewniane, cienkie deski, termometr ze skalą do 50°C poniżej zera

Przebieg doświadczenia

Do jednej zlewki wsypujemy 100 g drobno potłuczonych kostek lodu i pokrywamy jego powierzchnię 33 g chlorku sodu. Całość dokładnie mieszamy. Następnie do powstałej mieszaniny wprowadzamy termometr i zlewkę stawiamy na drewnianej desce, której powierzchnię wcześniej skrapiamy wodą. Podobnie postępujemy z chlorkiem wapnia, z tym, że stosujemy w tym celu 700 g tej soli i 500 g rozdrobnionych kostek lodu. Zlewkę również stawiamy na mokrej desce. Po upływie około 30 minut obserwujemy wskazania obu termometrów i unosimy obie zlewki.

Spostrzeżenia

Termometr znajdujący się w mieszaninie lodu z chlorkiem sodu wskazywał temperaturę około -20°C , a termometr w mieszaninie lodu z chlorkiem wapnia wskazywał temperaturę około -50°C . Podczas podnoszenia obu zlewek okazało się, że ich dna przymarzły do mokrych desek.

Wnioski

Mieszaniny stosowane w doświadczeniu miały bardzo niską temperaturę. Znalazły one zastosowanie w laboratorium jako czynnik oziębiający ciecze lub substancje stałe.

Doświadczenie 24

WPLYW TEMPERATURY NA SZYBKOŚĆ ROZPUSZCZANIA SIĘ SUBSTANCJI STAŁYCH W WODZIE

Cel doświadczenia

- potwierdzenie tezy o zwiększającej się rozpuszczalności substancji stałych w wodzie wraz ze wzrostem jej temperatury.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaprojektować doświadczenie, w którym można będzie obserwować wpływ temperatury na szybkość rozpuszczania się substancji stałych w wodzie.

Odczynniki: dwa średniej wielkości kryształy siarczanu(VI) miedzi(II)

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

W dwóch probówkach umieszczamy po jednym kryształku siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie do jednej probówki wlewamy określoną objętość zimnej wody, a do drugiej taką samą ilość wody gorącej. Obserwujemy zmiany zachodzące w obu probówkach.

Spostrzeżenia

W probówce, do której wiano zimną wodę, proces rozpuszczania kryształu zachodził bardzo powoli.

Natomiast w probówce z gorącą wodą nastąpił bardzo szybki zanik kryształu, aż do całkowitego jego rozpuszczenia się.

Wnioski

Wraz ze wzrostem temperatury zwiększa się rozpuszczalność substancji stałych w wodzie.

Doświadczenie 25

OTRZYMYWANIE PRZESYCONEGO ROZTWORU OCTANU SODU

Instrukcja eksperymentu na stronie 144

Doświadczenie 26

WYDZIELANIE KRYSTAŁÓW SUBSTANCJI ROZPUSZCZONEJ Z ROZTWORU PRZESYCONEGO

Instrukcja eksperymentu na stronie 145

Doświadczenie 27

**BADANIE WPŁYWU TEMPERATURY NA
ROZPUSZCZALNOŚĆ GAZÓW**

Instrukcja eksperymentu na stronie 148

Doświadczenie 28

**BADANIE ZALEŻNOŚCI STOPNIA DYSOCJACJI KWASU
CHLOROWODOROWEGO I KWASU OCTOWEGO OD ICH
STĘŻENIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 166

Doświadczenie 29

**WYBUCHOWA REAKCJA CHEMICZNA MIESZANINY
WODORU Z TLENEM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 498

Doświadczenie 30

**OTRZYMYWANIE SIARCZKU CYNKU ORAZ JEGO
IDENTYFIKACJA CHEMICZNA.
REAKCJA CHEMICZNA SYNTEZY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 504

Doświadczenie 31

**REDUKCJA SIARCZKU RTĘCI(II) ŻELAZEM.
REAKCJA CHEMICZNA WYMIANY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 510

Doświadczenie 32

**REAKCJA CHEMICZNA SOLI ŻELAZA(III)
Z TIOCYJANIANEM. PRAWO ZACHOWANIA MASY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 511

Doświadczenie 33

**ROZKŁAD NADTLENKU WODORU Z UDZIAŁEM
KATALIZATORA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 331

Doświadczenie 34

**WYTWARZANIE KWASU AZOTOWEGO(V) METODĄ
OSTWALDA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 352

Doświadczenie 35

REAKCJA CHEMICZNA JODU Z MAGNEZEM

Instrukcja eksperymentu na stronie 187

Doświadczenie 36

**EFEKT ENERGETYCZNY REAKCJI CHEMICZNEJ CYNKU
Z JONAMI MIEDZI(II)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 194

Doświadczenie 37

**REAKCJA CHEMICZNA KWASU CHLOROWODOROWEGO
Z CYNKIEM – EFEKTY ENERGETYCZNE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 196

Rozdział V

Roztwory i reakcje chemiczne zachodzące w roztworach wodnych

Doświadczenie 1

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI AZOTANU(V) SODU W RÓŻNYCH ROZPUSZCZALNIKACH

Cel doświadczenia:

- wykazanie dobrej rozpuszczalności substancji jonowych w rozpuszczalnikach polarnych.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać rozpuszczalność azotanu(V) sodu w różnych rozpuszczalnikach wyszczególnionych w opisie doświadczenia.

Odczynniki: azotan(V) sodu, woda, benzyna, tetrachlorek węgla, alkohol etylowy

Sprzęt: cztery probówki, korki do probówek

Przebieg doświadczenia

Do czterech probówek wsypujemy po około 1 g azotanu(V) sodu i do każdej z nich wlewamy po kilka centymetrów sześciennych następujących cieczy: do pierwszej probówki wodę, do drugiej probówki benzynę, do trzeciej tetrachlorek węgla i do czwartej alkohol etylowy. Następnie wyloty probówek zatykamy korkami i wstrząsamy przez chwilę ich zawartościami. Obserwujemy, w których cieczach nastąpiło rozpuszczenie się azotanu(V) sodu.

Spostrzeżenia

Użyta w doświadczeniu sól rozpuściła się tylko w wodzie.

W pozostałych rozpuszczalnikach nie obserwowano żadnych zmian.

Wnioski

Substancje jonowe przeważnie dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, na przykład w wodzie.

Nie rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, takich jak benzyna, tetrachlorek węgla itp.

Doświadczenie 2

STRĄCANIE SŁABO ROZPUSZCZALNEJ SOLI

Cel doświadczenia:

- strącenie słabo rozpuszczalnego w wodzie jodku ołowiu(II) i wykazanie z jaką szybkością przebiega reakcja chemiczna, która zachodzi z udziałem związków chemicznych jonowych.

Zadanie laboratoryjne

Mając azotan(V) ołowiu(II) oraz jodek potasu, należy otrzymać jodek ołowiu(II) i określić szybkość zachodzącej reakcji chemicznej pomiędzy wybranymi do doświadczenia substancjami jonowymi.

Odcynniki: 2 % roztwór jodku potasu, 2 % roztwór azotanu(V) ołowiu(II)

Sprzęt: zlewki, pipety miarowe

Przebieg doświadczenia

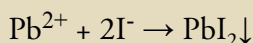
Do małej zlewki wlewamy rozcieńczony roztwór azotanu(V) ołowiu(II) i do tego roztworu dodajemy rozcieńczony roztwór jodku potasu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

Po zmieszaniu roztworu azotanu(V) ołowiu(II) z roztworem jodku potasu powstał słabo rozpuszczalny osad o barwie żółtej, to jest jodek ołowiu(II). Osad ten powstał natychmiast po zmieszaniu obu roztworów użytych w doświadczeniu.

Wnioski

Równanie reakcji chemicznej tworzenia jodku ołowiu(II) przedstawia się następująco:



Reakcje chemiczne z udziałem związków chemicznych jonowych zachodzą

bardzo szybko, co można było obserwować na przykładzie strącania osadu jodku ołowiu(II).

Doświadczenie 3

OTRZYMYWANIE CHLORKU SREBRA

Cel doświadczenia:

- przedstawienie tworzenia substancji trudno rozpuszczalnej z substancji jonowych dobrze rozpuszczalnych w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Należy mieszać roztwory dwu substancji: azotanu(V) srebra i kwasu chlorowodorowego.

Prowadzić obserwacje zachodzących zmian.

Ustalić, które jony wchodzi w reakcję chemiczną.

Napisać dwa równania przeprowadzonej reakcji chemicznej - w postaci cząsteczkowej i w postaci jonowej.

Która postać równania w sposób bardziej realistyczny przedstawia zachodzącą reakcję chemiczną?

Odczynniki: azotan(V) srebra, rozcieńczony roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: dwie zlewki o pojemności 250 cm³, cylinder miarowy o pojemności 50 cm³

Przebieg doświadczenia

W zlewkach przygotowujemy dwa roztwory. Do jednej zlewki wlewamy 50 cm³ wody i rozpuszczamy w niej 0,5 g azotanu(V) srebra, a w drugiej zlewce przygotowujemy 50 cm³ rozcieńzonego roztworu kwasu chlorowodorowego. Następnie mieszamy oba roztwory ze sobą, wlewając roztwór kwasu do roztworu azotanu(V) srebra. Obserwujemy, czy w wyniku mieszania roztworów zachodzą określone zmiany.

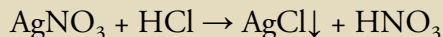
Spostrzeżenia

W wyniku mieszania roztworu kwasu chlorowodorowego z roztworem azotanu(V) srebra strącił się biały, serowaty osad.

Wnioski

Podczas reakcji chemicznej azotanu(V) srebra z chlorowodem powstaje trudno rozpuszczalna sól, o białej barwie.

Równanie tej reakcji chemicznej przedstawia się następująco:



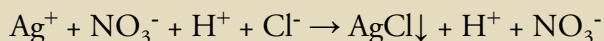
Powstałym osadem jest chlorek srebra.

Taki zapis równania nazywa się cząsteczkowym. Nie odzwierciedla on jednak rzeczywistego przebiegu reakcji chemicznej.

Wlewając do roztworu azotanu(V) srebra roztwór kwasu chlorowodorowego, mieszamy jony srebra(I) Ag^+ oraz jony azotanowe(V) NO_3^- z jonami wodorowymi H^+ i jonami chlorkowymi Cl^- . W mieszaninie są więc cztery rodzaje jonów, ale tylko dwa z nich, to jest jony srebra(I) i jony chlorkowe reagują ze sobą, tworząc słabo rozpuszczalny osad chlorku srebra AgCl .

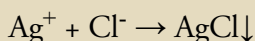
Pozostałe jony nie łączą się w cząsteczki kwasu azotowego(V) HNO_3 , jak przedstawia równanie w postaci cząsteczkowej.

Rzeczywisty przebieg reakcji chemicznej przedstawia jonowy zapis równania reakcji:



Jony występujące po obu stronach równania, to jest jony wodorowe i jony azotanowe(V), nie biorą udziału w reakcji, a więc można je pominąć.

Ostatecznie równanie reakcji tworzenia się chlorku srebra przedstawia się następująco:



Doświadczenie 4

STRĄCANIE SUBSTANCJI SŁABO ROZPUSZCZALNYCH

Cel doświadczenia:

- otrzymanie substancji słabo rozpuszczalnych w wodzie oraz kształcenie umiejętności pisania równań reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej i w postaci jonowej.

Zadanie laboratoryjne

Mając roztwory różnych soli, należy mieszać je w podanej kolejności. Na podstawie wyników poszczególnych prób napisać równania odpowiednich reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej i w postaci jonowej.

Odczynniki: wodorotlenek sodu, siarczan(VI) żelaza(III), siarczek sodu, siarczan(VI) sodu, bromek potasu, azotan(V) ołowiu(II), siarczan(VI) miedzi(II), chlorek baru

Sprzęt: probówki, statyw do probówek, cylinder miarowy o pojemności 10 cm³

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy roztwory poszczególnych soli. W tym celu do probówek wsypujemy po około 0,5 g wybranych soli i dodajemy po 10 cm³ wody. Wstrząsamy zawartościami probówek do całkowitego rozpuszczenia się soli. Następnie przygotowujemy mieszaniny poszczególnych roztworów: do probówki nr 2 wlewamy 5 cm³ roztworu chlorku baru i roztworu siarczanu(VI) sodu, do probówki nr 2 wlewamy 5 cm³ roztworu bromku potasu i roztworu azotanu(V) ołowiu(II), do probówki nr 3 wlewamy 5 cm³ roztworu siarczanu(VI) żelaza(III) i roztworu wodorotlenku sodu, a do probówki nr 4 5 cm³ roztworu siarczku sodu i siarczanu(VI) miedzi(II). Obserwujemy efekty towarzyszące poszczególnym próbom.

Spostrzeżenia

W wyniku mieszania poszczególnych roztworów, we wszystkich przypadkach powstał słabo rozpuszczalny osad związku chemicznego.

Po zmieszaniu roztworu chlorku baru z roztworem siarczanu(VI) sodu strącił się biały osad. Zmieszanie roztworów bromku potasu i azotanu(V) ołowiu(II) spowodowało powstanie osadu o barwie pomarańczowej.

W wyniku mieszania roztworu siarczanu(VI) żelaza(III) i wodorotlenku sodu powstał brunatnoczerwony osad.

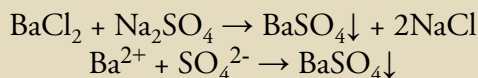
Natomiast roztwór siarczku sodu zmieszany z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) utworzył osad o barwie czarnej.

Wnioski

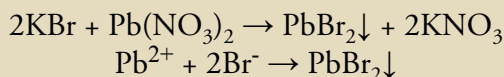
W wyniku wykonanych prób powstają trudno rozpuszczalne związki chemiczne.

W takim przypadku można napisać równania tych reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej oraz równania jonowe obrazujące rzeczywisty przebieg poszczególnych reakcji:

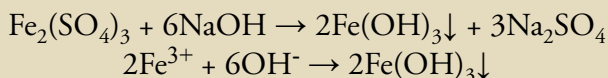
próbówka nr 1



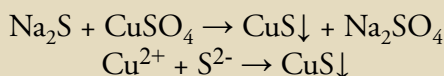
próbówka nr 2



próbówka nr 3



próbówka nr 4



Doświadczenie 5

OTRZYMYWANIE WODOROTLENKU MIEDZI(II)

Cel doświadczenia

- otrzymanie wodorotlenku miedzi(II), substancji trudno rozpuszczalnej w wodzie, nie będącej solą.

Zadanie laboratoryjne

Niżej podano w nadmiarze zestaw odczynników i sprzętu laboratoryjnego. Z tego zestawu należy wybrać te niezbędne elementy, które będą potrzebne do otrzymania wodorotlenku miedzi(II).

Odczynniki: uwodniony lub bezwodny siarczan(VI) miedzi(II), woda amoniakalna, wodorotlenek potasu, siarczek miedzi(II)

Sprzęt: próbówki, kolby miarowe, kolby stożkowe, chłodnica kulkowa

Przebieg doświadczenia

W probówkach przygotowujemy wodne roztwory siarczanu(VI) miedzi(II) oraz wodorotlenku potasu i wody amoniakalnej. Następnie w kolejnych probówkach mieszamy: w jednej probówce roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) z roztworem wody amoniakalnej, a w drugiej probówce roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) z roztworem wodorotlenku potasu. Obserwujemy zmiany i dodajemy jeszcze pewne ilości wybranych roztworów wodorotlenków do powstałych mieszanin. Co dzieje się pod wpływem dodanego nadmiaru roztworów wodorotlenków ?

Spostrzeżenia

Do wykonania eksperymentu niezbędny był siarczan(VI) miedzi(II) oraz wodorotlenek potasu i woda amoniakalna.

Siarczek miedzi(II) jest nierozpuszczalny w wodzie i dlatego nie może być stosowany w tym doświadczeniu.

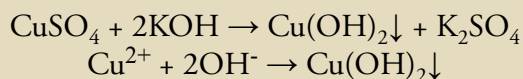
Najłatwiej wszystkie próby wykonuje się w probówkach.

Podczas dodawania wodorotlenku amonu do roztworu wybranej soli miedzi(II) na początku powstaje niebieski osad, który rozpuszcza się pod wpływem nadmiaru amoniaku. Z kolei dodanie do roztworu soli miedzi(II) roztworu wodorotlenku potasu powoduje nieodwracalne strącenie się osadu o barwie niebieskiej.

Nadmiar wodorotlenku potasu nie prowadzi do rozpuszczania się strąconego osadu.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem potasu powstaje wodorotlenek miedzi(II) o niebieskiej barwie:



W tym przypadku najlepszy do wykonania eksperymentu jest wodorotlenek potasu, gdyż nie powoduje on, w przeciwieństwie do amoniaku, rozpuszczania się osadu w wyniku reakcji wtórnej.

Doświadczenie 6

OTRZYMYWANIE GAZÓW W REAKCJACH JONOWYCH

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznych, w wyniku których powstają produkty gazowe,
- pisanie równań przeprowadzonych reakcji w postaci cząsteczkowej i w postaci jonowej.

Zadanie laboratoryjne

Z przedstawionego niżej zestawu odczynników chemicznych należy wybrać te, które niezbędne są do otrzymania produktów gazowych, powstających w wyniku odpowiednich reakcji chemicznych.

Uzasadnić dokonany wybór za pomocą równań odpowiednich reakcji chemicznych.

Odczynniki: kwas siarkowy(VI), kwas chlorowodorowy, wodorotlenek sodu, ortofosforan sodu, węglan sodu, chlorek amonu, siarczan(IV) sodu, siarczan(VI) sodu, węglan amonu

Sprzęt: pipety, probówki, cylinder miarowy o pojemności 25 cm³

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy rozcieńczone roztwory wszystkich podanych w doświadczeniu kwasów i wodorotlenku sodu oraz wodne roztwory wybranych soli, rozpuszczając 0,5 g soli w 20 cm³ wody. Następnie wykonujemy próby, mieszając roztwory wybranych soli z roztworami kwasów oraz z roztworem wodorotlenku, i badamy, w którym przypadku powstają produkty gazowe.

Spostrzeżenia

Produkty gazowe powstają po mieszanii ze sobą: roztworu kwasu siarkowego(VI) z roztworem węglanu sodu; roztworu kwasu siarkowego(VI) z roztworem siarczanu(IV) sodu; roztworu kwasu siarkowego(VI) z roztworem węglanu amonu; roztworu kwasu chlorowodorowego z roztworem węglanu sodu; roztworu kwasu chlorowodorowego z roztworem siarczanu(IV) sodu; roztworu kwasu chlorowodorowego z roztworem węglanu amonu; roztworu wodorotlenku sodu z roztworem chlorku amonu oraz roztworu wodorotlenku

sodu z roztworem węglanu amonu.

We wszystkich wymienionych przypadkach wydzielają się pęcherzyki gazu.

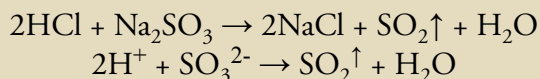
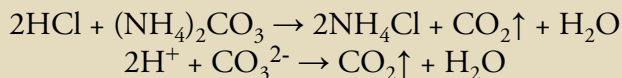
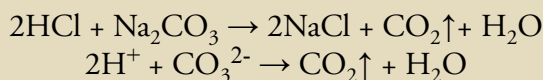
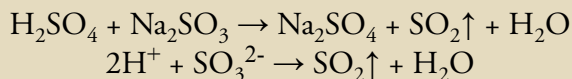
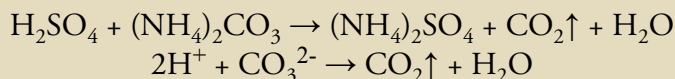
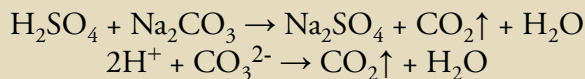
W przypadku reakcji soli amonowych z roztworem wodorotlenku sodu wyczuwalny był zapach amoniaku.

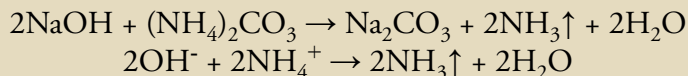
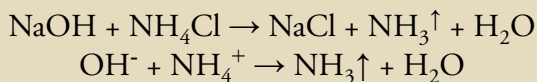
Ponadto w reakcji kwasów z siarczanem(IV) sodu wyczuwalny był ostry i przenikliwy zapach wydzielającego się tlenku siarki(IV).

Wnioski

Podczas reakcji chemicznej kwasu siarkowego(VI) i kwasu solnego z węglanami oraz siarczanem(IV), a także podczas reakcji wodorotlenku sodu z solami amonowymi powstają produkty gazowe: tlenek węgla(IV) o wzorze chemicznym CO_2 , tlenek siarki(IV) o wzorze chemicznym SO_2 oraz amoniak o wzorze chemicznym NH_3 .

Równania odpowiednich reakcji chemicznych można przedstawić w postaci cząsteczkowej, ale bardziej odpowiedni jest ich zapis w postaci jonowej, ze względu na powstające produkty gazowe, nie dysocjujące w roztworze wodnym na jony.





Doświadczenie 7

REAKCJE CHEMICZNE ZOBOJĘTNIANIA KWASU I WODOROTLENKU ZA POMOCĄ TLENKÓW

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej zobojętniania kwasu i wodorotlenku za pomocą odpowiednich tlenków: tlenku magnezu i tlenku siarki(IV).

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, czy za pomocą tlenków, otrzymanych z pierwiastków chemicznych w doświadczeniu, można przeprowadzić reakcję chemiczną zobojętniania kwasu i wodorotlenku.

Ustalić, dlaczego następuje zmiana barwy wskaźnika użytego w doświadczeniu i o czym to świadczy?

Zaprojektować równania przeprowadzonych reakcji chemicznych.

Odczynniki: 0,01-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), 0,01-molowy roztwór wodorotlenku sodu, roztwór oranżu metylowego, magnez, siarka

Sprzęt: kolby stożkowe o pojemności 250 cm³, korek do kolby, metalowa łyżka do spalań, palnik gazowy.

Przebieg doświadczenia

W kolbie, w której znajduje się rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI) z dodatkiem kilku kropel roztworu oranżu metylowego, spalamy na łyżce magnez. Po zakończeniu reakcji spalania powstały produkt wrzucamy do roztworu kwasu i dokładnie mieszamy zawartość kolby. Obserwujemy zmiany zachodzące w roztworze.

W ten sam sposób wprowadzamy do kolby, zawierającej rozcieńczony roztwór

wodorotlenku sodu i oranż metylowy, palącą się siarkę. Po całkowitym spaleniu się siarki wylot kolby zatykamy korkiem i zawartość kolby mieszamy. Obserwujemy zmiany zachodzące w roztworze.

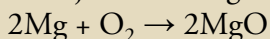
Spostrzeżenia

W roztworze kwasu siarkowego(VI) oranż metylowy ma barwę czerwoną. Po rozpuszczeniu w tym roztworze produktu powstałego w wyniku spalania magnezu nastąpiła zmiana barwy wskaźnika na żółtą.

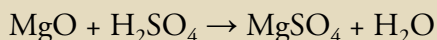
W przypadku roztworu wodorotlenku sodu oranż metylowy ma barwę pomarańczową, lecz po rozpuszczeniu produktu powstałego w wyniku spalania siarki nastąpiła zmiana barwy wskaźnika na kolor żółty.

Wnioski

Podczas spalania magnezu powstaje tlenek magnezu zgodnie z równaniem:

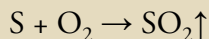


Tlenek magnezu reaguje z kwasem siarkowym(VI) w wyniku czego powstaje odpowiednia sól:

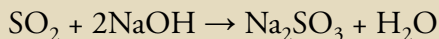


W wyniku tej reakcji chemicznej tworzy się siarczan(VI) magnezu i dlatego następuje zmiana barwy wskaźnika.

Podczas spalania siarki powstaje tlenek siarki(IV) zgodnie z równaniem:



Tlenek siarki(IV) reaguje z wodorotlenkiem sodu tworząc odpowiednią sól:



Powstaje siarczan(IV) sodu.

Reakcja chemiczna zobojętniania spowodowała zmianę barwy wskaźnika.

Można stwierdzić, że tlenki zasadowe to tlenki, które z wodą tworzą wodorotlenki, a z kwasami tworzą sole.

Analogicznie do tlenków kwasowych zlicza się te tlenki, które z wodą tworzą kwasy, a z wodorotlenkami tworzą sole.

Doświadczenie 8

OBSERWACJA PRZEMIESZCZANIA SIĘ JONÓW WODOROTLENKOWYCH W POLU ELEKTRYCZNYM

Cel doświadczenia:

- wykazanie obecności jonów wodorotlenkowych OH^- w roztworze oraz

określenie ładunku elektrycznego tych jonów na podstawie zachowania się ich w polu elektrycznym.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać eksperyment ściśle według podanej instrukcji.

Ustalić na podstawie obserwacji, w kierunku którego biegunu źródła prądu elektrycznego przesuwa się barwna plama.

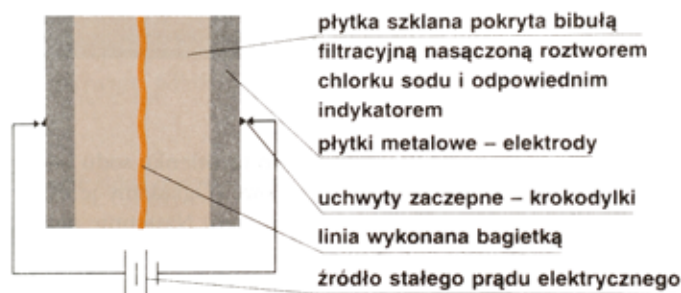
Określić ładunek elektryczny przemieszczających się jonów.

Odczynniki: wodorotlenek sodu lub wodorotlenek potasu, roztwór fenoloftaleiny, 1-molowy roztwór chlorku sodu

Sprzęt: płytka szklana, bibuła filtracyjna, bagietka szklana, dwie płytki metalowe pełniące funkcje elektrod, obwód elektryczny, źródło prądu stałego - baterie 4,5 V

Przebieg doświadczenia

Wycinamy z bibuły filtracyjnej prostokąt o wymiarach identycznych z wymiarami dostępnej płytki szklanej. Kładziemy bibułę na płytkę szklaną i rysujemy na niej ołówkiem przez środek dwie odległe od siebie o około 0,5 cm linie. Bibułę całą zwilżamy roztworem chlorku sodu, a następnie kilkoma kroplami roztworu fenoloftaleiny. Powstałe pod bibułą pęcherzyki powietrza usuwamy, przesuując bagietkę płasko po powierzchni bibuły. Na końcach paska bibuły kładziemy dwie płytki metalowe, które pełnią funkcję elektrod. Montujemy obwód elektryczny według podanego rysunku dociskając uchwyty zaczepnymi elektrody do płytki szklanej i do bibuły. Następnie zanurzamy czystą bagietkę szklaną do roztworu wodorotlenku. Dociskamy zwilżoną bagietkę do bibuły między narysowanymi wcześniej liniami. W ten sposób powstaje linia zabarwionej zasadą fenoloftaleiny. Z kolei podłączamy elektrody do źródła prądu i uważnie obserwujemy barwną



Rys. 1. Wędrowka jonów wodorotlenkowych w polu elektrycznym

linię. Po upływie około 5 minut odłączamy źródło prądu. Sprawdzamy zmiany jakie zaszły na bibule.

Spostrzeżenia

W wyniku podłączenia źródła prądu stałego do elektrod nastąpiło przesunięcie się barwnej, malinowej linii w kierunku elektrody połączonej z dodatnim biegunem źródła prądu.

Wnioski

Jony wodorotlenkowe mają ujemny ładunek elektryczny.

Doświadczenie 9

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI I ODCZYNU ROZTWORÓW WYBRANYCH WODOROTLENKÓW

Cel doświadczenia:

- porównanie właściwości wodorotlenków : sodu, potasu, wapnia, miedzi(II) oraz żelaza(III).

Zadanie laboratoryjne

Należy porównać właściwości wymienionych wodorotlenków. Określić ich stan skupienia, zewnętrzny wygląd i rozpuszczalność w wodzie. Zbadać, czy wszystkie wodorotlenki, po dodaniu wody, nadają fenolftaleinie malinowy kolor?

Sprzęt: pęseta, szkiełka zegarkowe, łyżka porcelanowa, probówki, korki do probówek

Odczynniki: roztwór fenoloftaleiny, wodorotlenek sodu, wodorotlenek potasu, wodorotlenek wapnia, wodorotlenek żelaza(III), wodorotlenek miedzi(II).

Przebieg doświadczenia

Bierzemy za pomocą pęsety po trzy pastylki wodorotlenku sodu oraz wodorotlenku potasu i kładziemy je na szkiełka zegarkowe. Oglądamy je dwa razy: na początku doświadczenia i po kilkunastu minutach. Następnie nabieramy na porcelanową łyżkę wodorotlenek wapnia i wodorotlenek żelaza(III). Obserwujemy również ich wygląd. Z kolei nalewamy wodę do czterech probówek do połowy ich pojemności. Do jednej z probówek wrzucamy dwie pastylki wodorotlenku sodu, do drugiej tyle samo wodorotlenku potasu, do trzeciej wodorotlenku wapnia, a do czwartej wodorotlenku miedzi(II). Wyloty probówek zatykamy korkami w wstrząsamy ich zawartościami. Obserwujemy, które wodorotlenki uległy rozpuszczeniu w wodzie. Wykonujemy także próbę wstrząsania zawartością probówek ale wyloty probówek wyjątkowo zatykamy palcem. Następnie pocieramy dwoma palcami o siebie i szybko opłukujemy je pod silnym strumieniem wody. Sprawdzamy również odczyn otrzymanych roztworów, wlewając do każdej probówki po dwie krople roztworu fenoloftaleiny.

Spostrzeżenia

Wodorotlenki sodu, potasu i wapnia są substancjami stałymi o białej barwie. Dwa pozostałe wodorotlenki są także substancjami stałymi ale o innych barwach. Wodorotlenek żelaza(III) ma barwę brunatną, a wodorotlenek miedzi(II) — niebieską.

Próbki wodorotlenku sodu i potasu pozostawione na powietrzu pokrywają się wilgocią i rozpływają się.

W wodzie bardzo dobrze rozpuszczają się wodorotlenek sodu i wodorotlenek potasu.

Słabo rozpuszcza się w wodzie wodorotlenek wapnia, a wodorotlenek miedzi(II) i wodorotlenek żelaza(III) nie rozpuszczają się w wodzie.

Palce potarte roztworami rozpuszczonych w wodzie wodorotlenków są śliskie. W obecności wodorotlenków sodu, potasu i wapnia fenoloftaleina zmienia barwę na malinową.

Mieszanina wodorotlenku miedzi(II) i wody nie zmienia barwy fenoloftaleiny.

Wnioski

Wodorotlenki sodu, potasu i wapnia rozpuszczają się w wodzie, tworząc zasady. Odczyny ich roztworów są zasadowe.

Wodorotlenek sodu i jeszcze bardziej wodorotlenek potasu, wykazują właściwości higroskopijne.

Wodorotlenek miedzi(II) i wodorotlenek żelaza(III) w wodzie nie rozpuszczają się.

Dlatego nie tworzą zasad i nie wykazują w wodzie odczynu zasadowego.

Doświadczenie 10

DZIAŁANIE WODOROTLENKU SODU NA CHLOREK AMONU

Cel doświadczenia:

- zbadanie zachowania się soli amonowej w obecności wodorotlenku sodu.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy chlorkiem amonu i wodorotlenkiem sodu.

Zbadać, jaki produkt powstaje w reakcji chemicznej chlorku amonu z wodorotlenkiem sodu oraz zaprojektować równanie zachodzącej reakcji.

Odczynniki: chlorek amonu, 0,5-molowy roztwór wodorotlenku sodu, papierek lakmusowy

Sprzęt: probówka, łąpa do probówek, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

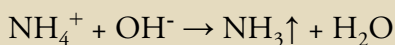
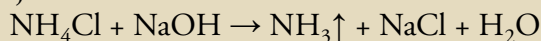
Do probówki sypiemy około 1 g chlorku amonu i dodajemy kilka cm^3 roztworu wodorotlenku sodu. Następnie na suchy brzeg tej probówki zawieszamy skierowany końcem do wnętrza probówki zwilżony wodą destylowaną papierek lakmusowy. Probówkę lekko ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego. Obserwujemy zmiany zachodzące na papierku lakmusowym oraz sprawdzamy woń powstałego produktu.

Spostrzeżenia

W wyniku dodania do chlorku amonu roztworu wodorotlenku sodu nastąpiła zmiana barwy papierka lakmusowego z różowej na niebieską. Powstający produkt reakcji chemicznej ma zapach amoniaku.

Wnioski

Wodorotlenek sodu reaguje z chlorkiem amonu zgodnie z równaniem reakcji chemicznej:



W tej reakcji chemicznej mocna zasada sodowa wypiera słabą, a zarazem lotną zasadę amonową z roztworu soli amonowej. Powstaje amoniak, który powoduje zabarwienie papierka lakmusowego.

Doświadczenie 11

REAKCJA CHEMICZNA KWASU Z ZASADĄ

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie reakcji chemicznej zobojętniania kwasu zasadą i zasady kwasem z użyciem wskaźnika oraz wyjaśnienie mechanizmu reakcji zobojętniania.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy wodorotlenkiem sodu i kwasem chlorowodorowym, mając odpowiedni kwas i zasadę oraz wiedząc, jak wskaźniki zachowują się w roztworach o różnych odczynach.

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowy, 0,1-molowy roztwór zasady sodowej, roztwór oranżu metylowego, roztwór lakmusu.

Sprzęt: zlewki o pojemności 100 cm³, pipety, bagietki szklane.

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy 10 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu. Następnie dodajemy do niego jeszcze 20 cm^3 wody destylowanej i cztery krople roztworu oranżu metylowego. Do tego roztworu wkraplamy za pomocą pipety roztwór kwasu chlorowodorowego, aż do momentu zmiany barwy wskaźnika. W trakcie wkraplania mieszamy roztwór bagietką lub poruszamy zlewką z roztworem, jednak w taki sposób, aby nawet kropla roztworu nie wydostała się na zewnątrz zlewki. Następnie powtarzamy to samo doświadczenie, z tym, że do roztworu wodorotlenku sodu dodajemy roztwór innego wskaźnika, to jest lakmusu. Obserwujemy zachodzące w czasie doświadczenia zmiany. Z kolei powtarzamy raz jeszcze powyższe doświadczenia, lecz wkraplamy nie kwas do roztworu zasady, lecz odwrotnie, zasadę do kwasu. Porównujemy wyniki wszystkich prób.

Jakie jony powodują zmianę zabarwienia zastosowanych w doświadczeniu wskaźników? Jakie jony są obecne w roztworze zasady sodowej oraz jakie jony są obecne w roztworze kwasu chlorowodorowego?

W jakim momencie następuje zmiana zabarwienia wskaźnika?

Dlaczego po dodaniu nadmiaru kwasu do roztworu zasady pojawia się odczyn kwasowy roztworu, natomiast po dodaniu nadmiaru zasady do roztworu kwasu, roztwór ma odczyn zasadowy?

Spostrzeżenia

Po dodaniu do roztworu zasady sodowej oranżu metylowego powstało żółte zabarwienie wskaźnika.

Na skutek dodawania roztworu kwasu chlorowodorowego następowała powolna zmiana barwy wskaźnika, aż do momentu, gdy od jednej kropli kwasu wskaźnik przybrał zabarwienie żółte.

Dodanie jeszcze jednej kropli roztworu kwasu spowodowałoby powstanie czerwonego zabarwienia.

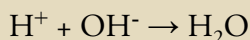
Podobnie było w przypadku zastosowania jako wskaźnika lakmusu, z tym, że w roztworze zasady sodowej miał on zabarwienie niebieskie, po czym na skutek dodawania do zasady roztworu kwasu zmienił swe zabarwienie na czerwone, które pozostało mimo dalszego dodawania roztworu kwasu.

W sytuacji odwrotnej, gdy do zlewki wprowadzono najpierw roztwór kwasu, oranż metylowy i lakmus barwiły się w nim na kolor czerwony.

W wyniku dodawania do roztworu kwasu roztworu zasady sodowej oranż metylowy zmienił swoje zabarwienie poprzez pomarańczowe do żółtego, a lakmus z czerwonego na niebieskie.

Wnioski

Zmianę zabarwienia oranżu metylowego lub lakmusu powodują obecne w roztworze jony wodorowe H^+ oraz jony wodorotlenkowe OH^- . Jony te łączą się ze sobą tworząc, cząsteczki wody:



Podczas dodawania roztworu kwasu do roztworu zasady zanika stopniowo odczyn zasadowy i w pewnym momencie roztwór ma odczyn obojętny. Po dodaniu następnej porcji kwasu, roztwór wykazuje odczyn kwasowy. Odwrotną kolejność tych zjawisk obserwujemy, gdy dodajemy zasadę do kwasu. Działanie kwasu na zasadę nazywa się reakcją chemiczną zobojętniania lub neutralizacją.

Doświadczenie 12

BADANIE PRODUKTÓW REAKCJI CHEMICZNEJ ZOBOJĘTNIANIA

Cel doświadczenia:

- zbadanie, jakie produkty powstają w wyniku reakcji chemicznej pomiędzy kwasem i zasadą.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy wodorotlenkiem sodu i kwasem chlorowodorowym w taki sposób, aby roztwór ostatecznie miał odczyn obojętny.

Ustalić, jaki związek chemiczny powstaje w wyniku powyższej reakcji chemicznej.

Napisać równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, 0,1-molowy roztwór wodorotlenku sodu, roztwór oranżu metylowego

Sprzęt: parownica, palnik gazowy, płytka metalowa, trójnóg, zlewka o pojemności 200 cm³, pipeta, bagietka szklana, cylinder miarowy o pojemności 10 cm³

Przebieg doświadczenia

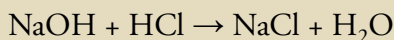
Do zlewki wlewamy około 10 cm³ roztworu wodorotlenku sodu i dodajemy kilka kropeł roztworu oranżu metylowego. Następnie do zlewki dodajemy kroplami roztwór kwasu chlorowodorowego do zmiany barwy wskaźnika odpowiadającej odczynowi obojętnemu. Powstały roztwór dokładnie mieszamy, a następnie niewielką jego część przenosimy do parownicy. Parownicę ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego do całkowitego odparowania wody. Obserwujemy, czy na dnie parownicy pozostał osad.

Spostrzeżenia

Po odparowaniu z roztworu wody, na dnie parownicy pozostała bezbarwna substancja stała.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z wodorotlenkiem sodu, a więc w wyniku w reakcji zobojętniania, powstaje odpowiednia sól i woda:



Jest to chlorek sodu, czyli sól kamienna. Jony wodorowe i wodorotlenkowe łączą się ze sobą, tworząc niezdysonowane cząsteczki wody i dlatego wskaźniki nie wykrywają ich obecności w roztworze.

Natomiast jony sodu Na⁺ oraz jony chlorkowe Cl⁻, to jony, które tworzą odpowiednią sól, w tym przypadku chlorek sodu NaCl.

Doświadczenie 13

OTRZYMYWANIE SOLI

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznych kwasów z wodorotlenkami i zapoznanie z jedną z metod otrzymywania soli.

Zadanie laboratoryjne

Mając zaproponowane odczynniki i sprzęt laboratoryjny, należy przeprowadzić reakcje chemiczne kwasów z wodorotlenkami.

Zaproponować sposób, w jaki można zbadać powstające produkty przeprowadzonych reakcji chemicznych.

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór kwasu azotowego(V), 0,1-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), 0,1 -molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, 0,1 -molowy roztwór wodorotlenku potasu, 0,1-molowy roztwór wodorotlenku sodu, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: probówki, parownice, pipety, palnik gazowy, trójnóg, siatka ceramiczna

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy około 2 cm³ roztworu zasady sodowej lub zasady potasowej oraz kilka kropel roztworu fenoloftaleiny. Następnie do probówki, której zawartość ciągle mieszamy wstrząsając nią, dodajemy pipetą po kropli, roztwór kwasu chlorowodorowego. Roztwór kwasu dodajemy do momentu odbarwienia się fenoloftaleiny. Następnie przelewamy go do małej parownicy i ogrzewamy do całkowitego odparowania wody. Podobne próby wykonujemy z wykorzystaniem kwasu azotowego(V) i siarkowego(VI). Obserwujemy pozostałość w parownicy po odparowaniu wody.

Spostrzeżenia

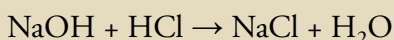
Po odparowaniu wody w parownicy pozostała bezbarwna substancja stała. Wynik doświadczenia był taki sam we wszystkich próbach.

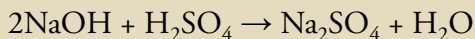
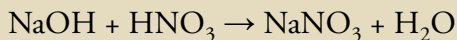
Wnioski

W reakcji chemicznej kwasu z zasadą powstaje zawsze woda i substancja o budowie jonowej, zwana solą.

W chemii solami nazywa się grupę związków chemicznych powstających w wyniku reakcji zobojętniania kwasów zasadami lub odwrotnie.

W eksperymencie zachodziły następujące reakcje chemiczne wyrażone odpowiednimi równaniami:





Doświadczenie 14

REAKCJA CHEMICZNA DWU SOLI

Cel doświadczenia:

- zbadanie, czy może zachodzić reakcja chemiczna pomiędzy dwiema różnymi solami na przykładzie węglanu sodu i siarczanu(VI) miedzi(II).

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy węglanem sodu i siarczanem(VI) miedzi(II).

Zbadać, jaki produkt powstaje w tej reakcji chemicznej, zakładając, że sole te reagują ze sobą.

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór węglanu sodu, 0,1-molowy roztwór siarczanu(VI) miedzi(II)

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy kilka cm^3 roztworu węglanu sodu, a następnie dodajemy do niego jeszcze kilka cm^3 roztworu siarczanu(VI) miedzi(II). Obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany.

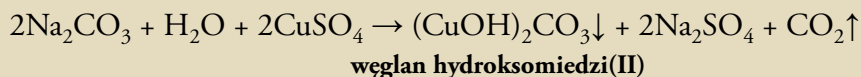
Spostrzeżenia

Po zmieszaniu roztworów węglanu sodu z siarczanem(VI) miedzi(II) powstał osad o barwie niebiesko-zielonej.

Wnioski

Musiała więc zajść reakcja chemiczna pomiędzy badanymi solami.

W wyniku tej reakcji utworzył się związek chemiczny o niebiesko-zielonej barwie:



Przedstawiona reakcja chemiczna jest jednym ze sposobów na otrzymywanie soli.

Doświadczenie 15

OTRZYMYWANIE KOLOIDOWEGO ROZTWORU WODOROTLENKU ŻELAZA(III)

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z roztworami koloidowymi.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się roztworu chlorku żelaza(III) po wprowadzeniu go do wrzącej wody.

Odczynniki: 2% roztwór chlorku żelaza(III), woda, chlorek sodu lub cukier

Sprzęt: zlewki, probówka, bagietka, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do wrzącej wody wlewamy małymi porcjami, równocześnie mieszając, 2% wodny roztwór chlorku żelaza(III). Tak otrzymany roztwór koloidowy wodorotlenku żelaza(III) wykorzystamy w następnym doświadczeniu. Dodatkowo, dla porównania, przygotowujemy roztwór chlorku sodu lub roztwór cukru.

Doświadczenie 16

BADANIE EFEKTU TYNDALLA

Cel doświadczenia

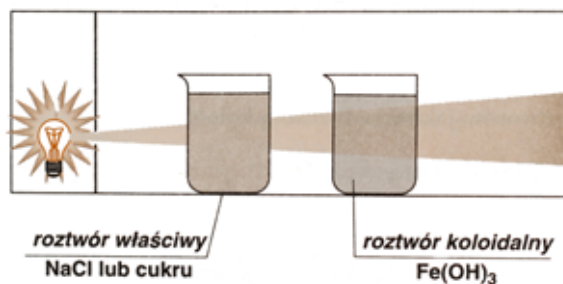
- wykazanie różnicy, jaka istnieje między roztworem właściwym a roztworem koloidowym,
- identyfikacja roztworów koloidowych na podstawie efektu Tyndalla.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się wiązki światła padającej na otrzymany roztwór wodorotlenku żelaza(III).

Przebieg doświadczenia

W komorze do badania efektu Tyndalla ustawiamy dwie kuwety lub dwie zlewki, z których jedna zawiera roztwór właściwy soli kamiennej, a druga roztwór koloidowy wodorotlenku żelaza(III). Następnie włączamy żarówkę i przez otwór w bocznej ścianie komory obserwujemy promień światła, który przechodzi przez szczelinę i kolejno przez ustawione kuwety lub zlewki.



Rys. 2. Badanie efektu Tyndalla

Obserwujemy, w jaki sposób wiązka światła przechodzi przez roztwór właściwy, a w jaki przez roztwór koloidowy. Dlaczego tak się dzieje.

Informacje szczegółowe

Komorę do badania efektu Tyndalla można wykonać ze sklejki. W jednej trzeciej długości komory umieszczamy przegrodę z małą szczeliną. Montujemy żarówkę, lecz źródłem światła może być także rzutnik przeźroczny lub komputerowy rzutnik multimedialny. Drugą część komory służy do ustawiania zlewek lub kuwet z badanymi roztworami.

Spostrzeżenia

Wiązka światła przechodziła bez przeszkód przez roztwór właściwy.

W przypadku koloidowego roztworu wodorotlenku żelaza(III), wiązka światła ulegała rozproszeniu na większych cząstkach tego roztworu.

Dzięki temu można było zaobserwować drogę wiązki świetlnej przechodzącej przez roztwór koloidalny.

Powstała jasna smuga w kształcie stożka, która nosi nazwę stożka Tyndalla.

Wnioski

Cząstki koloidu zawarte w roztworach koloidowych mają zdolność rozpraszania światła.

Tej zdolności nie wykazują roztwory właściwe.

Badanie efektu Tyndalla pozwala odróżnić roztwory właściwe od roztworów koloidowych.

Doświadczenie 17

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI RÓŻNYCH SUBSTANCJI STAŁYCH W WODZIE

Cel doświadczenia

- zbadanie rozpuszczalności różnych soli.

Zadanie laboratoryjne

Mając podane w doświadczeniu sole, należy zbadać ich rozpuszczalność w wodzie. Ustalić, jak można podzielić substancje chemiczne pod względem ich rozpuszczalności?

Odczynniki: woda, sól kamienna, siarczan(VI) miedzi(II), siarczan(VI) magnezu, siarczan(VI) wapnia, siarczan(VI) baru, węgiel wapnia, manganian(VII) potasu

Sprzęt: probówki, bagietki szklane, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Do probówek z około 10 cm³ wody wsypujemy kolejno po około 1 g wymienionych wyżej soli. Następnie dokładnie mieszamy zawartości wszystkich

próbówek i odstawiamy je do statywu. Obserwujemy, jakie zmiany zaszły w poszczególnych próbkach.

Spostrzeżenia

Sól kamienna rozpuściła się w wodzie, tworząc klarowny roztwór; siarczan(VI) miedzi(II) również rozpuścił się w wodzie, a roztwór przyjął niebieskie zabarwienie; siarczan(VI) magnezu rozpuszczał się w wodzie nieco gorzej niż poprzednie badane sole; siarczan(VI) baru utworzył zawiesinę w wodzie podobnie jak węglan wapnia; natomiast manganian(VII) potasu bardzo dobrze rozpuścił się w wodzie, nadając roztworowi fioletowe zabarwienie.

Wnioski

Różne sole można podzielić na sole dobrze i słabo rozpuszczalne w wodzie. Słabą rozpuszczalność w wodzie mają na przykład siarczan(VI) baru lub węglan wapnia. Dzięki temu siarczan(VI) baru można łatwo odróżnić od siarczanu(VI) magnezu, który rozpuszcza się w wodzie.

Doświadczenie 18

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI JEDNAKOWYCH ILOŚCI RÓŻNYCH SOLI W TAKIEJ SAMEJ MASIE WODY I TEMPERATURZE

Cel doświadczenia

- wykazanie różnej rozpuszczalności różnych soli w jednakowych warunkach

Zadanie laboratoryjne

Mając zaproponowane w doświadczeniu sole, zbadać ich rozpuszczalność w temperaturze pokojowej, w określonej ilości wody i zdecydować, na podstawie wyników otrzymanych z doświadczenia, od czego zależy w badanym przypadku rozpuszczalność soli.

Odczynniki: chlorek sodu, uwodniony siarczan(VI) miedzi(II), węglan magnezu, azotan(V) potasu, siarczan(VI) wapnia

Sprzęt: probówki, bagietki szklane, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Do pięciu probówek wsypujemy kolejno po 3 g: do probówki pierwszej chlorku sodu, do drugiej siarczanu(VI) miedzi(II), do trzeciej węglanu magnezu, do czwartej, azotan(V) potasu, a do piątej siarczanu(VI) wapnia. Następnie do każdej probówki wlewamy dokładnie po 20 cm³ wody o temperaturze pokojowej i zawartość każdej z nich mieszamy bagietką.

Probówki pozostawiamy nieruchome na jakiś czas w statywie, po czym obserwujemy zmiany, jakie w nich zaszły.

Spostrzeżenia

Można zaobserwować, że w dwóch probówkach, to jest w probówce z siarczanem(VI) miedzi(II) i z azotanem(V) potasu powstał klarowny roztwór przy całkowitym rozpuszczeniu się tych soli.

W trzech pozostałych probówkach, to jest z chlorkiem sodu, węglanem magnezu oraz siarczanem(VI) wapnia sole te rozpuściły się tylko częściowo, pozostawiając na dnie probówki osad.

Wnioski

W tych samych warunkach, to jest w tej samej temperaturze i w tej samej ilości rozpuszczalnika rozpuszczają się różne ilości poszczególnych substancji.

Masę (wyrażoną w gramach) substancji rozpuszczanej w danych warunkach w 100 g rozpuszczalnika, tworzącą roztwór nasycony, nazywamy jej rozpuszczalnością.

Rozpuszczalność zależy od rodzaju substancji rozpuszczanej.

Doświadczenie 19

ROZPUSZCZANIE RÓŻNYCH SUBSTANCJI W WODZIE

Cel doświadczenia

- wykazanie różnej rozpuszczalności różnych substancji stałych w wodzie w zależności od ich rodzaju.

Zadanie laboratoryjne

Ustalić, od czego zależy różna rozpuszczalność substancji użytych do doświadczenia? W celu uzyskania odpowiedzi na to pytanie, należy zaplanować odpowiednie doświadczenie i wykonać je.

Odczynniki: sproszkowana kreda, denaturat, olej słonecznikowy, kwas cytrynowy, benzyna, sól kamienna

Sprzęt: probówki, statyw do probówek, pipety

Przebieg doświadczenia

Do sześciu probówek umieszczonych w statywie dodajemy jednakową ilość wody, na przykład po 10 cm^3 . Następnie kolejno do probówek dodajemy: do pierwszej, szczyptę sproszkowanej kredy, do drugiej, 1 cm^3 denaturatu, do trzeciej, 1 cm^3 oleju słonecznikowego, do czwartej, szczyptę kwasu cytrynowego, do piątej, 1 cm^3 benzyny oraz do probówki szóstej, szczyptę soli kamiennej. Pozostawiając probówki w statywie, obserwujemy, jakie zachodzą w nich zmiany.

Spostrzeżenia

Kreda nie rozpuściła się w wodzie, tworzy w niej zawiesinę.

Denaturat rozpuszczał się w wodzie bardzo dobrze, tworząc klarowny i przejrzysty roztwór. Olej słonecznikowy pływał na powierzchni wody i nie rozpuszczał się w wodzie.

Kwas cytrynowy rozpuścił się całkowicie w wodzie.

Sól kamienna rozpuściła się w wodzie, lecz proces rozpuszczania trwał nieco dłużej niż proces rozpuszczania się kwasu cytrynowego.

Benzyna, podobnie jak olej, nie rozpuszcza się w wodzie i tworzy na jej powierzchni cienką warstwę.

Wnioski

Niektóre substancje rozpuszczają się w wodzie, a inne nie.

To czy dana substancja rozpuszcza się w wodzie oraz w jakim stopniu proces rozpuszczania zachodzi, zależy między innymi od rodzaju substancji rozpuszczanej.

Doświadczenie 20

PRÓBA ROZPUSZCZENIA DENATURATU I BENZYNY W WODZIE

Cel doświadczenia

- udzielenie odpowiedzi na pytanie: dlaczego woda dla jednych substancji jest rozpuszczalnikiem, a dla innych nie?

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić próby rozpuszczania denaturatu i benzyny w wodzie, i na podstawie wyników obu prób ustalić, która z rozpuszczanych substancji ma cząsteczki o budowie podobnej do budowy cząsteczek wody.

Odczynniki: denaturat, benzyna, woda

Sprzęt: dwie probówki, pipety

Przebieg doświadczenia

Do dwóch probówek wlewamy kilka cm^3 wody, a następnie do jednej dodajemy 2 cm^3 benzyny, a do drugiej 2 cm^3 denaturatu.

Zawartość probówek lekko wstrząsamy i pozostawiamy na kilka minut. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

Denaturat rozpuszcza się w wodzie, a benzyna nie wykazuje tej właściwości.

Wnioski

Cząsteczki denaturatu mają pewne podobieństwo do cząsteczek wody i dlatego alkohol bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie.

Mówimy wtedy, że podobne rozpuszcza podobne.

Cząsteczki benzyny nie mają wspólnych cech z cząsteczkami wody.

Nie są do nich podobne.

Dlatego benzyna nie rozpuszcza się w wodzie.

Doświadczenie 21

WPLYW STOPNIA ROZDROBNIENIA SUBSTANCJI STAŁYCH NA Szybkość ICH ROZPUSZCZANIA W WODZIE

Cel doświadczenia

- obserwacja wpływu rozdrobnienia substancji stałej na szybkość rozpuszczania się tej substancji w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie, które będzie potwierdzeniem tezy o wpływie stopnia rozdrobnienia substancji stałej na szybkość jej rozpuszczania się w wodzie.

Odczynniki: siarczan(VI) miedzi(II)

Sprzęt: dwie probówki, porcelanowy moździerz, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Wybieramy dwa duże, o podobnej wielkości, kryształy siarczanu(VI) miedzi(II). Jeden z nich wkładamy do probówki, a drugi rozcieramy w moździerzu i powstały proszek przenosimy do drugiej probówki. Następnie do probówek dodajemy jednakową ilość wody o tej samej temperaturze i wstawiamy do statywu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

W probówce z rozdrobnionym siarczanem(VI) miedzi(II) kryształy bardzo szybko zanikały, a rozwór szybciej zabarwiał się na kolor niebieski niż w probówce z dużymi kryształami tej soli

Wnioski

Rozdrobnienie substancji stałej stworzyło cząsteczkom wody lepszy dostęp do niej.

Ułatwiło przechodzenie tej substancji stałej do roztworu.

Dlatego rozdrobnienie substancji stałej przyspiesza proces rozpuszczania tej substancji w wodzie.

Doświadczenie 22

BADANIE WPŁYWU MIESZANIA NA SZYBKOŚĆ ROZPUSZCZANIA SUBSTANCJI STAŁYCH W WODZIE

Cel doświadczenia

- obserwacja wpływu szybkości mieszania roztworu na szybkość rozpuszczania się substancji stałej.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać wpływ mieszania na szybkość rozpuszczania się substancji stałej w wodzie. Wyjaśnić, dlaczego substancje stałe szybciej rozpuszczają się w wodzie, podczas mieszania roztworu.

Odczynniki: siarczan(VI) miedzi(II)

Sprzęt: dwie probówki, statyw do probówek, korek do probówki

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek sypimy jednakowe ilości utartego w moździerzu siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie wlewamy do nich takie same ilości wody (na przykład po 10 cm³) o tej samej temperaturze. Zawartość jednej z probówek intensywnie mieszamy, natomiast drugą probówkę pozostawiamy w statywie bez mieszania. Jakie obserwujemy zmiany?

Spostrzeżenia

W probówce, której zawartość była mieszana, następowało szybkie rozpuszczanie się kryształów soli.

Objawiało się to intensywnym zabarwianiem się roztworu na kolor niebieski. Substancja stała, pozostawiona w probówce drugiej bez dodatkowego mieszania, rozpuszczała się bardzo powoli, wciąż widoczne były nie rozpuszczone kryształy siarczanu(VI) miedzi(II).

Wnioski

Mieszanie powoduje przyspieszenie procesu rozpuszczania się określonej substancji stałej w wodzie.

Doświadczenie 23

SPORZĄDZANIE WODNYCH ROZTWORÓW RÓŻNYCH SUBSTANCJI

Cel doświadczenia

- przygotowywanie wodnych roztworów różnych substancji stałych
- badanie wpływu różnych czynników na szybkość rozpuszczania się tych substancji.

Zadanie laboratoryjne

Mając chlorek sodu oraz manganian(VII) potasu, wykonaj eksperyment ukazujący wpływ stopnia rozdrobnienia tych substancji, temperatury roztworu oraz mieszania na szybkość rozpuszczania substancji stałej.

Odczynniki: chlorek sodu, gruboziarnisty oraz bardzo drobno zmielony manganian(VII) potasu, woda

Sprzęt: sześć probówek, bagietka, palnik, cienki drut, zlewka, łąpy drewniane do probówek

Przebieg doświadczenia

1. Sporządzanie roztworów chlorku sodu.

Przygotowujemy po kilka jednogramowych próbek chlorku sodu gruboziarnistego i bardzo drobno zmielonego. Porównujemy czas rozpuszczania się dwu próbek soli o różnym rozdrobnieniu. Następnie porównujemy czas rozpuszczania się próbek soli o tym samym rozdrobnieniu, mieszając jeden roztwór bagietką, a drugi pozostawiając bez mieszania. W dalszej próbie porównujemy czas rozpuszczania się próbek soli przygotowanych jak poprzednio, lecz w wodzie o temperaturze pokojowej i w wodzie gorącej.

Informacje szczegółowe

Podczas wykonywania tego eksperymentu można odnieść się do zagadnień związanych z wcześniej omawianymi rodzajami mieszanin i zwrócić uwagę na fakt, że substancje rozpuszczone w wodzie tworzą z nią mieszaninę jednorodną. Porównując czas rozpuszczania dwu próbek substancji o różnym rozdrobnieniu, należy tak postąpić, aby w obu przypadkach stosowane były te same ilości wody

o takiej samej temperaturze. Badając wpływ mieszania substancji na szybkość rozpuszczania, należy przyjąć założenie, że w obu przypadkach użyte są do doświadczenia te same ilości wody o jednakowej temperaturze oraz że substancje badane mają jednakowy stopień rozdrobnienia. W ostatnim etapie, gdy bada się wpływ temperatury na szybkość rozpuszczania, oprócz temperatury, pozostałe warunki powinny być jednakowe dla obu prób.

Spostrzeżenia

Próbka drobno zmielonej soli rozpuściła się szybciej niż sól grubokryształiczna. Wskutek mieszania sól również rozpuszczała się szybciej niż w próbie wykonywanej bez mieszania. W gorącej wodzie proces rozpuszczania zachodził szybciej niż w wodzie zimnej.

Wnioski

Szybkość rozpuszczania się soli w wodzie zależy od stopnia rozdrobnienia soli, temperatury roztworu, a także od tego, czy roztwór dodatkowo jest mieszany. We wszystkich przypadkach otrzymano roztwór chlorku sodu w wodzie. Substancją rozpuszczaną był chlorek sodu, natomiast woda spełniała funkcję rozpuszczalnika.

2. Sporządzanie roztworu manganianu(VII) potasu.

Duży kryształ manganianu(VII) potasu wiążemy na końcu cienkiego drutu i zanurzamy tuż pod powierzchnią wody w zlewce. Obserwujemy, jakie zachodzą zmiany, oraz po jakim czasie zabarwienie roztworu będzie jednakowe w całej jego objętości.

Zastanów się, dlaczego proces ten trwa tak długo.

Spostrzeżenia

Od zawieszonoego kryształu manganianu(VII) potasu przesuwająca się barwna smuga, która docierała stopniowo do dna zlewki i równomiernie po dnie rozprzestrzeniała się.

Po upływie dłuższego czasu fioletowe zabarwienie zajmowało całą objętość wody w zlewce, co można było zaobserwować dzięki równomiernemu zabarwieniu całego roztworu na ten kolor.

Wnioski

Kryształ manganianu(VII) potasu rozpuszcza się w wodzie.

Powstaje roztwór wodny o charakterystycznym fioletowym zabarwieniu.

Wyrównanie zabarwienia w całej objętości roztworu następowało dość długo, ponieważ kryształ nie był rozdrobniony, temperatura użytej wody była pokojowa, a roztworu nie mieszano.

Mieszaniny: chlorku sodu w wodzie i manganianu(VII) potasu w wodzie są mieszaninami jednorodnymi.

Doświadczenie 24

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI RÓŻNYCH SUBSTANCJI W TEJ SAMEJ ILOŚCI WODY O JEDNAKOWEJ TEMPERATURZE

Cel doświadczenia:

- wykazanie różnej rozpuszczalności substancji stałych w wodzie w zależności od rodzaju tych substancji, użytej do rozpuszczenia ilości substancji w danej objętości wody oraz od temperatury.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić, czy w danej ilości wody, w odpowiednich warunkach, można rozpuścić dowolną ilość określonej substancji stałej.

Zbadać, co można zrobić, aby w tej samej ilości wody rozpuścić większą ilość substancji

Odczynniki: sól kamienna, cukier

Sprzęt: dwie zlewki, bagietki szklane, pipeta

Przebieg doświadczenia

Do dwu zlewek wlewamy po około 10 cm³ wody. Do jednej z nich wsypujemy małą porcję soli kamiennej, a do drugiej podobną porcję cukru. Powstające roztwory intensywnie mieszamy. Gdy substancje całkowicie rozpuszczą się, dodajemy następne porcje, obserwując za każdym razem, czy uległy rozpuszczeniu. W momencie gdy zarówno sól, jak i cukier nie będą chciały się już rozpuszczać,

ogrzewamy obie zlewki. Obserwujemy, co stanie się z nie rozpuszczonymi substancjami. Gdy osad się rozpuści, dodajemy jeszcze małe porcje obu substancji do odpowiednich roztworów.

Spostrzeżenia

Pierwsze porcje dodawanych substancji do określonej objętości wody rozpuszczały się bardzo szybko.

Kolejne, dodawane ilości poszczególnych substancji rozpuszczały się coraz wolniej aż do momentu, gdy następna ilość dodanej substancji już się w roztworze nie rozpuściła i pozostała w nim w postaci osadu.

Ogrzanie obu zlewek spowodowało dalsze rozpuszczanie się substancji w tej samej ilości wody, jaką użyto na początku do doświadczenia.

Wnioski

Cukier łatwiej rozpuszcza się w wodzie niż sól kamienna.

Można go dużo więcej rozpuścić w tej samej ilości wody niż soli.

Rozpuszczalność cukru w wodzie jest lepsza niż rozpuszczalność soli kamiennej.

W celu zwiększenia w danych warunkach rozpuszczalności substancji stałej, można podwyższyć temperaturę roztworu.

Żadnej substancji stałej nie można wprowadzać do roztworu w ilościach nieograniczonych.

Doświadczenie 25

OTRZYMYWANIE UKŁADU HOMOGENICZNEGO I MIESZANINY HETEROGENICZNEJ Z SIARKĄ JAKO SKŁADNIKIEM

Cel doświadczenia:

- otrzymanie roztworu stanowiącego układ homogeniczny oraz przekształcenie go w układ heterogeniczny.

Zadanie laboratoryjne

Mając wymienione niżej odczynniki chemiczne, należy zaproponować sposób otrzymywania roztworu siarki i następnie sposób przekształcenia tego roztworu w układ heterogeniczny.

Odczynniki: krystaliczna siarka, alkohol metylowy, woda

Sprzęt: zlewki o pojemności 200 cm³, bagietki szklane, cylinder miarowy

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wsypujemy 0,5 g krystalicznej siarki, a następnie wlewamy do niej 50 cm³ alkoholu metylowego. Obserwujemy powstałe w zlewce zmiany. Następnie do zlewki dodajemy jeszcze 50 cm³ wody i dokładnie mieszamy. Obserwujemy zachodzące zjawisko.

Spostrzeżenia

W wyniku mieszania siarki z alkoholem metylowym nastąpiło jej rozpuszczenie z utworzeniem klarownego roztworu.

Z kolei dodanie do tego układu wody było przyczyną powstania wyraźnego zmętnienia.

Wnioski

Siarka rozpuszcza się w alkoholu, tworząc klarowny roztwór właściwy, który jest układem homogenicznym.

Dodanie do tego układu wody spowodowało pojawienie się zmętnienia.

Powstało ono na skutek wytworzenia się mieszaniny siarki z roztworem alkoholu metylowego w wodzie, ponieważ siarka w wodzie się nie rozpuszcza.

Powstał układ heterogeniczny, to jest taki, w którym składniki znajdują się w różnych stanach skupienia.

Doświadczenie 26

OTRZYMYWANIE MIESZANIN Z SUBSTANCJI O RÓŻNYM STOPNIU ROZDROBNIENIA

Cel doświadczenia:

- zapoznanie się z mieszaninami o różnym stopniu rozdrobnienia ich składników oraz otrzymanie takich mieszanin.

Zadanie laboratoryjne

Mieszając z wodą zaproponowane substancje, należy zbadać wygląd powstałych mieszanin i określić ich zewnętrzne cechy.

Odczynniki: cukier, żelatyna spożywcza, utarta kreda (węglan wapnia)

Sprzęt: zlewki o pojemności 200 cm³, bagietki szklane

Przebieg doświadczenia

Do trzech zlewek nalewamy po około 100 cm³ wody, a następnie wsypujemy do nich kolejno: do pierwszej 2 g cukru, do drugiej 2 g żelatyny, a do trzeciej 2 g utartej kredy. Zawartości zlewek dokładnie mieszamy i obserwujemy powstające zmiany. Odstawiamy zlewki na około godzinę i ponownie obserwujemy ich zawartości.

Spostrzeżenia

Cukier rozpuścił się w wodzie, tworząc klarowny układ w postaci roztworu .

Żelatyna rozpuściła się w wodzie, lecz roztwór jest lekko opalizujący.

Natomiast kreda z wodą utworzyła układ o dużym stopniu zmętnienia.

Po upływie godziny w zlewkach z klarownym roztworem cukru oraz z klarownym, opalizującym roztworem żelatyny nie zaszły żadne zmiany, a w zlewce trzeciej, w której obserwowano zmętnienie, osad opadł na dno, a nad osadem pojawiła się klarowna ciecz.

Wnioski

Roztwór cukru w wodzie jest roztworem właściwym, następny roztwór żelatyny w wodzie tworzy z nią układ koloidowy.

Mieszanina kredy z wodą tworzy zawiesinę.

Doświadczenie 27

OBSERWACJA MIESZANIN CUKIER - WODA, ŻELATYNA - WODA I KREDA - WODA W ŚWIETLE PRZECHODZĄCYM

Cel doświadczenia:

- badanie zachowania się wiązki światła przechodzącej przez różnego typu mieszaniny

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując układy homogeniczne i heterogeniczne otrzymane w poprzednim doświadczeniu, należy zbadać, jak zachowa się wiązka światła przechodząca przez te układy.

Odczynniki: układ homogeniczny cukier - woda, układ koloidalny żelatyna - woda, układ heterogeniczny kreda - woda

Sprzęt: zlewki, źródło światła, płytką z wąską szczeliną do przepuszczania wiązki światła białego

Przebieg doświadczenia

Przez zlewki, w których znajdują się poszczególne mieszaniny przepuszczamy wąską wiązkę światła białego.

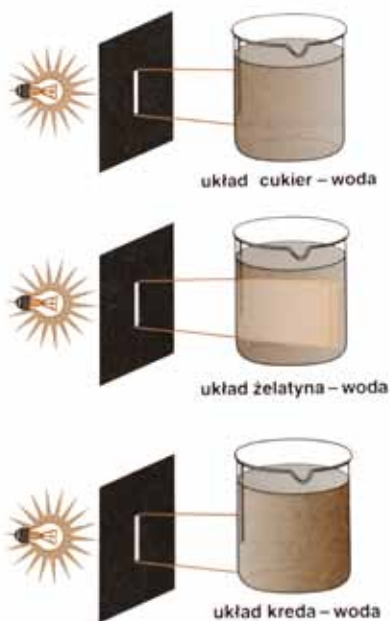
Obserwujemy zachowanie się wiązki światła w poszczególnych układach.

Spostrzeżenia

W zlewce z roztworem cukru wiązka światła przechodziła przez ścianki zlewki i mieszaninę bez zmian.

W zlewce, w której znajdował się układ żelatyna-woda, wiązka światła, przechodząc przez ten układ, ulegała ugięciu i rozproszeniu, a w roztworze zaobserwowano pojawienie się stożkowej smugi świetlnej.

W świeżo wymieszanym układzie kredy z wodą światło przechodząc przez mieszaninę, odbijało się i rozpraszało we wszystkich kierunkach, lecz nie zaobserwowano tworzenia się stożka świetlnego.



Rys. 3. Obserwacja różnych mieszanin w świetle przechodzącym

Wnioski

Wiązka światła przechodząc przez roztwór właściwy, jakim jest jednorodny układ cukier-woda, nie ulega żadnym zmianom.

W roztworze żelatyny z wodą, który jest układem koloidowym, wiązka światła tworzy stożkową smugę zwaną efektem Tyndalla, od nazwiska uczonego, który pierwszy opisał to zjawisko.

W zawiesinach, których przykładem jest układ kreda-woda, następuje odbicie światła na dużych cząstkach osadu.

Doświadczenie 28

PRÓBA ROZDZIELANIA UKŁADÓW DYSPERSYJNYCH POPRZEZ SĄCZENIE

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie próby rozdzielania składników różnych układów dyspersyjnych za pomocą sączenia

Zadanie laboratoryjne

Mając podane niżej układy dyspersyjne, należy rozdzielić ich składniki stosując w tym celu sączenie.

Odczynniki: roztwór cukru, roztwór żelatyny w wodzie, zawiesina kredy w wodzie

Sprzęt: lejki szklane, zlewki, bagietki, sączi wykonane z bibuły filtracyjnej, statywy

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy trzy zestawy do sączenia, składające się z lejka umieszczonego na statywie, zlewki i bagietki. Następnie w pierwszym zestawie sącimy wodny roztwór cukru, wlewając go po bagietce na sączeek umieszczony w lejku. Do drugiego zestawu wlewamy na sączeek roztwór żelatyny w wodzie, a do trzeciego, zawiesinę kredy w wodzie. Obserwujemy, jakie efekty sączenia wszystkich roztworów.

Spostrzeżenia

W przypadku sączenia wodnego roztworu cukru przesącz był klarowny, a na sączku nie zaobserwowano osadu.

W wyniku sączenia roztworu żelatyny, przesącz był klarowny i opalizujący.

W przypadku sączenia zawiesiny kredy w wodzie, przesącz był klarowny, lecz na sączku pozostał biały osad kredy.

Wnioski

Tylko cząstki kredy są tak duże, że nie przenikają przez pory w bibule filtracyjnej. Kreda tworzy z wodą zawiesinę.

Cząstki substancji zdyspergowanej w układzie żelatyna-woda mają tak małe rozmiary, że przechodzą przez pory bibuły filtracyjnej, jednak są na tyle duże, że światło ulega na nich rozproszeniu.

Klarowność układu cukier-woda świadczy o tym, że cząstki substancji zdyspergowanej są tak małe, iż przechodzą przez pory bibuły filtracyjnej.

Nie stanowią one też przeszkody na drodze wiązki światła (co wynika z poprzedniego doświadczenia).

Przeprowadzone doświadczenie, jak i poprzednie dowodzą, że o właściwościach układów decyduje w dużej mierze wielkość cząstek substancji rozproszonej w danym układzie.

Doświadczenie 29

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI CHLORKU SODU W WODZIE

Cel doświadczenia

- sprawdzenie, czy chlorek sodu może w sposób nieograniczony rozpuszczać się w wodzie

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać czy chlorek sodu może rozpuszczać się bez ograniczeń w określonej ilości wody. Ustalić czy wszystkie porcje soli udało się rozpuścić w danej ilości wody? Ile porcji soli rozpuściło się całkowicie? Obserwować zmiany w zlewce po dodaniu do niej ostatniej porcji soli. Ustalić jak można nazwać roztwór, w którym rozpuściła się maksymalna ilość soli?

Odczynniki: chlorek sodu

Sprzęt: zlewka o pojemności 200 cm³, bagietka szklana, waga laboratoryjna

Przebieg doświadczenia

Odważamy na wadze laboratoryjnej cztery dziesięciogramowe porcje chlorku sodu. Następnie do zlewki zawierającej 100 cm³ wody wsypujemy pierwszą porcję soli i mieszamy roztwór bagietką. Po całkowitym rozpuszczeniu się soli powtarzamy czynność z drugą, trzecią i czwartą porcją soli, obserwując co dzieje się w powstającym roztworze.

Spostrzeżenia

Po wsypaniu pierwszej porcji, to jest 10 g chlorku sodu do 100 cm³ wody i intensywnym mieszaniu, nastąpiło całkowite rozpuszczenie się soli w wodzie. Podobnie było z drugą porcją soli.

Po dodaniu trzeciej porcji soli do roztworu zaobserwowano wolniejsze jej rozpuszczanie się. Natomiast po dodaniu ostatniej porcji chlorku sodu tylko jego część uległa rozpuszczeniu.

Na dnie zlewki pozostała pewna ilość nierozpuszczonej soli.

Wnioski

Rozpuszczalność soli w wodzie jest ograniczona.

Roztwór, w którym rozpuszczona jest maksymalna ilość substancji, nazywamy roztworem nasyconym.

W nasyconym roztworze, w określonej temperaturze, że mimo mieszania roztworu pozostają w nim kryształy nie rozpuszczonej soli.

Doświadczenie 30

OTRZYMYWANIE PRZESYCONEGO ROZTWORU OCTANU SODU

Cel doświadczenia:

- otrzymanie roztworu przesyconego z roztworu nasyconego w określonych stałych warunkach

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać próbę otrzymania nasyconego roztworu octanu sodu, a następnie przekształć go w roztwór przesycony. W doświadczeniu wykorzystać krzywe rozpuszczalności substancji stałych.

Odczynniki: bezwodny octan sodu

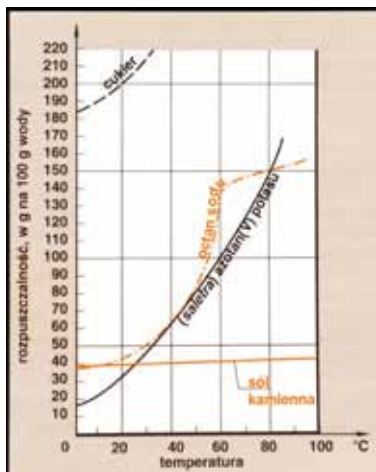
Sprzęt: probówki, zlewka, korki do probówek, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy 3 cm³ wody i wsypujemy 3 g octanu sodu. Następnie probówkę wstawiamy do zlewki z gorącą wodą. Po rozpuszczeniu się octanu sodu, przelewamy połowę roztworu do drugiej probówki. Obie probówki zatykamy korkami i umieszczamy w statywie, pozostawiając je do ochłodzenia. Obserwujemy, czy po ochłodzeniu w obu probówkach zachodzą jakieś zmiany.

Spostrzeżenia

W probówkach po ochłodzeniu nie zaszły żadne zmiany, a roztwory pozostały nadal klarowne.



Rys. 4. Krzywe rozpuszczalności różnych soli

Wnioski

Biorąc pod uwagę krzywą rozpuszczalności octanu sodu, po oziębieniu tego roztworu część substancji powinna wykrystalizować.

Otrzymano roztwór przesycony substancji użytej w doświadczeniu.

Roztworem przesyconym nazywamy taki roztwór, w którym znajduje się więcej substancji rozpuszczonej niż w roztworze nasyconym.

Doświadczenie 31

WYDZIELANIE KRYSTAŁÓW SUBSTANCJI ROZPUSZCZONEJ Z ROZTWORU PRZESYCONEGO

Cel doświadczenia

- zapoznanie się ze sposobem otrzymywania kryształów substancji znajdującej się w roztworze przesyconym.
- zapoznanie się z wpływem różnych czynników na przyspieszenie procesu krystalizacji

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jakie zjawisko zachodzi podczas pocierania bagietką o ścianki naczynia, w którym znajduje się przesycony roztwór octanu sodu.

Odczynniki: bezwodny octan sodu

Sprzęt: dwie zlewki o pojemności 100 cm^3 , palnik gazowy, płytka metalowa, trójnóg, bagietka szklana

Przebieg doświadczenia

Do dwóch zlewek wlewamy kolejno po 100 cm^3 wody i do każdej z nich dodajemy po 100 g bezwodnego octanu sodu. Obie zlewki podgrzewamy do wrzenia, aż do całkowitego rozpuszczenia się octanu sodu. Następnie przerywamy ogrzewanie i pozostawiamy zlewki z roztworami do ochłodzenia, zwracając uwagę na to, aby w tym czasie roztworów nie poruszać.

Po wystygnięciu roztworów, do jednego z nich wrzucamy mały kryształ octanu sodu, a do drugiego wkładamy bagietkę szklaną i lekko pocieramy nią o ścianki zlewki. Obserwujemy, jakie zachodzą zmiany. Próbuje wyjaśnić, co jest przyczyną zachodzącego zjawiska, mając na względzie krzywą rozpuszczalności octanu sodu w wodzie.

Spostrzeżenia

Zarówno w pierwszej zlewce, natychmiast po wrzuceniu kryształu octanu sodu, jak i w drugiej zlewce, już przy pierwszym potarciu bagietką o ścianki zlewki, nastąpiła gwałtowna krystalizacja octanu sodu.

Powstały kryształy o charakterystycznym kształcie igieł.

Wnioski

Biorąc pod uwagę krzywą rozpuszczalności octanu sodu w wodzie, można stwierdzić, że w zaproponowanych warunkach eksperymentu powstał roztwór przesycony użytej soli.

Ponieważ przesycone roztwory substancji rozpuszczonych są nietrwałe, a zaburzenie stabilności takiego roztworu, poprzez wrzucenie kryształu do roztworu, pocieranie bagietką o ścianki naczynia, w którym znajduje się roztwór przesycony, a nawet rozchodzące się dźwięki, które docierają do roztworu, powoduje krystalizację nadmiaru rozpuszczonej substancji.

Doświadczenie 32

KRYSTALIZACJA SIARCZANU(VI) SODU

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie procesu krystalizacji substancji stałej rozpuszczonej w wodzie

Zadanie laboratoryjne

Należy przygotować nasycony roztwór siarczanu(VI) sodu i przeprowadzić proces jego krystalizacji w wyniku obniżenia jego temperatury. Ustalić jak można zapoczątkować proces krystalizacji w roztworze nasyconym?

Odczynniki: woda, uwodniony siarczan(VI) sodu

Sprzęt: zlewka o pojemności 100 cm³, wata, kolba stożkowa o pojemności 100 cm³, bagietka szklana, termometr, trójnóg, płytka metalowa, palnik gazowy, zestaw laboratoryjny do sączenia

Przebieg doświadczenia

Wsypujemy do zlewki 50 g siarczanu(VI) sodu i wlewamy do niej 50 cm³ wody. Zawartość zlewki ogrzewamy do temperatury 47°C, po czym gorący roztwór sączymy, zbierając przesącz w kolbie stożkowej. Następnie wylot kolby zatykamy zwitkiem waty i ponownie ogrzewamy roztwór, aż do jego wrzenia. Z kolei bardzo ostrożnie, unikając wstrząsów, odstawiamy naczynie do ochłodzenia do temperatury pokojowej. Po ochłodzeniu się roztworu ostrożnie wyjmujemy z kolby zwitek waty i do roztworu wrzucamy dwa małe kryształy siarczanu(VI) sodu.

Spostrzeżenia

Rozpuszczając siarczan(VI) sodu w podanej ilości wody, otrzymaliśmy roztwór nasycony tej soli.

Ostrożne ochłodzenie powstałego roztworu nie spowodowało żadnych zmian. Dopiero wrzucenie do roztworu kryształu użytej w doświadczeniu soli spowodowało gwałtowną krystalizację roztworu.

Wnioski

Ochłodzony, nasycony roztwór zachowywał się tak, jak roztwór nie będący

w stanie nasycenia.

Wystarczył jednak tylko jeden czynnik, który wyprowadza układ ze stanu równowagi, aby nastąpił szybki proces krystalizacji.

Jest to zgodne z zachowaniem się roztworu nasyconego w danej temperaturze, który poddano ochłodzeniu.

Abym proces krystalizacji mógł się rozpocząć, w roztworze powinny znajdować się zarodki krystalizacji.

Doświadczenie 33

BADANIE WPŁYWU TEMPERATURY NA ROZPUSZCZALNOŚĆ GAZÓW W WODZIE

Cel doświadczenia:

- zbadanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując wyszczególniony w doświadczeniu sprzęt laboratoryjny, należy zaproponować przeprowadzenie próby rozpuszczania tlenku węgla(IV) oraz tlenu w wodzie. Ustalić, w jaki sposób wzrost temperatury wpływa na rozpuszczalność badanych gazów w wodzie?

Odczynniki: woda wodociągowa (z kranu), woda mineralna gazowana

Sprzęt: zlewki o pojemności 250 cm³, trójnóg, płytka metalowa, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Na stole stawiamy dwie suche zlewki i do pierwszej z nich wlewamy wodę mineralną, a do drugiej wodę z kranu. Obserwujemy zawartości obu zlewek. Następnie zlewki stawiamy na płytce metalowej i podgrzewamy je. Sprawdzamy, czy w zlewkach zachodzą określone zmiany.

Spostrzeżenia

Po wlaniu do zlewki wody mineralnej z roztworu wydzielają się pęcherzyki gazu. Podgrzanie roztworu spowodowało jeszcze szybsze wydzielanie się tych pęcherzyków.

Natomiast po wlaniu do zlewki wody z kranu nie wydzielały się żadne pęcherzyki, lecz już nieznaczne podgrzanie wody spowodowało powstanie pęcherzyków substancji gazowej.

Wnioski

W wyniku ogrzewania wody mineralnej i wody wodociągowej wydzielają się z nich rozpuszczone gazy: tlenek węgla(IV) oraz odpowiednio tlen. Wraz ze wzrostem temperatury, maleje rozpuszczalność gazów w wodzie.

Doświadczenie 34

SPORZĄDZANIE ROZTWORU CUKRU I OBLICZENIE STĘŻENIA PROCENTOWEGO OTRZYMANEGO ROZTWORU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z czynnościami wykonywanymi podczas przygotowywania roztworów oraz ze sposobem obliczania stężenia procentowego otrzymanego roztworu.

Zdanie laboratoryjne

Należy przygotować roztwór cukru według podanej instrukcji, a następnie, znając masę rozpuszczonego cukru i masę użytego rozpuszczalnika, obliczyć stężenie powstałego roztworu.

Odczynniki: cukier, woda destylowana,

Sprzęt: zlewka, bagietka szklana, cylinder miarowy, waga laboratoryjna

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy 40g wody, odmierzając 40 cm³ za pomocą cylindra miarowego i wlewamy tę ilość wody do zlewki. Następnie odważamy dokładnie na wadze 10g cukru i wsypujemy go do zlewki z wodą. Zawartość zlewki dokładnie mieszamy, aż do całkowitego rozpuszczenia się cukru. Wyznaczamy stężenie procentowe powstałego roztworu.

Obliczenia:

Po wsypaniu 10g cukru do 40g wody masa całkowita powstałego roztworu wyniosła 50g. Mając więc daną masę rozpuszczalnika m_{rozp} oraz masę substancji rozpuszczonej m_s można wyznaczyć masę roztworu m_r , a na tej podstawie obliczyć stężenie procentowe c_p powstałego roztworu. Podstawiamy odpowiednie dane do wzoru:

$$c_p = (m_s / m_r) \cdot 100\% \quad \text{stąd} \quad c_p = (10\text{g} / 50\text{g}) \cdot 100\% , \quad c_p = 20\%$$

Wnioski

W wyniku rozpuszczenia 10g cukru w 40g wody powstał roztwór cukru, którego stężenie wynosi 20%.

Stężenie roztworu wyznaczone w procentach masowych oznacza liczbę gramów substancji rozpuszczonej w 100g roztworu.

Ćwiczenie 35

WYZNACZENIE ILOŚCI CHLORKU SODU DO SPORZĄDZENIA ROZTWORU O OKREŚLONYM STĘŻENIU PROCENTOWYM

Cel ćwiczenia:

- obliczenie masy substancji, którą trzeba użyć do sporządzenia określonej masy roztworu o określonym stężeniu procentowym

Zadanie

Ustalić, jak można obliczyć masę substancji potrzebną do przygotowania roztworu o określonym stężeniu procentowym. Ile gramów chlorku sodu trzeba odważyć w celu przygotowania 300g 5% roztworu.

Rozwiązanie

Sposób I

Korzystamy ze wzoru na stężenie procentowe: $c_p = (m_s / m_r) \cdot 100\%$

Skoro masa roztworu ma wynosić 300g, a stężenie procentowe roztworu ma wynosić 5%, to masę powstałego roztworu wyznaczamy, odpowiednio przekształcając wzór:

$$m_s = (c_p \cdot m_r) / 100\%$$

gdzie m_r - masa roztworu, c_p - stężenie procentowe roztworu, m_s - masa substancji rozpuszczonej, znajdującej się w roztworze.

$$m_s = (5\% \cdot 300\text{g}) / 100\% = 15\text{g}$$

Sposób II

Można obliczyć, jaką wartość stanowi 5% od liczby 300:

$$0,05 \cdot 300 = 15\text{g}$$

Sposób III

Można skorzystać z definicji stężenia procentowego:

Jeżeli na 5g chlorku sodu przypada 100g roztworu, to proporcjonalnie x g chlorku sodu przypada na 300g roztworu. Układamy odpowiednią proporcję matematyczną:

$$5\text{g} / 100\text{g} = x / 300\text{g} \text{ stąd } x = 5\text{g} \cdot (300\text{g} / 100\text{g}) = 15\text{g}$$

Wnioski

W celu przygotowanie 300g 5% roztworu chlorku sodu należy rozpuścić 15g tej soli w 285g wody.

Doświadczenie 36

ODPAROWYWANIE ROZTWORU O ZNANYM STĘŻENIU PROCENTOWYM I WYZNACZENIE MASY OTRZYMANEJ SUBSTANCJI

Cel doświadczenia:

- kształcenie umiejętności sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym
- kształcenie umiejętności obliczania zawartości substancji, w określonej masie roztworu o znanym stężeniu procentowym.

Zadanie laboratoryjne

Należy obliczyć masę wziętego do doświadczenia roztworu? Sprawdzić doświadczalnie, czy wynik obliczeń jest poprawny?

Odczynniki: 15% roztwór chlorku sodu

Sprzęt: palnik gazowy, trójnóg, płytko metalowa, waga, parownica, bagietka, pipeta

Przebieg doświadczenia

Do dokładnie zważonej parownicy wlewamy określoną objętość roztworu chlorku sodu. Ponownie ważymy parownicę z roztworem. Notujemy dane z pomiarów masy.

Następnie parownicę ostrożnie ogrzewamy palnikiem do chwili całkowitego odparowania wody. Po ochłodzeniu parownicy ważymy ją wraz z suchą pozostałością. Notujemy wynik ważenia.

Informacje szczegółowe

Podczas odparowywania roztworu chlorku sodu do sucha, należy zwrócić uwagę na to, aby ogrzewanie prowadzić równomiernie i powoli ponieważ pryskanie roztworu powoduje ubytki jego masy i błędy w wynikach analiz.

Spostrzeżenia

Masę wziętego do doświadczenia roztworu oblicza się z różnicy mas: parownicy z roztworem i masy parownicy pustej.

Po odparowaniu całkowitej ilości wody z roztworu w parownicy pozostała jedynie sucha substancja stała, którą można zważyć.

Przykład obliczeń

Jeżeli masa parownicy wynosiła 92,5 g, a masa parownicy z roztworem 112,5 g, to masa roztworu jest równa różnicy:

$$112,5 \text{ g} - 92,5 \text{ g} = 20 \text{ g}$$

Jeżeli stężenie roztworu wynosiło 15%, to masa substancji rozpuszczonej w 20 g roztworu wynosi:

$$15\% = (x / 20 \text{ g}) \cdot 100\% \text{ to } x = (15\% \times 20 \text{ g}) / 100\% = 3\text{g}$$

W celu sprawdzenia ważymy otrzymaną w wyniku odparowania wody substancję stałą.

Po odparowaniu wody, sumaryczna masa parownicy i suchej substancji wynosi 95,5 g.

Stąd masa substancji rozpuszczonej jest równa: $95,5\text{g} - 92,5\text{g} = 3\text{g}$

Wnioski

W 20 g 15% roztworu chlorku sodu znajdują się 3 g tej soli.

Doświadczenie 37

ODPAROWANIE ROZTWORU O NIEZNANYM STĘŻENIU I WYZNACZENIE STĘŻENIA PROCENTOWEGO TEGO ROZTWORU

Cel doświadczenia

- zapoznanie się uczniów ze sposobem obliczania stężenia procentowego roztworu

Zadanie laboratoryjne

Należy wyznaczyć stężenie procentowe badanego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) o nieznanym stężeniu. Ustalić jakie czynności laboratoryjne należy wykonać? Sprawdzić doświadczalnie wynik obliczeń.

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II)

Sprzęt: parownica, waga, palnik gazowy, trójnóg, płytka metalowa

Przebieg doświadczenia

Należy odparować do sucha ściśle określoną objętość roztworu i wyznaczyć masę substancji pozostałej po odparowaniu wody. Znając masę roztworu wziętego do analizy i masę zawartego w nim siarczanu(VI) miedzi(II), można wyznaczyć stężenie procentowe tego roztworu.

Przykład obliczeń

Masa użytej do eksperymentu parownicy wynosi 95 g. Masa parownicy z pewną ilością roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) wziętego do analizy jest równa 115 g. Masa roztworu użytego do analizy jest równa różnicy mas parownicy z roztworem i masy pustej parownicy

$$115\text{g} - 95\text{g} = 20\text{g}$$

Masa parownicy z siarczanem(VI) miedzi(II) po odparowaniu wody wynosi 98,3 g. Masa suchej substancji jest więc równa

$$98,3\text{ g} - 95\text{ g} = 3,3\text{ g}$$

Na tej podstawie można obliczyć stężenie procentowe wziętego do analizy roztworu:

$$x = (3,3\text{ g} / 20\text{ g}) \cdot 100\% = 16,5\%$$

Wnioski

Stężenie otrzymanego do analizy roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) wynosi 16,5%.

Ćwiczenie 38

OBLICZANIE STĘŻENIA PROCENTOWEGO ROZTWORU

Cel ćwiczenia

- zapoznanie uczniów ze sposobem obliczania stężenia procentowego roztworu, którego znana jest objętość oraz gęstość

Zadanie

Należy obliczyć, jakie jest stężenie procentowe roztworu jodyny, otrzymanego w wyniku rozpuszczenia 4,74 g jodu w 200 cm³ alkoholu etylowego. Gęstość alkoholu etylowego wynosi 0,79 g/cm³.

Rozwiązanie

Należy najpierw obliczyć, jaką masę ma 200 cm³ alkoholu etylowego. W tym celu wykorzystamy znajomość gęstości alkoholu:

$$200\text{cm}^3 \cdot 0,79\text{g/cm}^3 = 158\text{g}$$

W 200 cm^3 roztworu, który ma masę 158 g znajduje się $4,74\text{ g}$ jodu. Ponieważ stężenie procentowe wyraża się liczbą gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu, obliczamy liczbę gramów jodu x w 100 g tego roztworu:

$$x = (100\text{ g} \cdot 4,74\text{ g}) / 158\text{ g} = 3\text{g}$$

Wnioski

W 100 g alkoholowego roztworu jodu znajdują się 3 g jodu, a więc otrzymana jodyna jest 3% roztworem jodu w alkoholu etylowym.

Ćwiczenie 39

ROZCIĘNCZANIE ROZTWORU O ZNANYM STĘŻENIU PROCENTOWYM SUBSTANCJI W NIM ZAWARTEJ

Cel ćwiczenia

- obliczenie ilości wody, jaką należy dodać do roztworu o określonym stężeniu procentowym w celu otrzymania roztworu o mniejszym stężeniu

Zadanie

Ile gramów wody należy dodać do 500 g 10% roztworu octu, aby otrzymać roztwór o stężeniu równym 3% ?

Rozwiązanie

Liczbę gramów wody, którą należy dodać, oznaczmy literą x . Stężenie c roztworu początkowego wynosi 10% , masa roztworu m_r 500 g , a masa substancji znajdującej się w roztworze

$$m_{s1} = (m_{r1} \cdot c_{p1}) / 100\%$$

Stężenie c_p roztworu, który chcemy otrzymać, ma wynosić 3% . Masa roztworu m_r będzie równa $500\text{ g} + x$, natomiast masa znajdującej się w nim substancji nie ulegnie zmianie czyli $m_{s1} = m_{s2}$.

Zatem masa znajdującego się w roztworze kwasu octowego wynosi:

$$m_{s1} = (500 \text{ g} \cdot 10\%) / 100\% ; \quad m_{s1} = 50 \text{ g}$$

Masa drugiego roztworu, powstałego po rozcieńczeniu wyniesie:

$$m_{r2} = (m_{s2} \cdot 100\%) / c_{p2} \quad \text{oraz} \quad m_{r2} = 500 \text{ g} + x$$

Wynika z tego, że

$$500 \text{ g} + x = (m_{s2} \cdot 100\%) / c_{p2} ; \quad x = ((50 \text{ g} \cdot 100\%) / 3\%) - 500 \text{ g}$$

$$x = 1166,7 \text{ g}$$

Wnioski

W celu otrzymania 3% roztworu z 500 g roztworu octu o stężeniu 10%, należy dodać 1166,7 g wody.

Ćwiczenie 40

PRZYGOTOWYWANIE ROZTWORU SUBSTANCJI, GDY ZNANA JEST JEGO GĘSTOŚĆ

Cel ćwiczenia

- zapoznanie uczniów ze sposobem obliczania niezbędnej ilości poszczególnych składników dla przygotowania roztworu o określonym stężeniu procentowym, w przypadku gdy znana jest gęstość roztworu

Zadanie

Ile należy użyć gramów substancji w celu przygotowania 2 dm³ 10% roztworu, jeżeli gęstość tego roztworu ma wynosić 1,1 g/cm³?

Rozwiązanie

Mamy otrzymać 2 dm³ roztworu, które oznaczmy jako objętość V_r , oraz określone jest stężenie procentowe roztworu $c_p = 10\%$. Wiemy również, że gęstość powstałego roztworu powinna wynosić 1,1 g/cm³.

Trzeba więc określić masę substancji, którą należy odważyć, aby przygotować

ten roztwór. Oznaczmy symbolem m_s . Stosując odpowiedni wzór na stężenie procentowe roztworu, można tę masę obliczyć:

$$m_s = (c_p \cdot m_r) / 100\%$$

Nie znamy masy roztworu, ale mamy podaną jego objętość oraz gęstość i dlatego można skorzystać z zależności:

$$d_r = m_r / V_r$$

Stąd otrzymuje się zależność:

$$m_s = (c_p \cdot d_r \cdot V_r) / 100\%$$

Należy pamiętać o tym, że jednostka objętości, w której wyrażono objętość roztworu, i zawarta w jednostce gęstości roztworu musi być taka sama. Po podstawieniu danych liczbowych otrzymujemy:

$$m_s = (10\% \cdot 1100 \text{ g/dm}^3 \cdot 2 \text{ dm}^3) / 100\% = 220 \text{ g}$$

Wnioski

Aby przygotować 2 dm³ 10% roztworu o gęstości 1,1 g/cm³, należy użyć 220 g substancji.

Ćwiczenie 41

OBLICZANIE STĘŻENIA MOLOWEGO ROZTWORU

Cel ćwiczenia

- zapoznanie uczniów z obliczaniem stężenia molowego roztworu

Zadanie

Obliczyć stężenie molowe roztworu, który zawiera 1,8 g wodorotlenku sodu w 40 cm³ tego roztworu.

Rozwiązanie

Znamy masę wodorotlenku m_s , która wynosi 1,8 g, oraz objętość roztworu $V_r = 40 \text{ cm}^3 = 0,04 \text{ dm}^3$. W rozwiązywaniu zadania niezbędna jest również znajomość

masy molowej wodorotlenku sodu, która wynosi $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$. Z definicji stężenia molowego wynika, że:

$$c_{\text{mol}} = n_s / V_r$$

gdzie: n_s - liczba moli cząstek substancji rozpuszczonej; V_r - objętość roztworu wyrażona w dm^3 .

Ponieważ mamy daną masę wodorotlenku sodu i znamy jego masę molową, to można napisać:

$$c_{\text{mol}} = m_s / (M_{\text{NaOH}} \cdot V_r); \quad c_{\text{mol}} = 1,8 \text{ g} / (40 \text{ g/mol} \cdot 0,04 \text{ dm}^3) = 1,125 \text{ mol/dm}^3$$

Wnioski

Roztwór, który zawiera w 40 cm^3 1,8 g wodorotlenku sodu, jest 1,125-molowym, to znaczy, że w 1 dm^3 tego roztworu znajduje się 1,125 mola wodorotlenku sodu.

Ćwiczenie 42

OBLICZANIE STĘŻENIA MOLOWEGO ROZTWORU, GDY PODANA JEST JEGO GĘSTOŚĆ

Cel ćwiczenia

- zapoznanie uczniów ze sposobem obliczania stężenia molowego roztworu, gdy znana jest jego gęstość

Zadanie

Wodny, nasycony roztwór azotanu(V) potasu w temperaturze 20°C zawiera 48 g tej soli w 200 g roztworu. Gęstość powstałego roztworu wynosi $1,162 \text{ g/cm}^3$. Obliczyć stężenie molowe tego roztworu.

Rozwiązanie

Mamy określoną masę roztworu $m_r = 200 \text{ g}$, masę rozpuszczonej w nim soli $m_s = 48 \text{ g}$ oraz gęstość roztworu $d = 1,162 \text{ g/cm}^3$. W zadaniu potrzebna nam będzie również znajomość masy molowej azotanu(V) potasu, która wynosi $M_{\text{KNO}_3} = 101 \text{ g/mol}$. Musimy obliczyć stężenie molowe roztworu c_{mol} . Przekształcamy

wzór określający stężenie molowe roztworu i otrzymujemy:

$$c_{\text{mol}} = n_s / V_r \quad \text{to} \quad c_{\text{mol}} = m_s / (M_{\text{KNO}_3} \cdot V_r)$$

Objętość roztworu możemy obliczyć, stosując wzór na gęstość:

$$d_r = m_r / V_r \quad \text{to} \quad V_r = m_r / d_r$$

Zatem

$$c_{\text{mol}} = (m_s \cdot d_r) / (M_{\text{KNO}_3} \cdot V_r) \quad \text{czyli}$$

$$c_{\text{mol}} = (48\text{g} \cdot 1162\text{ g/dm}^3) / (101\text{ g/mol} \cdot 200\text{g}) = 2,8\text{ mol/dm}^3$$

Wnioski

Stężenie molowe roztworu wynosi 2,8 mol/dm³.

Ćwiczenie 43

PRZELICZANIE STĘŻENIA MOLOWEGO ROZTWORU NA STĘŻENIE PROCENTOWE

Cel ćwiczenia

- zapoznanie się ze sposobem określania stężenia procentowego roztworu o znanym stężeniu molowym

Zadanie

Obliczyć stężenie procentowe 5-molowego roztworu wodorotlenku potasu. Gęstość tego roztworu jest równa 1,16 g/cm³.

Rozwiązanie

Znamy stężenie molowe roztworu wodorotlenku potasu, które wynosi w tym zadaniu $c_{\text{mol}} = 5\text{ mol/dm}^3$, znamy także gęstość roztworu $d_r = 1,16\text{ g/cm}^3 = 1160\text{ g/dm}^3$. W zadaniu tym do obliczeń niezbędna jest również znajomość masy molowej wodorotlenku potasu $M_{\text{KOH}} = 56\text{ g/mol}$. Musimy wyznaczyć stężenie procentowe tego roztworu. Zatem korzystając ze wzoru na stężenie molowe,

obliczamy masę wodorotlenku potasu:

$$m_s = c_{\text{mol}} \cdot M_{\text{KOH}} \cdot V_r$$

stosując wzór na gęstość roztworu, wyznaczamy jego masę:

$$m_r = d_r \cdot V_r$$

Wynika z tego, że:

$$c_p = (c_{\text{mol}} \cdot M_{\text{KOH}} \cdot V_r \cdot 100\%) / (d_r \cdot V_r)$$

czyli

$$c_p = (c_{\text{mol}} \cdot M_{\text{KOH}} \cdot 100\%) / d_r$$

$$c_p = (5 \text{ mol/dm}^3 \cdot 56 \text{ g/mol} \cdot 100\%) / 1160 \text{ g/dm}^3$$

$$c_p = 24,1\%$$

Wnioski

Stężenie procentowe 5-molowego roztworu wodorotlenku potasu o gęstości $1,16 \text{ g/cm}^3$ jest równe $24,1\%$.

Ćwiczenie 44

OBLICZANIE STĘŻENIA MOLOWEGO ROZTWORU O ZNANYM STĘŻENIU PROCENTOWYM

Cel ćwiczenia

- obliczenie stężenia molowego roztworu, którego znane jest stężenie procentowe

Zadanie

Pewien roztwór ma gęstość $d = 0,9997 \text{ g/cm}^3$ i zawiera 1% masowy kwasu octowego. Obliczyć stężenie molowe tego roztworu.

Rozwiązanie

Podane jest stężenia procentowe roztworu $c_p = 1\%$, gęstość roztworu $d_r = 0,9997 \text{ g/cm}^3 = 999,7 \text{ g/dm}^3$. Do wykonania obliczeń potrzebna jest również wartość masy molowej kwasu octowego $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g/mol}$. Szukane jest stężenie molowe c_{mol} roztworu. Ze wzoru na stężenie molowe, który przedstawia się następująco:

$$c_{\text{mol}} = m_s / M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_r$$

wynika, że potrzebna jest znajomość masy substancji rozpuszczonej, czyli kwasu octowego oraz objętości roztworu. Pierwszą wartość uzyskujemy ze wzoru na stężenie procentowe roztworu, a drugą wyznaczymy ze wzoru na gęstość roztworu.

$$m_s = (c_p \cdot m_r) / 100\% \quad ; \quad V_r = m_r / d_r$$

Zatem

$$c_{\text{mol}} = (c_p \cdot m_r \cdot d_r) / (100\% \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot m_r) = (c_p \cdot d_r) / (100\% \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}})$$

Po podstawieniu danych liczbowych:

$$c_{\text{mol}} = (1\% \cdot 999,7 \text{ g/dm}^3) / (100\% \cdot 60 \text{ g/mol}) = 0,17 \text{ mol/dm}^3$$

Wnioski

Stężenie molowe 1-procentowego roztworu kwasu octowego o gęstości $0,9997 \text{ g/dm}^3$ wynosi $0,17 \text{ mol/dm}^3$.

Doświadczenie 45

CZY ZWIĄZKI CHEMICZNE POWSTAJĄCE Z WODY I TLENKÓW METALI MOGĄ REAGOWAĆ ZE ZWIĄZKAMI CHEMICZNYMI POWSTAŁYMI Z WODY I TLENKÓW NIEMETALI?

Cel doświadczenia

- wykazanie, że związki chemiczne powstałe w wyniku reakcji tlenku niemetalu z wodą mogą reagować ze związkami chemicznymi powstałymi w wyniku reakcji tlenku metalu z wodą, tworząc nowe związki chemiczne

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić, czy zachodzi reakcja chemiczna pomiędzy tlenkiem metalu i tlenkiem niemetalu. Do wykonania eksperymentu należy użyć zaproponowane tlenki rozpuszczone w wodzie.

Odczynniki: tlenek wapnia, tlenek fosforu(V), woda nasycona tlenkiem węgla(IV), woda destylowana

Sprzęt: zlewki, bagietki szklane, zestaw do sączenia

Przebieg doświadczenia

Rozpuszczamy tlenek wapnia w wodzie i sączymy powstałą zawiesinę. Następnie mieszamy ze sobą odpowiednie roztwory: bezbarwny roztwór związku chemicznego utworzonego z tlenku wapnia i wody z roztworem związku chemicznego utworzonego z tlenku węgla(IV) i wody. W ten sam sposób mieszamy ze sobą roztwory związków powstałych ze zmieszania wody z tlenkiem fosforu(V) i wody z tlenkiem wapnia.

Spostrzeżenia

W pierwszym przypadku powstała biała zawiesina.

Po pewnym czasie na dnie zlewki gromadzi się osad białej substancji.

W przypadku drugim strąca się również biały osad substancji, która jest produktem reakcji chemicznej wodnego roztworu tlenku fosforu(V) z wodnym roztworem tlenku wapnia.

Wnioski

Białe substancje, powstałe w wyniku zmieszania roztworów odpowiednich tlenków, dowodzą, że pomiędzy wodnymi roztworami tlenków metali i roztworami tlenków niemetalu zachodzi reakcja chemiczna.

Doświadczenie 46

ROZPUSZCZANIE AMONIAKU W WODZIE

Cel doświadczenia

- otrzymywanie wodorotlenku amonu będącego przykładem wodorotlenku nie zawierającego kationu metalu.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaprojektować i wykonać doświadczenie, które pozwoli na obserwację efektywnego rozpuszczania się amoniaku w wodzie.

Odczynniki: woda amoniakalna, woda destylowana, roztwór barwnika z czerwonej kapusty

Sprzęt: zestaw do otrzymywania amoniaku, kolba okrągłodenne, korek z osadzoną w nim cienką rurką szklaną, zlewka

Przebieg doświadczenia

Najpierw zbieramy amoniak. W tym celu podgrzewamy wodę amoniakalną i wydzielający się amoniak wprowadzamy do kolby. Następnie, trzymając kolbę odwróconą dnem do góry, zatykamy ją korkiem, przez który przechodzi rurka szklana. Wylot rurki zanurzamy w zlewce z wodą, do której uprzednio dodano kilka cm^3 roztworu barwnika z czerwonej kapusty.

Informacje szczegółowe

Zbieranie amoniaku w kolbie prowadzimy w następujący sposób: wodę amoniakalną wlewamy do okrągłodennej kolby, która zaopatrzona jest w boczną rurkę. Może to być zwykła kolba destylacyjna. Zatykamy jej górny wylot szczelnie korkiem i ogrzewamy. Wtedy wystarczy zbliżyć naczynie skierowane dnem do góry, w którym chcemy zebrać amoniak, do bocznej rurki kolby i odczekać chwilę. Po chwili ulatniający się amoniak wypełni przestrzeń naczynia. Aby doświadczenie miało prawidłowy przebieg, należy zbierać amoniak w dokładnie wysuszonych naczyniach. Wykonując eksperyment, należy tak zanurzyć rurkę kolby, w której zebrano amoniak, aby spowodować przedostanie się pierwszej kropli wody do wnętrza kolby.

Spostrzeżenia

Woda stopniowo wypełnia kolbę; jest do niej wciągana.

Powstaje charakterystyczna fontanna.

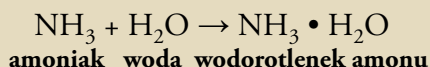
Barwnik z czerwonej kapusty przyjmuje zielone zabarwienie.

Wnioski

Ponieważ woda zajmuje miejsce amoniaku w kolbie, amoniak musi się w niej bardzo dobrze rozpuszczać.

Powoduje to wciąganie wody do wnętrza kolby, wskutek powstającego podciśnienia w tej kolbie.

W wyniku reakcji chemicznej amoniaku z wodą powstaje wodorotlenek amonu. Świadczy o tym zmiana barwy zastosowanego wskaźnika z czerwonej na zieloną. Reakcja chemiczna amoniaku z wodą przebiega zgodnie z równaniem:



Doświadczenie 47

BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO ROZTWORU PODCZAS REAKCJI ZOBOJĘTNIANIA

Cel doświadczenia

- obserwacja zmian przewodnictwa elektrycznego roztworu podczas reakcji chemicznej zobojętniania wodorotlenku baru za pomocą kwasu siarkowego(VI) i wyjaśnienie dlaczego tak się dzieje.

Zadanie laboratoryjne

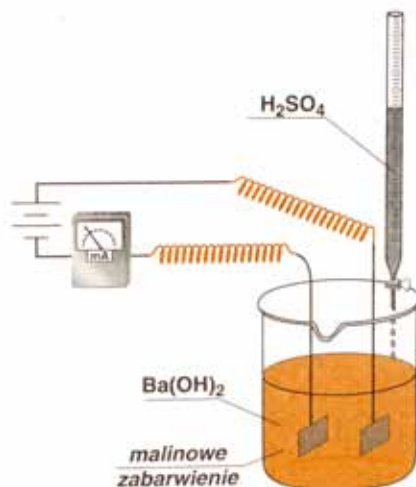
Korzystając z zestawu do badania przewodnictwa elektrycznego roztworu, należy zbadać zmiany przewodnictwa podczas miareczkowania roztworu wodorotlenku baru kwasem siarkowym(VI).

Odczynniki: 1-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), 0,05-molowy roztwór wodorotlenku baru, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: źródło prądu 6-9 V (dwie baterie płaskie, każda o napięciu 4,5 V), miliamperomierz, dwie elektrody miedziane, biureta o pojemności 25 cm³, zlewka o pojemności 400 cm³, statyw metalowy z łapą, bagietka szklana

Przebieg doświadczenia

Zestawiamy aparaturę według schematu przedstawionego na rysunku.



Rys. 5. Zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego podczas reakcji chemicznej zobojętniania

Do roztworu wodorotlenku baru dodajemy kilka kropel roztworu fenoloftaleiny, a następnie, przy ciągłym mieszaniu, wprowadzamy z biurety roztwór kwasu siarkowego(VI). Obserwujemy zachodzące zmiany w roztworze. Obserwujemy również wskazania miliamperomierza.

Spostrzeżenia

Podczas miareczkowania roztworu wodorotlenku baru kwasem siarkowym(VI) powstawał biały osad.

Roztwór jednak przez cały czas pozostawał zabarwiony na kolor malinowy z powodu obecnej w nim fenoloftaleiny, a miliamperomierz wskazywał na ciągłe przewodzenie prądu elektrycznego przez ten roztwór.

Dopiero po dodaniu pewnej ilości roztworu kwasu siarkowego(VI) do roztworu miareczkowanego nastąpiło trwałe odbarwienie się zawartości zlewki, czemu towarzyszył również zanik przewodnictwa elektrycznego roztworu.

Dalsze dodawanie roztworu kwasu do roztworu znajdującego się

w zlewce powodowało wzrost przewodnictwa roztworu, podczas gdy roztwór pozostawał bezbarwny.

Wnioski

Podczas dodawania kwasu siarkowego(VI) do roztworu wodorotlenku baru powstawał biały osad siarczanu(VI) baru.

Dodanie równoważnej ilości kwasu do roztworu wodorotlenku spowodowało odbarwienie się roztworu i zanik przewodnictwa elektrycznego.

Zaszła reakcja chemiczna, której przebieg wyraża następujące równanie:



Z roztworu zostały usunięte jony wodorowe H^+ , odpowiedzialne za barwę i przewodnictwo roztworu.

Dalszy dodatek kwasu siarkowego(VI) zwiększa stopniowo stężenie jonów wodorowych i siarczanowych(VI) w roztworze, co ujawnia się w ponownym wzroście przewodnictwa elektrycznego bezbarwnego już roztworu.

Doświadczenie 48

BADANIE ZALEŻNOŚCI STOPNIA DYSOCJACJI KWASU CHLOROWODOROWEGO I KWASU OCTOWEGO OD ICH STĘŻENIA

Cel doświadczenia

- zbadanie wpływu stężenia kwasów na ich stopień dysocjacji.

Zadanie laboratoryjne

Mając do dyspozycji kwas chlorowodorowy oraz kwas octowy, należy zaproponować sposób zbadania zależności stopnia dysocjacji tych kwasów od ich stężenia. Przeprowadzić odpowiedni eksperyment.

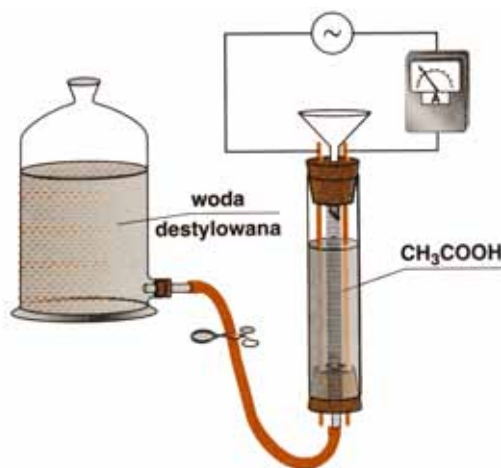
Odczynniki: 1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, 1-molowy roztwór kwasu octowego

Sprzęt: rura szklana o długości 120-150 cm i średnicy 2-3 cm, lejek, rurki szklane, butla z dolnym tubusem, korki gumowe, kawałki drutu miedzianego o długości 180 cm i średnicy 1-2 mm, wąż gumowy, ściskacz, kreda do pisania po szkle, amperomierz lub żarówka, transformator, źródło prądu zmiennego

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy roztwory kwasu octowego i kwasu chlorowodorowego. Rurę szklaną zatykamy dwoma korkami, w których znajdują się otwory.

W korku górnym umieszczamy lejek, a w korku dolnym rurkę szklaną. Przez korek górny przeciskamy dwa druty miedziane, naciągamy je i zaczepiamy na wylot o drugi korek znajdujący się w rurze. W korku, w którym znajduje się lejek, pozostawiamy dwie końcówki drutu, które łączymy poprzez transformator ze źródłem prądu zmiennego i amperomierzem lub żarówką. Rurkę szklaną umieszczoną w korku dolnym łączymy za pomocą węża gumowego z butlą napełnioną wodą destylowaną. Regulacja dopływu wody możliwa będzie dzięki ściskaczowi. Rurę dzielimy na 64 równe części, zaznaczając odległości kreską



Rys. 6. Zestaw do badania zależności stopnia dysocjacji kwasów od ich stężenia

lub nakładając gumki. Następnie wlewamy przez lejek do rury na wysokość 2 cm³ 1-molowy roztwór kwasu octowego i łączymy końcówki drutów ze źródłem prądu zmiennego. Poprzez transformator ustawiamy najniższe napięcie prądu, wywołujące jeszcze widoczne zmiany na amperomierzu. Napięcia tego nie zmieniamy podczas przebiegu doświadczenia. Z kolei otwieramy ściskacz, wprowadzamy z butli wodę destylowaną do wysokości 4 cm i odczytujemy natężenie prądu. Ponownie otwieramy ściskacz i wprowadzamy nowe porcje wody destylowanej do wysokości 8 cm, a następnie 16 cm, 32 cm i 64 cm, odczytując

za każdym razem wskazania amperomierza. Następnie przeprowadzamy takie samo doświadczenie używając 1-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego.

Spostrzeżenia

W wyniku rozcieńczania roztworu kwasu octowego jego stężenie malało za każdym razem o połowę, przewodnictwo zaś roztworu stale znacznie wzrastało. W przypadku rozcieńczania kwasu chlorowodorowego zmiany przewodnictwa elektrycznego były znacznie mniejsze, choć miały one również tendencję wzrastającą.

Wnioski

Na skutek rozcieńczania roztworów obu kwasów zwiększała się liczba wolnych jonów.

W przypadku kwasu octowego, rozcieńczanie roztworu powodowało znaczny wzrost dysocjacji jego cząsteczek.

Mniejsze zmiany przewodnictwa w przypadku kwasu chlorowodorowego spowodowane były tym, że jest to kwas o dużej mocy i w miarę jego rozcieńczania niewiele już przybywa jonów w roztworze.

Wpływ stężenia kwasów na ich przewodnictwo elektryczne jest zatem różny dla elektrolitów słabych i mocnych.

Jednak w obrębie każdej z tych grup elektrolitów występują duże podobieństwa.

Doświadczenie 49

BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO ELEKTROLITU OTRZYMANEGO PRZEZ ZMIESZANIE SŁABEGO KWASU ZE SŁABĄ ZASADĄ

Cel doświadczenia

- zbadanie i porównanie przewodnictwa roztworów słabego kwasu i słabej zasady oraz produktu ich reakcji chemicznej

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać przewodnictwo elektryczne roztworów kwasu octowego i zasady amonowej oraz produktu powstałego przez ich zmieszanie.

Odczynniki: 2-molowy kwas octowy, 2-molowy roztwór amoniaku

Sprzęt: zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego z żarówką w obwodzie, zlewki o pojemności 100 cm³, zlewka o pojemności 250 cm³

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy 100 cm³ roztworu kwasu octowego i badamy jego przewodnictwo elektryczne za pomocą przygotowanego zestawu. Obserwujemy, wskazania żarówki umieszczonej w obwodzie. Następnie opłukujemy elektrody wodą destylowaną i zanurzamy je w 100 cm³ roztworu amoniaku. Również obserwujemy, czy coś dzieje się z żarówką. Z kolei przelewamy obydwa roztwory do większej zlewki i ponownie badamy przewodnictwo elektryczne powstałego zmieszanego roztworu, obserwując zachowanie się żarówki.

Spostrzeżenia

W przypadku badania przewodnictwa elektrycznego roztworu kwasu octowego można było zaobserwować słabe świecenie żarówki.

Gdy badaniu poddano roztwór amoniaku, również dostrzegalne było słabe świecenie żarówki.

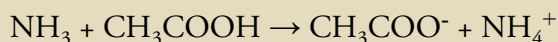
Inaczej zachowywała się żarówka przy badaniu przewodnictwa elektrycznego roztworu powstałego przez zmieszanie kwasu z zasadą.

Wówczas żarówka świeciła bardzo jasno.

Wnioski

Słabe świecenie żarówki w przypadku badania przewodnictwa elektrycznego roztworu kwasu octowego i roztworu zasady amonowej jest spowodowane tym, że są one elektrolitami o słabej mocy, czyli w małym stopniu ulegają dysocjacji elektrolitycznej na jony.

Natomiast po zmieszaniu słabego kwasu octowego z zasadą amonową zaszła reakcja chemiczna, w wyniku której powstała silnie zdysocjowana na jony sól amonowa:



Obecność dużej ilości jonów w roztworze, pochodzących ze zdysocjowanych cząsteczek octanu amonu, spowodowała wzrost przewodnictwa elektrycznego roztworu, a więc i mocniejsze świecenie żarówki.

Doświadczenie 50

BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO ROZTWORU CHLORKU MIEDZI(II) W ACETONIE I W WODZIE

Cel doświadczenia

- zbadanie przewodnictwa elektrycznego różnych roztworów chlorku miedzi(II) w zależności od zastosowanego rozpuszczalnika.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jakie jest przewodnictwo elektryczne acetonowego i wodnego roztworu chlorku miedzi(II). Uzasadnić występujące w tym przypadku różnice.

Odczynniki: chlorek miedzi(II), bezwodny aceton, woda destylowana

Sprzęt: zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego z żarówką w obwodzie, zlewki o pojemności 100 cm³

Przebieg doświadczenia

Do jednej zlewki wlewamy 100 cm³ acetonu, a do drugiej 100 cm³ wody destylowanej. Zlewkę trzecią pozostawiamy pustą. Następnie badamy przewodnictwo elektryczne obu cieczy. Z kolei do tych cieczy wsypujemy niewielką ilość bezwodnego chlorku miedzi(II), przy czym do pierwszej zlewki dodajemy go dwa razy więcej niż do drugiej. Obserwujemy zachowanie się powstałych roztworów. Następnie połowę objętości roztworu z pierwszej zlewki przelewamy do trzeciej i dolewamy do niej wodę destylowaną do objętości końcowej 100 cm³. Obserwujemy zachodzące zmiany. Badamy przewodnictwo elektryczne wszystkich trzech roztworów.

Spostrzeżenia

Po zbadaniu przewodnictwa elektrycznego acetonu i wody destylowanej okazało się, że ciecze te nie przewodzą prądu elektrycznego, a więc należą do nieelektrolitów.

Po dodaniu bezwodnego chlorku miedzi(II) do acetonu utworzył się roztwór o barwie zielonej, charakterystyczny dla niezdysocjowanych cząsteczek

chlorku miedzi(II).

Roztwór wodny ma barwę niebieską, charakterystyczną dla jonów miedzi(II). Po dodaniu acetonowego roztworu badanej soli do wody nastąpiła stopniowa zmiana barwy roztworu z zielonej do niebieskiej.

W przypadku badania przewodnictwa kolejnych roztworów okazało się, że acetonowy roztwór chlorku miedzi(II) powodował lekkie żarzenie się żarówki, włączonej do obwodu, natomiast jasne świecenie obserwowano w dwu pozostałych roztworach.

Wnioski

Przewodnictwo elektryczne acetonowego roztworu chlorku miedzi(II) jest niewielkie.

W acetonie chlorek miedzi(II) prawie wcale nie dysocjuje na jony (w nieznaczny stopniu).

Po dodaniu do acetonu wody oraz w roztworze wodnym chlorek miedzi(II) w bardzo dużym stopniu ulega dysocjacji elektrolitycznej na jony.

W wodnym roztworze znajduje się bardzo dużo jonów, które mogą przewodzić prąd elektryczny, na co wskazuje silne świecenie żarówki.

Doświadczenie 51

REAKCJA CHEMICZNA KWASU ORTOFOSFOROWEGO Z ZASADĄ WAPNIOWĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 394

Doświadczenie 52

OTRZYMYWANIE ORTOFOSFORANÓW WAPNIA

Instrukcja eksperymentu na stronie 399

Doświadczenie 53

DZIAŁANIE KWASU OCTOWEGO NA WODOROTLENKI

Instrukcja eksperymentu na stronie 453

Doświadczenie 54

**REAKCJA CHEMICZNA KWASU STEARYNOWEGO Z
WODOROTLENKIEM SODU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 455

Doświadczenie 55

**OTRZYMYWANIE JODKU RTĘCI(II) W FAZIE STAŁEJ
ORAZ W ROZTWORZE. REAKCJA CHEMICZNA
PODWÓJNEJ WYMIANY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 508

Doświadczenie 56

**BADANIE WPŁYWU STEŻENIA SUBSTANCJI NA STAN
RÓWNOWAGI CHEMICZNEJ ZA POMOCĄ WSKAŹNIKA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 77

Doświadczenie 57

**REAKCJE CHEMICZNE TLENKÓW Z KWASAMI
I WODOROTLENKAMI**

Instrukcja eksperymentu na stronie 333

Doświadczenie 58

**REAKCJA CHEMICZNA TLENKU CYNKU Z KWASEM
I Z WODOROTLENKIEM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 334

Doświadczenie 59

**REAKCJA CHEMICZNA SOLI MIEDZI(II), OŁOWIU(II)
I ŻELAZA(III) Z WODOROTLENKAMI LITOWCÓW**

Instrukcja eksperymentu na stronie 258

Doświadczenie 60

OTRZYMYWANIE WODOROTLENKU GLINU

Instrukcja eksperymentu na stronie 254

Doświadczenie 61

**ZACHOWANIE SIĘ WODOROTLENKU GLINU WOBEC
WODY, KWASU I WODOROTLENKU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 255

Doświadczenie 62

**USTALENIE WARTOŚCI pH ROZTWORÓW KWASU
CHLOROWODOROWEGO I KWASU OCTOWEGO ZA
POMOCĄ WSKAŹNIKA UNIWERSALNEGO**

Instrukcja eksperymentu na stronie 91

Doświadczenie 63

**DZIAŁANIE KWASU AZOTOWEGO(V) NA AZOTAN(III)
SODU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 336

Doświadczenie 64

**REAKCJE CHEMICZNE TWORZENIA WODOROTLENKU
MAGNEZU I WODOROTLENKU BARU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 260

Doświadczenie 65

**BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO
ROZTWORÓW WODOROTLENKU SODU
I WODOROTLENKU POTASU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 262

Doświadczenie 66

**DZIAŁANIE TLENKU WĘGLA(IV) NA ROZTWÓR
WODOROTLENKU WAPNIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 344

Doświadczenie 67

DZIAŁANIE TLENKU SIARKI(IV) NA WODĘ WAPIENNĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 347

Doświadczenie 68

ROZDZIELANIE RÓŻNYCH MIESZANIN

Instrukcja eksperymentu na stronie 515

Doświadczenie 69

**WPŁYW TEMPERATURY NA SZYBKOŚĆ ROZPUSZCZANIA
SIĘ SUBSTANCJI STAŁYCH W WODZIE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 98

Doświadczenie 70

**DZIAŁANIE KWASU CHLOROWODOROWEGO NA
AZOTAN(V) SREBRA(I)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 348

Doświadczenie 71

ELEKTROLIZA ROZTWORU JODKU POTASU

Instrukcja eksperymentu na stronie 557

Doświadczenie 72

**ELEKTROLIZA WODNYCH ROZTWORÓW WYBRANYCH
SOLI**

Instrukcja eksperymentu na stronie 559

Doświadczenie 73

**JAK WYKRYĆ KWAS AZOTOWY(V) I AZOTANY(V)
W ROZTWORZE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 369

Doświadczenie 74

**BADANIE EFEKTU ENERGETYCZNEGO PROCESU
KRYSTALIZACJI**

Instrukcja eksperymentu na stronie 93

Doświadczenie 75

**EFEKTY ENERGETYCZNE TOWARZYSZĄCE
ROZPUSZCZANIU W WODZIE WODOROTLENKU SODU
I AZOTANU(V) AMONU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 95

Doświadczenie 76

PRZYGOTOWANIE MIESZANINY OZIĘBIAJĄCEJ

Instrukcja eksperymentu na stronie 97

Doświadczenie 77

**ZMIANY ZACHODZĄCE POD WPŁYWEM DZIAŁANIA
SIARCZANU(VI) AMONU NA WODNY ROZTWÓR BIAŁKA
JAJA KURZEGO**

Instrukcja eksperymentu na stronie 478

Doświadczenie 78

**BADANIE ZACHOWANIA SIĘ TLENKÓW NIEMETALI
W WODZIE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 372

Doświadczenie 79

**BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI CHLOROWODORU
W WODZIE ORAZ BADANIE WŁAŚCIWOŚCI
OTRZYMANEGO ROZTWORU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 375

Doświadczenie 80

**BADANIE WPŁYWU ROZPUSZCZALNIKA POLARNEGO
NA DYSOCJACJĘ CHLOROWODORU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 391

Rozdział VI

Reakcje utleniania-redukcji

Doświadczenie 1

REAKCJA CHEMICZNA TLENKU OŁOWIU(II) Z WĘGLEM

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie chemicznej reakcji endotermicznej, należącej do reakcji utleniania-redukcji.

Zadanie laboratoryjne

Mając tlenek ołowiu(II) oraz drewnianą deskę należy przeprowadzić reakcję chemiczną wybranego tlenku z węglem drzewnym.

Ustalić, która substancja odbiera tlen od tlenku ołowiu(II) oraz jakie powstaną produkty po przeprowadzeniu eksperymentu?

Odczynniki: węgiel drzewny lub deska drewniana, tlenek ołowiu(II)

Sprzęt: palnik gazowy, dmuchawka ustna

Przebieg doświadczenia

W kawałku węgla drzewnego drążymy niewielkie wgłębienie. Następnie szczyptę tlenku ołowiu(II) mieszamy z rozdrobnionym węglem drzewnym i umieszczamy w przygotowanym wgłębieniu. Dalej kierujemy płomień palnika gazowego, za pomocą dmuchawki ustnej lub zwężonej rurki szklanej, na mieszaninę, regulując odpowiednio kierunek płomienia i jego intensywność. Po pewnym czasie przerywamy ogrzewanie i obserwujemy zmiany.

Informacje szczegółowe

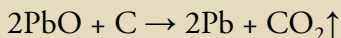
Aby z deski drewnianej otrzymać węgiel drzewny, należy na jej środkowy punkt skierować płomień palnika gazowego, aż do pojawienia się płomienia, który draży drewno, powodując jego zwęglenie. Po pewnym czasie gasimy palące się miejsce na desce. W ten sposób otrzymujemy węgiel drzewny potrzebny do wykonania tego doświadczenia. Można również wydrążyć wgłębienie w desce i bez wstępnej obróbki prowadzić doświadczenie. Zwęglenie drewna nastąpi w czasie ogrzewania substratów reakcji we wgłębieniu deski. W tym przypadku należy spodziewać się, że reakcja chemiczna będzie trwała dłużej.

Spostrzeżenia

Aby mogła zajść reakcja chemiczna między tlenkiem ołowiu(II) i węglem drzewnym, należało ogrzać substraty reakcji płomieniem palnika gazowego. Pod wpływem ogrzewania tlenku ołowiu(II) z węglem drzewnym powstawały małe kulki o metalicznym wyglądzie i srebrzystoszarej barwie.

Wnioski

Ponieważ reakcja mogła zajść pod warunkiem dostarczenia do substratów energii cieplnej, to zalicza się ona do reakcji chemicznej endotermicznej. W tym przypadku ciepło podczas reakcji jest pochłaniane z otoczenia. Równanie reakcji chemicznej tlenku ołowiu(II) z węglem przedstawia się następująco:



Można stwierdzić, że w wyniku reakcji chemicznej powstaje nie tylko ołów, ale także tlenek węgla(IV).

W przeprowadzonej reakcji węgiel był czynnikiem, który odebrał tlen od tlenku ołowiu(II), łącząc się z nim w tlenek węgla(IV).

Doświadczenie 2

REAKCJA CHEMICZNA TLENKU MIEDZI(II) Z WODOREM

Cel doświadczenia:

- potwierdzenie prawa stałości składu związku chemicznego oraz wykazanie, że w przemianie chemicznej, która zachodzi ze zmianą stopni utlenienia pierwiastków chemicznych, procesowi utleniania towarzyszy równoległy proces redukcji

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy tlenkiem miedzi(II) a wodorem.

Na podstawie własnych obserwacji określić, jakie powstały produkty reakcji.

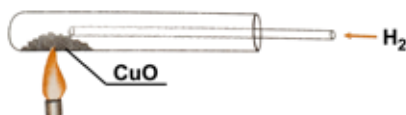
Wyznaczyć stosunek mas miedzi do tlenu w tlenku miedzi(II).
Wykazać, który pierwiastek chemiczny w przeprowadzonej reakcji uległ utlenieniu, a który uległ redukcji.

Odczynniki: tlenek miedzi(II), wodór

Sprzęt: probówka ze szkła trudno topliwego, statyw metalowy, palnik gazowy, waga laboratoryjna

Przebieg doświadczenia

Ważymy probówkę ze szkła trudno topliwego i wysypujemy do niej odważoną ilość (0,02—0,03 mola) tlenku miedzi(II). Następnie ogrzewamy tlenek miedzi(II), zgodnie ze schematem, przepuszczając nad nim wodór.



Rys. 1. Zestaw laboratoryjny do redukcji tlenku miedzi(II) wodorem

Ogrzewanie przerywamy, gdy w probówce nie stwierdza się już obecności substancji o czarnej barwie. W tym momencie ogrzewamy całą probówkę wzdłuż ścianki, aby usunąć osiadłe na niej krople wody. Probówkę ochładzamy, przepuszczając przez nią wodór. Po ostygnięciu probówki zamykamy dopływ wodoru i ważymy probówkę wraz z jej zawartością. Obserwujemy produkt pozostały w probówce. Ustalamy masę powstałego produktu.

Informacje szczegółowe

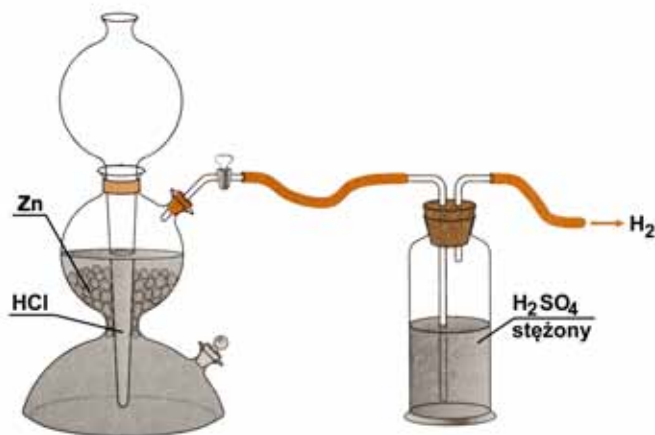
Wodór do doświadczenia otrzymujemy w reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem na przykład w aparacie Kippa.

Należy pamiętać o tym, aby nie zbliżać bezpośrednio płomienia palnika do rurki wylotowej, którą wypływa wodór, gdyż grozi to eksplozją.

Wiadomo, że masa użytego tlenku miedzi(II) w doświadczeniu jest równa sumie mas atomowych miedzi i tlenu wyrażonych w gramach:

$$m_{\text{CuO}} = m_{\text{Cu}} + m_{\text{O}}$$

Z tego rachunku można obliczyć masę tlenu w badanym związku chemicznym.



Rys. 2. Aparat Kippa do otrzymywania wodoru

Stosunek masowy obu pierwiastków chemicznych w tlenku miedzi(II) CuO obliczamy z zależności: $x = m_{\text{Cu}}/m_{\text{O}}$.

Pomimo użycia przez poszczególnych eksperymentatorów (uczniów) różnych ilości tlenku miedzi(II), stosunek masowy miedzi do tlenu w badanym tlenku jest stały i wynosi 4:1, to jest w przybliżeniu tyle, ile wynosi stosunek mas atomowych miedzi Cu do tlenu O.

Spostrzeżenia

Podczas reakcji chemicznej tlenku miedzi(II) z wodorem powstała substancja o brunatno-czerwonym zabarwieniu.

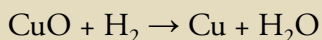
Jednocześnie na ściankach probówki pojawiały się krople wody.

Reakcja zachodziła pod warunkiem ogrzewania substratów reakcji w probówce.

Powstały produkt ma inną masę niż wyjściowe substraty.

Wnioski

Równanie przeprowadzonej reakcji jest następujące:



W wyniku reakcji chemicznej tlenku miedzi(II) z wodorem nastąpiło utlenienie atomów wodoru z zerowego stopnia utlenienia na pierwszy stopień, natomiast atom miedzi w tej reakcji obniża swój stopień utlenienia z drugiego na zerowy.

Obniżenie stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego nazywa się redukcją. Oba procesy, utleniania i redukcji, zachodzą równocześnie. Można powiedzieć, że wodór redukuje tlenek miedzi(II).

Doświadczenie 3

REAKCJA TLENKU MIEDZI(II) Z TLENKIEM WĘGLA(II)

Cel eksperymentu:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej redukcji tlenku miedzi(II) za pomocą tlenku węgla(II).

Zadanie laboratoryjne

Należy zaprojektować sposób przeprowadzenia reakcji tlenku miedzi(II) z tlenkiem węgla(II) w celu otrzymania miedzi.

Ustalić, jakie zmiany można dostrzec w trakcie doświadczenia i jak je uzasadnić?

Odczynniki: tlenek miedzi(II), tlenek węgla(II) w gumowym balonie, woda wapienna

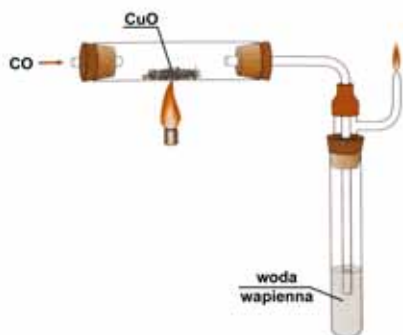
Sprzęt: probówka, rurka szklana zamknięta z obu stron korkami z osadzonymi w nich mniejszymi rurkami szklanymi, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Zestawiamy aparaturę według podanego schematu. Przez aparaturę przepuszczamy strumień tlenku węgla(II) i zapalamy go przy ujściu zwężonej rurki wylotowej. Następnie intensywnie podgrzewamy część trudno topliwej rurki, w której umieszczona została niewielka ilość tlenku miedzi(II). Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą podczas ogrzewania.

Spostrzeżenia

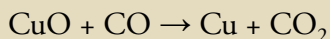
Podczas ogrzewania rurki szklanej z tlenkiem miedzi(II) i przepuszczania przez nią tlenku węgla(II) pojawiał się w rurce nalot o barwie brunatno-czerwonej. Podczas przebiegu reakcji chemicznej płomień bocznej rurki stopniowo przygasał, a woda wapienna w probówce uległa zmętnieniu.



Rys. 3. Zestaw laboratoryjny do przeprowadzenia reakcji redukcji tlenku miedzi(II) tlenkiem węgla(II)

Wnioski

W wyniku przepuszczania tlenku węgla(II) nad tlenkiem miedzi(II) zaszła reakcja chemiczna w myśl równania:



W reakcji tej powstaje miedź oraz tlenek węgla(IV), który powoduje mętnienie wody wapiennej.

Tlenek miedzi(II) zredukował się do wolnej miedzi, a tlenek węgla(II) utlenił się do tlenku węgla(IV).

Doświadczenie 4

DZIAŁANIE WODY BROMOWEJ NA MAGNEZ I GLIN

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z reakcjami chemicznymi utleniania-redukcji podczas syntezy pierwiastków chemicznych.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy wodą bromową i magnezem oraz wodą bromową i glinem.

Ustalić, które atomy pierwiastka chemicznego pobrały elektrony podczas reakcji chemicznej, a które atomy były dawcami tych elektronów ?

Odczynniki: opiłki magnezu, opiłki glinu, woda bromowa

Sprzęt: probówki, korki gumowe do probówek, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Kolejno sypimy do probówek: do pierwszej, szczyptę grubych opiłków magnezu, a do drugiej - kilka opiłków glinu. Następnie do obu probówek dodajemy po 3 cm³ wody bromowej. Wyloty probówek zatykamy korkami i energicznie wstrząsamy ich zawartościami. Obserwujemy zachodzące zmiany barwy roztworów po opadnięciu opiłków metali na dno probówek.

Spostrzeżenia

Po opadnięciu opiłków magnezu i opiłków glinu okazało się, że pomarańczowe roztwory wody bromowej odbarwiły się.

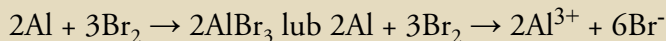
Wnioski

Zaszły reakcje chemiczne pomiędzy metalami i bromem.

Równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówce pierwszej:



Równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówce drugiej:



W tej reakcjach chemicznych brom przereagował z magnezem i glinem.

Elektrony w czasie reakcji przemieściły się w kierunku od atomów magnezu i glinu do atomów bromu.

Atomy magnezu i glinu uległy w tym procesie utlenieniu, a redukcji uległy atomy bromu, które przyjęły elektrony.

Doświadczenie 5

REAKCJA CHEMICZNA JODU Z MAGNEZEM

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej utleniania-redukcji pomiędzy magnezem i jodem.

Zadanie laboratoryjne

Z podanego zestawu sprzętu i odczynników chemicznych należy wybrać tylko to, co jest niezbędne do przeprowadzenia reakcji magnezu z jodem.

Ustalić, do jakiego typu, ze względów energetycznych, zalicza się reakcja chemiczna jodu z magnezem.

Odczynniki: jodek potasu, kwas octowy, wióry magnezu, chlorek potasu, jod, woda

Sprzęt: probówka, łapa do probówek

Przebieg doświadczenia

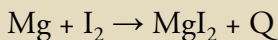
Do probówki wkładamy niewielką ilość (pół łyżeczki) opiłków magnezu i szczyptę jodu. Probówkę umieszczamy w łapie do probówek i obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany. Następnie do mieszaniny w probówce dodajemy jedną kroplę wody i obserwujemy zawartość probówki.

Spostrzeżenia

Po zmieszaniu magnezu z jodem nie obserwowano żadnych objawów reakcji. Dodanie kropli wody do mieszaniny spowodowało, że po kilku sekundach zaszła energiczna reakcja chemiczna, której towarzyszyło powstanie białej substancji o stałym stanie skupienia. Probówka podczas reakcji chemicznej ogrzała się. Na chłodniejszych ściankach probówki osadził się jod.

Wnioski

Reakcja chemiczna pomiędzy magnezem i jodem zachodzi po dodaniu wody, która spełnia funkcję katalizatora.



Jest to reakcja chemiczna egzotermiczna.

Na skutek podwyższenia się temperatury w czasie reakcji, część jodu sublimuje, osadzając się z powrotem na zimnych ściankach probówki.

Atomy magnezu w tej reakcji utleniają się, oddając po dwa elektrony atomom jodu, które w ten sposób ulegają redukcji.

Doświadczenie 6

REAKCJA STĘŻONEGO KWASU AZOTOWEGO(V) I KWASU CHLOROWODOROWEGO Z MIEDZIĄ

Cel doświadczenia:

- zbadanie, czy miedź reaguje ze stężonymi kwasami: chlorowodorowym i azotowym(V) oraz jakie powstają produkty reakcji chemicznej miedzi z tymi kwasami.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, czy miedź reaguje ze stężonymi kwasami chlorowodorowym oraz azotowym(V).

Zbadać, czy w wyniku przeprowadzonych reakcji chemicznych powstają produkty charakterystyczne dla reakcji większości kwasów z metalami.

Odczynniki: stężony kwas chlorowodorowy, stężony kwas azotowy(V), wióry miedzi

Sprzęt: probówki, pipety miarowe, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wlewamy ostrożnie: do pierwszej około 2 cm³ stężonego kwasu chlorowodorowego i do drugiej 2 cm³ stężonego kwasu azotowego(V). Następnie do każdej probówki wrzucamy wióry miedzi. Obserwujemy, czy w obu probówkach zachodzą reakcje chemiczne. Badamy łuczywem, czy w przeprowadzonych reakcjach powstaje wodór.

Informacje szczegółowe

Ponieważ w doświadczeniu tym wykorzystuje się stężone kwasy, należy zachować szczególną ostrożność w pracy z nimi. Eksperymentator powinien stosować podczas demonstracji okulary ochronne oraz gumowe rękawice. W przypadku gdyby doszło do kontaktu skóry z kwasem, należy miejsce oparzenia kwasem spłukiwać obficie dużą ilością bieżącej wody, po czym zmyć miejsce to 3% roztworem wodorowęglanu sodu. Ponieważ powstający w reakcji tlenek azotu(IV) jest gazem toksycznym, należy doświadczenie wykonywać pod wyciągiem lub w silnie wentylowanym miejscu.

Spostrzeżenia

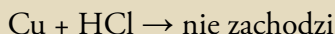
Miedź prawie natychmiast reagowała ze stężonym kwasem azotowym(V), natomiast reakcja miedzi z kwasem chlorowodorowym w temperaturze pokojowej nie zachodzi.

W próbówce ze stężonym kwasem azotowym(V), w wyniku reakcji chemicznej z miedzią, tworzyły się nad roztworem brunatne dymy.

Próba, z palącym się łuczywkiem, na obecność wodoru, zakończyła się niepomyślnie.

Wnioski

Miedź w tych warunkach reaguje tylko ze stężonym kwasem azotowym(V). W wyniku tej reakcji nie wydzielona została woda, tak jak w przypadku reakcji wielu metali z kwasami, lecz powstaje tlenek azotu(IV) o barwie brunatnej.



Jony miedzi przeszły do roztworu, o czym świadczy jego niebieska barwa, powstająca po rozcieńczeniu roztworu.

W omawianym przypadku nie zaszła reakcja chemiczna pomiędzy jonami wodorowymi i metalem.

Zaszła natomiast reakcja pomiędzy miedzią i jonem azotanowym(V), o czym świadczy wydzielony tlenek azotu(IV).

Jest to reakcja typu utleniania-redukcji pomiędzy jonem azotanowym(V), jako utleniaczem, i atomami miedzi, spełniającymi rolę reduktora.

Doświadczenie 7

WŁAŚCIWOŚCI UTLENIAJĄCE STĘŻONEGO I ROZCIEŃCZONEGO ROZTWORU KWASU AZOTOWEGO(V)

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z różnicą we właściwościach utleniających stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V).

Zadanie laboratoryjne

Mając do dyspozycji stężony i rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V) oraz inne odczynniki chemiczne podane tu w nadmiarze, należy wybrać to, co jest niezbędne w celu wykazania różnic we właściwościach utleniających tego kwasu.

Odczynniki: siarczek żelaza(II), 2 % roztwór kwasu chlorowodorowego, kwas azotowy(V), chlorek baru, chlorek sodu, węglan potasu, cukier

Sprzęt: trzy probówki, korek z rurką odprowadzającą

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy 6-molowy roztwór kwasu azotowego(V) oraz 0,1-molowy roztwór chlorku baru.

1. Do jednej probówki wrzucamy kilka drobnych kawałków siarczku żelaza(II), a następnie dodajemy kilka cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu chlorowodorowego. Probówkę zatykamy korkiem z rurką odprowadzającą, której wylot wprowadzamy do probówki z 6-molowym roztworem kwasu azotowego(V) i przez ten roztwór przepuszczamy powstający gaz, którym jest siarkowodór. Obserwujemy zachodzące zmiany w roztworze.
2. Do następnej probówki wlewamy niewielką ilość stężonego kwasu azotowego(V) (15-molowego) i przepuszczamy przez ten roztwór siarkowodór, podobnie jak w pierwszej części doświadczenia. Obserwujemy powstające produkty reakcji chemicznej. Po zakończeniu reakcji dodajemy do tego roztworu niewielką ilość wody i kilka cm^3 roztworu chlorku baru. Obserwujemy zachodzące zmiany.

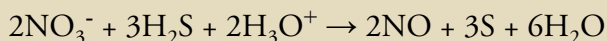
Spostrzeżenia

W pierwszej części eksperymentu z roztworu wydzielał się osad barwy żółtej. W części drugiej po przepuszczeniu przez stężony kwas azotowy(V) siarkowodoru powstawał gaz o brunatnej barwie.

Gdy po zakończeniu reakcji chemicznej do powstałego roztworu dodano chlorku baru, wydzielił się osad o barwie białej.

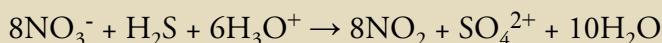
Wnioski

Przebieg reakcji chemicznej siarkowodoru z rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V) można przedstawić równaniem:



W tej reakcji chemicznej siarkowodor utlenia się do siarki.

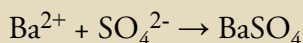
Natomiast reakcja chemiczna ze stężonym kwasem azotowym(V) ma inny przebieg. Przedstawia to następujące równanie:



W reakcji tej powstaje tlenek azotu(IV) o brunatnej barwie.

Siarkowodor zostaje utleniony do siarczanu(VI).

Potwierdzeniem na powstanie jonów siarczanowych(VI) jest reakcja chemiczna z chlorkiem baru,



w wyniku której powstaje biały osad siarczanu(VI) baru.

Doświadczenie 7**TERMICZNY ROZKŁAD CHLORANU(V) POTASU****Cel doświadczenia:**

- zbadanie produktów powstających podczas reakcji chemicznej termicznego rozkładu chloranu(V) potasu.

Zadanie laboratoryjne

Mając proponowany w nadmiarze sprzęt i odczynniki chemiczne, należy przeprowadzić reakcję termicznego rozkładu chloranu(V) potasu.

Zbadać, jaki produkt gazowy powstaje w tej reakcji.

Należy wykorzystać tylko ten sprzęt i odczynniki, które pozwolą w najprostszy sposób wykonać eksperyment.

Które zmiany świadczą o tym, że zaszła reakcja chemiczna?

Odczynniki: chloran(V) potasu, chlorek potasu, manganian(VII) potasu, chloran(III) potasu, kwas siarkowy(VI), tlenek manganu(IV)

Sprzęt: probówka, tygiel, parownica, korek z osadzoną w nim rurką szklaną do zbierania gazów i łuczwo, łyżka do spalań, krystalizator, pompka wodna, kolby stożkowe, palnik gazowy.

Przebieg doświadczenia

Najpierw mieszamy niewielką ilość chloranu(V) potasu $KClO_3$ ze szczyptą tlenku manganu(IV) MnO_2 . Powstałą mieszaninę umieszczamy w probówce, którą montujemy w prostym zestawie aparatury do otrzymywania gazów. Probówkę z chloranem(V) potasu ogrzewamy płomieniem palnika gazowego. Obserwujemy zmiany, jakie zachodzą podczas reakcji chemicznej. Badamy tłącym się łuczwyem gaz, który powstał.

Informacje szczegółowe

Tlenek manganu(IV) w tym doświadczeniu pełni funkcję katalizatora reakcji, ułatwiającego rozkład chloranu(V) potasu.

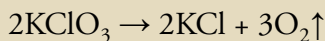
Spostrzeżenia

W wyniku ogrzewania probówki z chloranem(V) potasu nastąpiło wydzielanie się pęcherzyków gazu, zbieranego w kolbie stożkowej wypełnionej wodą.

Po włożeniu tłącego się łuczwywa do kolby z gazem nastąpiło jego gwałtowne zapalenie się.

Wnioski

Podczas ogrzewania chloranu(V) potasu następuje jego termiczny rozkład w myśl równania reakcji:



W wyniku reakcji chemicznej powstaje tlen, którego obecność można zbadać tłym się łuczyciem.

Reakcja chemiczna rozkładu chloranu(V) potasu zalicza się do reakcji analizy.

W wyniku reakcji chemicznej analizy z jednego substratu powstaje dwa lub więcej produktów.

Doświadczenie 8

REAKCJA CHEMICZNA MIEDZI Z AZOTANEM(V) SREBRA(I)

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z reakcją chemiczną typu wymiany, na przykładzie miedzi i azotanu(V) srebra.

Zadanie laboratoryjne

Należy zanurzyć w roztworze azotanu(V) srebra blaszkę miedzianą i obserwować zachodzące zmiany.

Na podstawie zmian określić, do jakiego typu można zaliczyć reakcję chemiczną miedzi z azotanem(V) srebra.

Odczynniki: cienka blaszka miedziana, 10 % roztwór azotanu(V) srebra

Sprzęt: zlewka o pojemności 250 cm³

Przebieg doświadczenia

Do małej zlewki wlewamy roztwór azotanu(V) srebra. Następnie w roztworze zanurzamy częściowo cienką blaszkę miedzianą. Blaszkę pozostawiamy w roztworze na kilkanaście minut. Następnie obserwujemy wygląd powierzchni blaszki.

Informacje szczegółowe

Przed doświadczeniem powierzchnia blaszki miedzianej powinna być dokładnie oczyszczona papierem ściernym. Aby zaobserwować efekt pokrywania się blaszki srebrem, wystarczy kilkanaście minut. Natomiast zabarwienie się roztworu na kolor niebieski, pochodzący od jonów miedzi(II), wymaga dłuższego czasu.

Można przyspieszyć ten efekt poprzez podgrzanie roztworu azotanu(V) srebra do temperatury około 60°C. W doświadczeniu należy stosować wodę destylowaną, ze względu na obecność w wodzie wodociągowej anionów chlorkowych Cl⁻, które powodują strącanie trudno rozpuszczalnego osadu chlorku srebra.

Spostrzeżenia

Po pewnym czasie powierzchnia blaszki miedzianej pokryła się nalotem o barwie srebrzystoszarej.

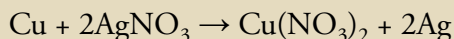
Początkowo bezbarwny roztwór azotanu(V) srebra stawał się w miarę upływu czasu coraz bardziej niebieski.

Zabarwienie to było intensywniejsze, im więcej metalicznego nalotu tworzyło się na miedzianej blaszce.

Wnioski

W wyniku zanurzenia miedzi w roztworze azotanu(V) srebra zachodzi reakcja chemiczna, czego dowodem jest powstający na miedzi metaliczny nalot.

Oto równanie odpowiedniej reakcji chemicznej:



Tym nalotem o barwie srebrzystoszarej jest srebro.

W tym przypadku substraty reakcji wymieniły się składnikami: wydzielilo się srebro, a jego miejsce zajęły atomy miedzi, tworząc jony miedzi(II) Cu²⁺, co powoduje tworzenie się niebieskiego zabarwienia roztworu.

Tęgo typu reakcje chemiczne nazywane są reakcjami wymiany.

W wyniku reakcji chemicznej wymiany zachodzi wymiana poszczególnych składników pomiędzy substratami.

Doświadczenie 9

EFEKT ENERGETYCZNY REAKCJI CHEMICZNEJ CYNKU Z JONAMI MIEDZI(II)

Cel doświadczenia:

- zbadanie efektów energetycznych reakcji chemicznej cynku z jonami miedzi(II).

Zadanie laboratoryjne

W opisie zamieszczonym niżej podano zestaw sprzętu i odczynników chemicznych.

Należy wykorzystać je w celu zbadania efektów energetycznych reakcji chemicznej cynku z solą miedzi(II).

Ustalić, które zmiany powstające podczas eksperymentu mogą świadczyć o tym, że zaszła reakcja chemiczna?

Odczynniki: 1-molowy roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), pył cynkowy

Sprzęt: zlewka o pojemności 200 cm³, bagietka szklana, termometr

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy 50 cm³ roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) i wkładamy do niego termometr. Odczytujemy temperaturę roztworu, a następnie wysypujemy, intensywnie mieszając, 6g pyłu cynkowego. Cały czas obserwujemy barwę roztworu i osadu w zlewce oraz wskazania termometru.

Spostrzeżenia

Roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) ma barwę niebieską.

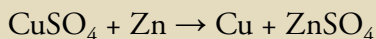
Po wsypaniu do tego roztworu pyłu cynkowego zaczyna się on stopniowo odbarwiać.

Podczas reakcji chemicznej nastąpił wzrost temperatury roztworu.

Osad znajdujący się w zlewce zaczyna przybierać barwę brunatną.

Wnioski

Odbarwienie się roztworu świadczy o tym, że znajduje się w nim coraz mniej jonów miedzi(II):



Na powierzchni pyłu cynkowego zaszła reakcja chemiczna redukcji jonów miedzi(II).

Wzrost temperatury mieszaniny jest dowodem na to, że podczas reakcji musiała wydzielić się energia cieplna.

W układzie, w którym następuje redukcja jonów miedzi Cu²⁺ bezpośrednio

na powierzchni cynku, energia pomiędzy układem a otoczeniem wymieniana jest na sposób ciepła

Doświadczenie 10

REAKCJA CHEMICZNA KWASU CHLOROWODOROWEGO Z CYNKIEM –EFEKTY ENERGETYCZNE

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie egzotermicznej reakcji chemicznej.

Zadanie laboratoryjne

Mając strzykawkę i odpowiednie odczynniki chemiczne należy udowodnić, że reakcja chemiczna cynku z kwasem chlorowodorowym jest reakcją egzotermiczną.

Jakie zmiany podczas reakcji chemicznej należy wziąć pod uwagę?

Odczynniki: cynk w granulkach, 2 % roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: strzykawka ze szklanym tłokiem, plastelina

Przebieg doświadczenia

Do strzykawki ze szklanym tłokiem wkładamy granulkę cynku i wciągamy do jej wnętrza kilka cm^3 roztworu kwasu chlorowodorowego. Następnie wylot strzykawki zaklejamy plasteliną. Dotykamy powierzchni strzykawki. Obserwujemy zmiany.

Informacje szczegółowe

Po wydzieleniu się pewnej ilości wodoru i przesunięciu tłoka strzykawki należy z powrotem otworzyć jej wylot, gdyż zwiększające się ciśnienie wodoru może spowodować rozsądzenie strzykawki.

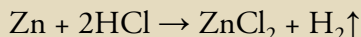
Spostrzeżenia

W wyniku reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem powstawał gaz, który powodował przesuwanie się tłoka strzykawki.

Równocześnie podczas reakcji wzrosła temperatura powierzchni strzykawki.

Wnioski

Zaszła reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



W reakcji tej wydzielala się do otoczenia energia cieplna, a układ wykonał pracę za pośrednictwem wodoru, który przesunął tłok.

Reakcje chemiczne, którym towarzyszy przekazywanie energii z układu do otoczenia poprzez wydzielenie energii cieplnej i wykonanie pracy, nazywamy reakcjami chemicznymi egzotermicznymi.

Doświadczenie 11

UTLENIAJĄCE WŁAŚCIWOŚCI STĘŻONEGO KWASU AZOTOWEGO(V)

Cel doświadczenia:

- wykazanie silnie utleniających właściwości stężonego kwasu azotowego(V).

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, w jaki sposób będą zachowywać się wybrane substancje umieszczone w probówce z gorącym, stężonym kwasem azotowym(V) i na tej podstawie należy określić właściwości chemiczne tego kwasu.

Odczynniki: stężony kwas azotowy(V), węgiel drzewny, siarka, terpentyna

Sprzęt: probówki, pręcik stalowy, wkraplacze, palnik, łąpa do probówek

Przebieg doświadczenia

Do trzech probówek kolejno wlewamy stężony kwas azotowy(V) i ogrzewamy go do wrzenia. Następnie przerywamy ogrzewanie i wprowadzamy do ogrzanego w probówkach kwasu niewielką ilość: do pierwszej probówki rozżarzonego węgla drzewnego, do drugiej probówki płonącej siarkę na pręciku stalowym oraz do

trzeciej kilka kropel terpentyny.

Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu do gorącego, stężonego kwasu azotowego(V) węgla drzewnego i siarki następuje ich gwałtowne spalanie się.

Tempertyna dodana do kwasu także spalała się.

Wnioski

Stężony kwas azotowy(V) ma właściwości silnie utleniające.

Właściwość ta występuje na skutek wydzielania produktów gazowych, to jest tlenu i tlenku azotu(IV) podczas ogrzewania kwasu.

Doświadczenie 12

REAKCJA CHEMICZNA STĘŻONEGO KWASU AZOTOWEGO(V) Z WĘGLEM

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej węgla drzewnego ze stężonym kwasem azotowym(V) i wykazanie silnie utleniających właściwości tego kwasu.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jak zachowa się węgiel drzewny wobec stężonego kwasu azotowego(V). Stwierdzić, jaki gaz wydziela się podczas tej reakcji: wodór, tlen czy może tlenek węgla(IV).

Odczynniki: kawałki węgla drzewnego, stężony kwas azotowy(V), woda wapienna

Sprzęt: probówki, pipeta, korek z rurką odprowadzającą, łapa do probówek, palik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do probówki wrzucamy kilka kawałków węgla drzewnego i dodajemy około 4 cm³ kwasu azotowego(V). Następnie wylot probówki zatykamy korkiem z rurką

odprowadzającą. Koniec rurki odprowadzającej zanurzamy w probówce z wodą wapienną. Ogrzewamy zawartość probówki do momentu łagodnego wrzenia, obserwując zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

Podczas reakcji chemicznej następował stopniowy ubytek węgla drzewnego, a powstający produkt gazowy powodował mętnienie wody wapiennej.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej węgla drzewnego z kwasem azotowym(V) powstaje bezbarwny tlenek węgla(IV), powodujący mętnienie wody wapiennej oraz brunatny lenek azotu(IV).

Oto równanie reakcji chemicznej:



Stężony kwas azotowy(V) ma silne właściwości utleniające.

Utlenia węgiel do tlenku węgla(IV), sam redukując się do tlenku azotu(IV).

Doświadczenie 13

BADANIE REDUKUJĄCYCH WŁAŚCIWOŚCI SIARKOWODORU

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej mającej na celu wykazanie redukujących właściwości siarkowodoru.

Zadanie laboratoryjne

Niżej zaproponowano zestaw sprzętu laboratoryjnego i odczynników chemicznych.

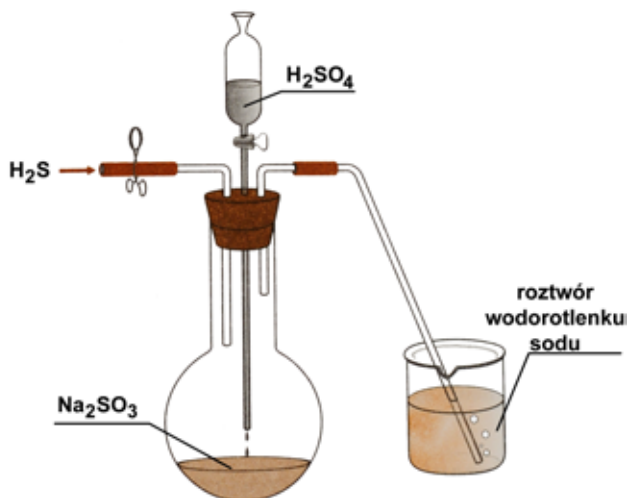
Z zestawu tego należy wybrać tylko to, co będzie niezbędne do wykonania doświadczenia pozwalającego na zbadanie redukujących właściwości siarkowodoru.

Odczynniki: siarczan(IV) sodu, kwas siarkowy(VI), kwas chlorowodorowy, wodorotlenek wapnia, wodorotlenek sodu, źródło siarkowodoru, tlenek fosforu(V).

Sprzęt: kolba kulista okrągłodenna o pojemności 1 dm³, zlewka o pojemności 250 cm³, statyw z łapą, wkraplacz, rurki szklane, cylinder do spalań, biureta, kolba stożkowa o pojemności 250 cm³, pompka próżniowa.

Przebieg doświadczenia

Do kolby kulistej wlewamy około 25 cm³ nasyconego roztworu siarczanu(IV) sodu. Następnie wylot kolby zatykamy korkiem z umieszczonym w nim wkraplaczem i dwiema rurkami szklanymi.



Rys. 4. Badanie redukujących właściwości siarkowodoru.

Koniec jednej z rurek zanurzamy w zlewce ze stężonym roztworem wodorotlenku sodu. Na koniec drugiej rurki nakładamy gumowy wąż ze ściskaczem. We wkraplaczu umieszczamy kwas siarkowy(VI), który stopniowo wprowadzamy do kolby.

W zlewce z roztworem wodorotlenku sodu następuje wydzielanie się pęcherzyków powietrza. Gdy powietrze zostanie z kolby wyparte, intensywność wydzielania się gazu ulega znacznemu zmniejszeniu. Wówczas po usunięciu ściskacza łączymy drugą rurkę ze źródłem siarkowodoru. Obserwujemy zmiany zachodzące podczas reakcji chemicznej na ściankach kolby.

Informacje szczegółowe

Do wykonania doświadczenia niezbędne jest źródło siarkowodoru. W laboratorium siarkowodor można otrzymać przez działanie rozcieńczonym roztworem kwasu chlorowodorowego na siarczek żelaza(II). Siarkowodor można także otrzymać przez działanie rozcieńczonym roztworem kwasu chlorowodorowego na siarczek wapnia. W ten sposób otrzymany gaz ma wyższy stopień czystości.

Siarkowodor można także otrzymać na skalę laboratoryjną przez działanie 30% roztworem kwasu ortofosforowego na stężony roztwór siarczku sodu.

Należy pamiętać, że siarkowodor jest gazem silnie toksycznym i dlatego doświadczenie należy koniecznie wykonywać pod sprawnie działającym wyciągiem.

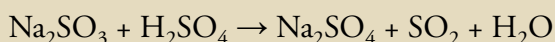
Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu kwasu siarkowego(VI) do roztworu siarczanu(IV) sodu wydzielają się pęcherzyki gazu.

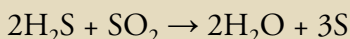
Po wprowadzeniu do kolby reakcyjnej siarkowodoru, nastąpiło pojawienie się na ściankach kolby drobnego, krystalicznego osadu o żółtej barwie.

Wnioski

W wyniku działania kwasem siarkowym(VI) na roztwór siarczanu(IV) sodu zachodzi reakcja chemiczna, podczas której powstaje tlenek siarki(IV):



Po wprowadzeniu siarkowodoru do środowiska reakcji zachodzi następną reakcją, w wyniku której powstaje siarka:



W tej reakcji chemicznej siarkowodor wykazuje właściwości redukujące, ponieważ atomy siarki zmieniają swój ujemny, drugi stopień utlenienia w siarkowodorze, na stopień utlenienia zerowy, tworząc siarkę.

Tlenek siarki(IV) spełnia w tej reakcji funkcję utleniacza.

Doświadczenie to jest także jednym z przykładów tworzenia się wolnej siarki w przyrodzie.

Doświadczenie 14

REAKCJA CHEMICZNA REDUKCJI TLENKU MIEDZI(II)
ZA POMOCĄ AMONIAKU**Cel doświadczenia:**

- przeprowadzenie w warunkach laboratoryjnych reakcji chemicznej redukcji tlenku miedzi(II) amoniakiem

Zadanie laboratoryjne

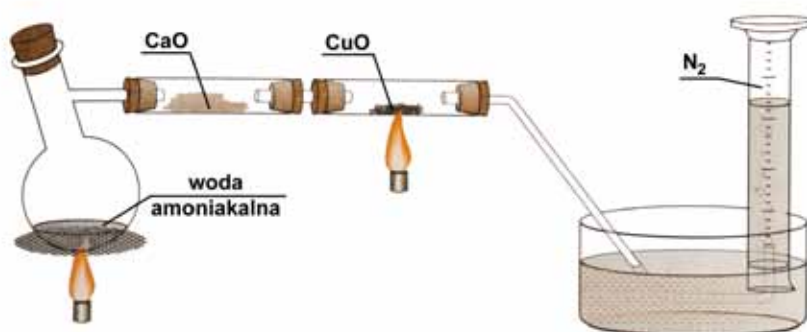
Mając tlenek miedzi(II) oraz amoniak należy zaprojektować sposób przeprowadzenia reakcji chemicznej redukcji tego tlenku amoniakiem.

Odczynniki: tlenek miedzi(II), tlenek wapnia, 25 % woda amoniakalna

Sprzęt: dwie rurki szklane o wymiarach 10 cm x 1,5 cm, kolba destylacyjna o pojemności 100 cm³, cylinder do zbierania gazów, krystalizator, palnik gazowy.

Przebieg doświadczenia

Do kolby destylacyjnej wlewamy kilka cm³ wody amoniakalnej i łączymy ją z rurką zawierającą tlenek wapnia. Następnie rurkę z tlenkiem wapnia łączymy z drugą rurką zawierającą tlenek miedzi(II), tak, jak przedstawiono to na rysunku.



Rys. 5. Aparatura do przeprowadzenia reakcji redukcji tlenku miedzi(II) amoniakiem

Koniec drugiej rurki łączymy z cylindrem napełnionym wodą i umieszczonym w krystalizatorze, w którym również znajduje się woda. Następnie przystępujemy do niezbyt intensywnego ogrzewania kolby z wodą amoniakalną i równoczesnego

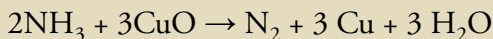
silniejszego rurki z tlenkiem miedzi(II). Podczas reakcji obserwujemy zmiany zachodzące w układzie.

Spostrzeżenia

W rurce z tlenkiem miedzi(II) powstawała substancja o brunatnej barwie. Równocześnie w cylindrze można było obserwować wydzielanie się pęcherzyków gazu.

Wnioski

Uchodzący z kolby amoniak ulega osuszeniu w rurce napełnionej tlenkiem wapnia, a następnie reaguje z tlenkiem miedzi(II) zgodnie z równaniem:



Wydzielającym się w cylindrze gazem jest azot.

W tej reakcji chemicznej tlenek miedzi(II) redukuje się do miedzi, a amoniak utlenia się do azotu.

Doświadczenie 15

BADANIE UTLENIAJĄCYCH WŁAŚCIWOŚCI AZOTANÓW(III) I AZOTANÓW(V)

Cel doświadczenia:

- zbadanie i porównanie utleniających właściwości azotanów(III) i azotanów(V) metali z grupy litowców.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną azotanu(III) potasu i azotanu(V) potasu z węglem drzewnym.

Określić produkty gazowe powstające w obu reakcjach chemicznych.

Porównać utleniające właściwości obu związków chemicznych.

Odczynniki: azotan(V) potasu, azotan(III) potasu, woda wapienna, kawałki węgla drzewnego

Sprzęt: dwie probówki, dwie zlewki o pojemności 250 cm³, rurki szklane, korki do probówek, statyw metalowy z łapami, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

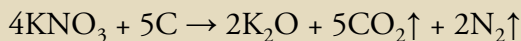
W łapie statywu umocowujemy dwie probówki. Do jednej z probówek wprowadzamy niewielką ilość azotanu(III) potasu, a do drugiej taką samą ilość, około 2 g, azotanu(V) potasu. Probówki z solami ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego. Po stopieniu się soli wrzucamy do probówek kawałki węgla drzewnego. Wyloty obu probówek szybko zatykamy korkami z osadzonymi w nich rurkami szklanymi. Końce tych rurek zanurzamy do zlewek zawierających wodę wapienną. Obserwujemy zmiany zachodzące podczas reakcji chemicznych.

Spostrzeżenia

Po wrzuceniu węgla drzewnego do obu probówek węgiel spalał się jaskrawym płomieniem. W obu przypadkach woda wapienna zmętniała.

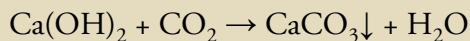
Wnioski

W obu przypadkach zachodzą reakcje chemiczne, które można przedstawić odpowiednimi równaniami:



W wyniku tych reakcji w obu przypadkach węgiel utlenia się do tlenku węgla(IV).

Świadczy o tym reakcja chemiczna mętnienia wody wapiennej:



Azotany(III) i azotany(V) mają właściwości utleniające.

Doświadczenie 16**BADANIE PRZEPEŁYWU ELEKTRONÓW W REAKCJI CHEMICZNEJ UTLENIANIA-REDUKCJI****Cel doświadczenia:**

- wykazanie, że reakcje chemiczne utlenienia-redukcji związane są z przemieszczaniem się elektronów w kierunku od reduktora do utleniacza.

Zadanie laboratoryjne

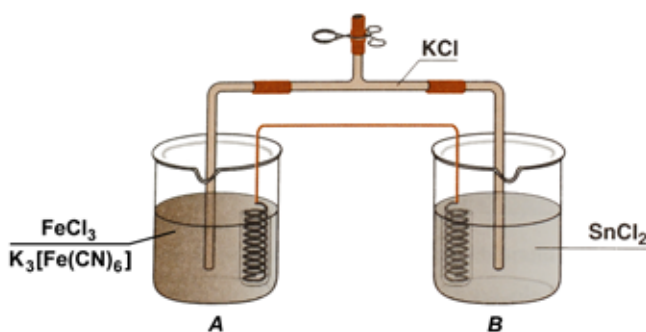
Należy wykonać doświadczenie zgodnie z instrukcją i zbadać, czy zmiany, które zachodzą podczas doświadczenia, mogą potwierdzić tezę o przemieszczaniu się elektronów podczas reakcji utleniania-redukcji.

Odczynniki: 1-molowy roztwór chlorku żelaza(III), 1-molowy roztwór heksacyjanożelazianu(III) potasu, 1-molowy roztwór chlorku potasu, 1-molowy roztwór chlorku cyny(II)

Sprzęt: dwie zlewki o pojemności 250 cm³, dwie elektrody platynowe (mogą być z aparatu Hofmanna), drut miedziany, dwie fiolki

Przebieg doświadczenia

Montujemy zestaw według przedstawionego rysunku.



Rys. 6. Zestaw do badania przepływu elektronów w reakcjach utleniania-redukcji

Do jednej zlewki oznaczonej literą A wlewamy około 200 cm³ wody, 3 cm³ roztworu chlorku żelaza(III) oraz kilka kropel roztworu heksacyjanożelazianu(III) potasu. Do drugiej zlewki, oznaczonej literą B, wlewamy 200 cm³ roztworu

chlorku cyny(II). Roztwory w obu naczyniach łączymy kluczem elektrolitycznym napełnionym roztworem chlorku potasu. W roztworach obu zlewek zanurzamy po jednej fiołce. Wprowadzamy do nich elektrody platynowe, które zwieramy za pomocą miedzianego drutu. Obserwujemy po pewnym czasie zmiany zachodzące w fiolkach.

Informacje szczegółowe

Klucz elektrolityczny można przygotować, łącząc za pomocą węży PCV rurkę w kształcie litery T z dwiema rurkami szklanymi zgiętymi pod kątem prostym. Końce rurek, które mają być zanurzone w roztworze, powinny być kapilarami lub powinny być obtopione tak, aby otrzymać w nich małe otwory o średnicy mniejszej od 1 mm. Na trzeci koniec rurki T nakładamy wąż, który po napełnieniu klucza roztworem elektrolitu ściskamy za pomocą kłamy (ściskacza). W doświadczeniu można użyć zamiast elektrod platynowych elektrody wykonane z metali odpornych na działanie użytych w doświadczeniu odczynników.

Spostrzeżenia

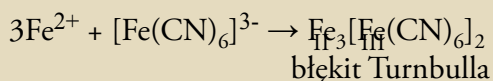
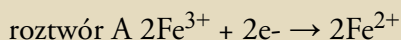
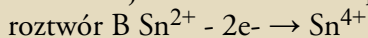
Po kilku minutach można było zauważyć wokół elektrody zanurzonej w fiołce umieszczonej w zlewce A niebieskie zabarwienie.

Wnioski

Niebieskie zabarwienie pochodzi od tworzącego się błękitu Turnbulla, to jest związku chemicznego zawierającego zewnętrzny kation atomu żelaza na drugim stopniu utlenienia Fe^{2+} .

Można sformułować wniosek, że jony żelaza(III) Fe^{3+} , znajdujące się w bezpośrednim sąsiedztwie elektrody, przyjęły elektrony, ulegając w ten sposób redukcji do jonów żelaza(II). Proces ten mógł nastąpić dzięki przepływowi elektronów przez przewodnik metaliczny z prawej zlewki B do lewej A.

Zachodzące w obu roztworach reakcje chemiczne można przedstawić równaniami:



Doświadczenie 17

WYKAZANIE ELEKTRONOWEGO CHARAKTERU REAKCJI CHEMICZNEJ TERMICZNEGO ROZKŁADU CHLORANU(V) POTASU

Cel doświadczenia

- wykazanie elektronowego charakteru reakcji chemicznej rozkładu chloranu(V) potasu.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną termicznego rozkładu chloranu(V) potasu w zestawie aparatury pokazanym na rysunku.

Zbadać, na podstawie wyników reakcji jej charakter elektronowy.

Wykazać, że w reakcji tej występują dwa równoległe procesy, to jest proces utleniania i proces redukcji, związane przemieszczaniem się elektronów.

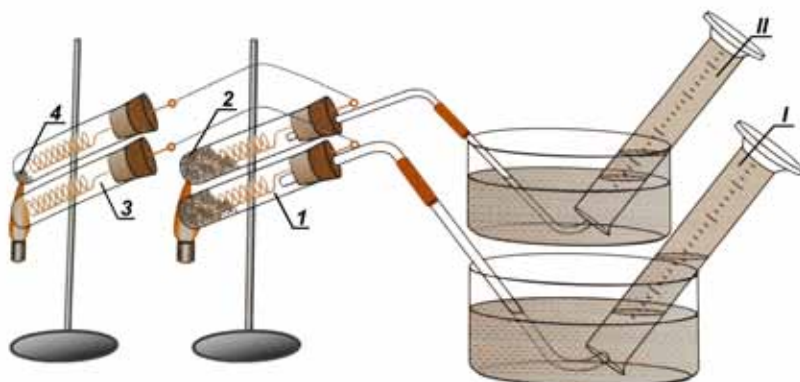
Odczynniki: chloran(V) potasu, tlenek manganu(IV)

Sprzęt: cztery probówki o średnicy 2,5 cm i długości 20 cm, dwa cylindry do zbierania gazów, dwa krystalizatory o pojemności 2 dm³, trzy statywy metalowe z łapami, dwa węże PCV, cztery kawałki drutu miedzianego o długości około 35 cm, cztery korki gumowe, dwa przewodniki, cztery metalowe klamry, rurki szklane

Przebieg doświadczenia

Na rysunku przedstawiono zestaw służący do przeprowadzenia reakcji chemicznej rozkładu chloranu(V) potasu.

Do probówek oznaczonych nr 1 oraz nr 2 wsypujemy po około 5 g chloranu(V) potasu. W probówce nr 4 umieszczamy 5 g tlenku manganu(IV), a oznaczoną nr 3 pozostawiamy pustą. Następnie w dwóch korkach gumowych umieszczamy rurki szklane. Przez te korki oraz przez dwa korki pozostałe przeciągamy druty miedziane, których końce skręcamy w kształt spirali. Probówkę nr 1 i nr 2 zatykamy korkami z umieszczonymi w nich drutami miedzianymi i rurkami szklanymi, natomiast probówki nr 3 i nr 4 zatykamy korkami zawierającymi tylko druty miedziane. Tak przygotowane probówki umocowujemy w łapach statywu. Końce drutów z probówek nr 1 i nr 3 oraz nr 2 i nr 4 odpowiednio łączymy ze



Rys. 7. Aparatura do przeprowadzenia rozkładu chloranu(V) potasu

sobą przewodnikami. Natomiast końce rurek szklanych z probówek nr 1 i nr 2 wprowadzamy pod napełnione wodą i odwrócone dnem do góry cylindry nr I i nr II, znajdujące się w krystalizatorach z wodą. Następnie płomieniem palnika gazowego ogrzewamy równomiernie umieszczony w obu probówkach chloran(V) potasu. W ten sam sposób ogrzewamy probówki oznaczone nr 3 i nr 4. Obserwujemy zmiany zachodzące podczas ogrzewania. Badamy palącym się łuczywem zebrany w cylindrach gaz.

Spostrzeżenia

Po około 3 minutach ogrzewania w cylindrach zgromadził się pewien gaz oraz że w probówce nr 2 chloran(V) potasu rozkładał się dwa razy szybciej niż w probówce nr 1.

Świadczyły o tym objętości gazu zebranego w obu cylindrach.

Wnioski

Powstające zjawisko można wyjaśnić następująco: chloran(V) potasu w probówce nr 2 styka się za pośrednictwem przewodnika z katalizatorem, tlenkiem manganu(IV), znajdującym się w probówce nr 4.

Przebieg zachodzących reakcji w obu probówkach można wyrazić równaniami:



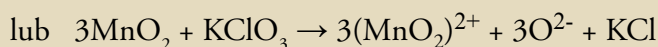
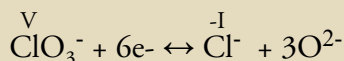
W związku z brakiem bezpośredniego kontaktu chloranu(V) potasu z tlenkiem manganu(IV) bardzo ważną rolę w tym eksperymencie odgrywa przewodnik. Przy ogrzewaniu chloranu(V) potasu i tlenku manganu(IV) zachodzi wymiana elektronów. Jest to przykład reakcji chemicznej utleniania-redukcji. W podwyższonej temperaturze tlenek manganu(IV) utlenia się zgodnie z równaniem:



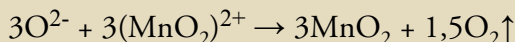
Uwolnione elektrony przenoszone są za pośrednictwem przewodnika do chloranu(V) potasu, znajdującego się w probówce nr 2.

Napływające elektrony przyłączane są przez znajdujący się na piątym dodatnim stopniu utlenienia atom chloru w chloranie.

Dzięki temu atom chloru obniża swój stopień utlenienia do wartości -I (redukcja):



W dalszym etapie reakcji zachodzi proces redukcji atomów manganu w wyniku procesu utleniania atomów tlenu:



Rozkład chloranu(V) potasu, zachodzący w probówce nr 1, jest powolniejszy i przebiega w wyższej temperaturze, ale również należy do reakcji chemicznej utleniania-redukcji.

Podczas rozkładu chloranu(V) potasu powstaje tlen.

Przeprowadzone doświadczenie pozwala sformułować wniosek, że reakcja chemiczna rozkładu chloranu(V) potasu zachodzi z udziałem elektronów.

Doświadczenie 18

UTLENIANIE SOLI MANGANU(II) DO KWASU MANGANOWEGO(VII)

Cel doświadczenia

- otrzymanie kwasu manganowego(VII) w reakcji chemicznej utleniania soli manganu(II)

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując zaproponowany sprzęt i odczynniki należy przeprowadzić reakcję chemiczną utleniania jonów manganu(II) do jonów manganianowych(VII). W jaki sposób można stwierdzić, że otrzymano wyżej wymienione jony?

Odczynniki: 1-molowy roztwór siarczanu(VI) manganu(II), stężony kwas azotowy(V), tlenek ołowiu(IV)

Sprzęt: probówka, palnik gazowy, łapa do probówek

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy około 4 cm³ roztworu siarczanu(VI) manganu(II) i dodajemy około 2 cm³ stężonego kwasu azotowego(V). Do przygotowanego roztworu wsypujemy 2 g tlenku ołowiu(IV). Następnie zawartość probówki ogrzewamy w płomieniu palnika do wrzenia i w tym stanie utrzymujemy przez kilka minut. Po zakończeniu ogrzewania roztwór rozcieńczamy wodą i odstawiamy na pewien czas. Obserwujemy, czy w probówce zajdą określone zmiany.

Spostrzeżenia

W probówce powstał osad.

Po chwili, gdy osad opadł na dno probówki, roztwór nad osadem przyjął ciemnofioletowe zabarwienie.

Wnioski

Siarczan(VI) manganu(II) reaguje z tlenkiem ołowiu(IV).

Zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić następującym równaniem:



Fioletowe zabarwienie roztworu pochodzi od powstałych jonów manganianowych(VII) MnO_4^- .

Doświadczenie 19

REAKCJA ROZKŁADU DICHROMIANU(VI) AMONU. CHEMICZNY WULKAN

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie w efektywny sposób reakcji chemicznej rozkładu dichromianu(VI) amonu.

Zadanie laboratoryjne

Mając dichromian(VI) amonu oraz niezbędny sprzętem laboratoryjny, wymieniony niżej, zaproponuj sposób przeprowadzenia reakcji rozkładu dichromianu(VI) amonu.

Należy zbadać, jakie produkty o stałym stanie skupienia powstają w tej reakcji chemicznej.

Odczynniki: dichromian(VI) amonu, alkohol etylowy

Sprzęt: zlewka o pojemności 100 cm³, metalowe szczypce, lejek, płytką metalową lub płytką teflonową, bibuła filtracyjna

Przebieg doświadczenia

Odważamy około 15 g dichromianu(VI) amonu i usypujemy z niego stożek na środku dna zlewki, postępując się w tym celu lejkiem. Następnie wycinamy niewielki pasek z bibuły filtracyjnej i наносimy na jego powierzchnię kilka kropel alkoholu etylowego. W ten sposób przygotowany pasek bibuły umieszczamy w centrum stożka. Z kolei za pomocą zapalanej zapalniczki, trzymanej w szczypcach, podpalamy bibułę. Zlewkę pozostawiamy otwartą lub przykrywamy metalową płytką. Obserwujemy zmiany towarzyszące przebiegowi reakcji chemicznej.

Informacje szczegółowe

Zapalenie stożka usypanego z dichromianu(VI) amonu powoduje powstanie dużej ilości substancji stałej o barwie zielonej (Cr_2O_3) oraz snopu iskier i dużej ilości dymu. Aby dodatkowo uatrakcyjnić demonstrację, można z gliny uformować wzgórze na kształt czynnego wulkanu. Wnętrze góry należy pozostawić puste, aby można było umieścić w nim tygiel lub zlewkę z dichromianem. Przeprowadzenie reakcji w takich warunkach jest atrakcyjne, ponieważ z uformowanego krateru wydostają się iskry, które mogą imitować erupcję wulkanu.

Podczas wykonywania doświadczenia należy zachować szczególną ostrożność. Sole chromu mogą powodować podrażnienia skóry, a pary związków chromu mogą podrażniać błony śluzowe oczu i układu oddechowego. Doświadczenie należy wykonywać pod wyciągiem i w okularach ochronnych. Pozostałość poreakcyjną należy zalać niewielką ilością wody, przenieść do przygotowanego w tym celu słoja i przechować do innych doświadczeń.

Spostrzeżenia

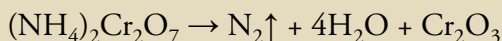
Po zapaleniu stożka usypanego z dichromianu(VI) amonu natychmiast powstawał snop iskier i duża ilość dymu.

Pomarańczowoczerwony dichromian(VI) amonu zamienił się w substancję stałą o barwie zielonej.

Tej substancji wydzielilo się bardzo dużo i jest ona spulchniona.

Wnioski

Równanie reakcji chemicznej rozkładu dichromianu(VI) amonu przedstawia się następująco:



Dichromian(VI) amonu podczas ogrzewania rozkłada się z utworzeniem azotu, wody i tlenku chromu(III) o barwie zielonej.

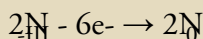
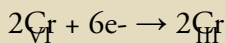
Jest to reakcja chemiczna typu analizy oraz reakcja typu utleniania-redukcji.

Jon amonowy NH_4^+ spełnia funkcję reduktora w stosunku do jonu dichromianowego(VI) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, który ma właściwości silnie utleniające.

Podczas tej reakcji chemicznej atomy chromu, znajdujące się w dichromianie(VI) amonu, obniżają swój stopień utlenienia z dodatniego szóstego na trzeci stopień. Produktem tego procesu jest tlenek chromu(III).

Równolegle atomy azotu, znajdujące się na ujemnym, trzecim stopniu

utlenienia, utleniają się do azotu, w którym jego atomy znajdują się na zerowym stopniu utlenienia.



Doświadczenie 20

PREPARATYKA JODKU AZOTU(III) I REAKCJA CHEMICZNA JEGO ROZKŁADU

Cel doświadczenia

- zapoznanie z syntezą chemiczną jodku azotu(III) oraz jego właściwościami wybuchowymi, w wyniku których zachodzi odpowiedni proces utleniania-redukcji

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić, zgodnie z podaną instrukcją, syntezę jodku azotu(III). Z badać, jak otrzymany związek chemiczny zachowuje się pod wpływem dotyku ptasim piórem lub metalowymi szczypcami.

Odczynniki: jod, 25% roztwór amoniaku (woda amoniakalna)

Sprzęt: zlewka o pojemności 250 cm³, bagietka szklana, bibuła filtracyjna, przezroczysta taśma klejąca, gęsie pióro zamontowane na końcu dwumetrowego kija, porcelanowa łyżka

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wprowadzamy około 3 g jodu oraz 15 cm³ roztworu amoniaku, a następnie całość mieszamy i pozostawiamy na co najmniej 10 minut. Powstały osad pozostawiamy w zlewce, a roztwór dekantujemy. Osad przepłukujemy wodą. Następnie za pomocą porcelanowej łyżki przenosimy powstałą substancję stałą na cztery kawałki bibuły filtracyjnej, aby nastąpiło usunięcie resztek pozostałej cieczy. Wilgotny osad dzielimy na cztery części i każdą część przekładamy na suchy

kawałek bibuły filtracyjnej. Otrzymane kawałki jodku azotu(III) rozmieszczamy w pomieszczeniu, w którym przeprowadzamy pokaz, w odległości około 0,5 m od demonstratora i taśmą klejącą przyczepiamy do podłoża. Wszystkie te czynności wykonujemy w ciągu 5 minut. Na wyschnięcie jodku azotu(III) potrzeba około 30 minut. Gdy jodek jest już suchy, dotykamy go piórem umieszczonym na kijku. Obserwujemy zachodzące zjawisko.

Informacje szczegółowe

Jodek azotu(III) jest wyjątkowo czuły na dotyk.

Jest środkiem silnie wybuchowym.

Nie należy przechowywać go w większych ilościach, a przy przechowywaniu ilości mniejszych trzeba zachowywać szczególną ostrożność.

Suchy jodek azotu(III) może detonować nawet pod wpływem ruchu powietrza.

W postaci mokrej jest bardziej bezpieczny.

Spostrzeżenia

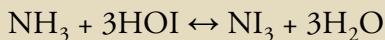
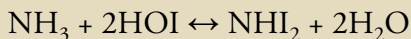
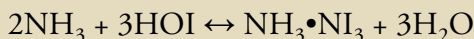
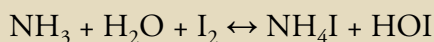
Po wykonaniu syntezy powstał związek chemiczny o brązowej barwie.

Po dotknięciu suchego preparatu piórem nastąpiła gwałtowna eksplozja, czemu towarzyszyło powstanie dymu o barwie fioletowej.

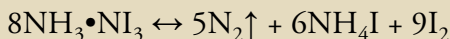
Wnioski

Jodek azotu(III) jest substancją stałą o brązowej barwie.

Synteza tego związku przebiega w sposób wieloetapowy:



Rozkład jodku azotu(III) zachodzi zgodnie z równaniem reakcji chemicznej:



Powstający w tej reakcji chemicznej dym o fioletowej barwie to, tworzący się

w czasie rozkładu związku, jod.

Reakcja ta jest reakcją typu utleniania-redukcji.

Atomy azotu, znajdujące się na dodatnim, trzecim stopniu utlenienia, redukują się do azotu, na zerowym stopniu utlenienia.

Natomiast atomy jodu, znajdujące się na ujemnym, pierwszym stopniu utlenienia, przechodzą na zerowy stopień utlenienia, tworząc jod.

Atomy jodu ulegają procesowi utleniania.

Doświadczenie 21

ROZKŁAD ACETYLENKU SREBRA(I)

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z reakcją chemiczną syntezy acetylenku srebra oraz reakcją jego rozkładu, będącej przykładem reakcji typu utleniania-redukcji.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić syntezę acetylenku srebra ściśle według instrukcji i zbadać jego zachowanie się w zetknięciu z płomieniem.

Zbadać produkty powstające w wyniku rozkładu acetylenku srebra.

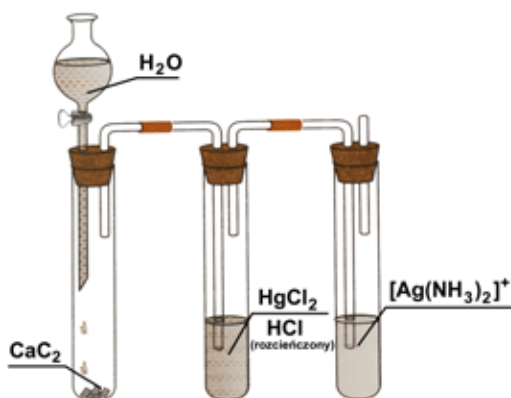
Odczynniki: węgiel wapnia CaC_2 , 25% roztwór amoniaku (woda amoniakalna), 0,1-molowy roztwór azotanu(V) srebra, 0,1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, 0,1-molowy roztwór chlorku rtęci(II), alkohol metylowy

Sprzęt: probówki, dopasowane do probówek korki gumowe z dwoma otworami, płuczka, dwa węże gumowe, szklane rurki, lejek do sączenia, sączonek z bibuły filtracyjnej, metalowa płytka, bibuła filtracyjna

Przebieg doświadczenia

Najpierw przygotowujemy amoniakalny roztwór azotanu(V) srebra. W tym celu mieszamy ze sobą 20 cm^3 roztworu azotanu(V) srebra z 10 cm^3 roztworu amoniaku.

Z kolei przygotowujemy zestaw aparatury zgodny z przedstawionym rysunkiem. Wkładamy kilka grudek węgla wapnia (karbidu) do probówki i zatykamy ją korkiem. Następnie zamontowujemy wkraplacz i rurkę odprowadzającą do



Rys. 8. Zestaw do otrzymywania acetylenku srebra

płuczki z roztworem chlorku rtęci(II) w rozcieńczonym kwasie chlorowodorowym. Płuczkę podłączamy do probówki zawierającej amoniakalny roztwór azotanu(V) srebra. Następnie otwieramy kurek wkraplacza, by wypłynęło z niego kilka kropeł wody. Wprowadzenie kilku kropeł wody na węgiel wapnia powoduje powstawanie gazu, acetylenu. Acetylen może być zanieczyszczony wodorem i fosfinami, które usuwa się, przepuszczając gazy przez roztwór chlorku rtęci(II) w rozcieńczonym kwasie chlorowodorowym. Po zakończeniu gwałtownej reakcji chemicznej otwieramy ponownie kurek i wprowadzamy kilka następnyc kropeł wody. Należy ostrożnie wznowiać reakcję chemiczną. Następnie sączymy osad na sączku papierowym rozłożonym na lejku do sączenia i przepłukujemy go alkoholem metylowym. Zdejmujemy sączek z lejka i suszymy osad na powietrzu. Z kolei kładziemy kawałek bibuły na metalową płytkę i umieszczamy na niej niewielką ilość otrzymanego związku chemicznego, to jest acetylenku srebra. Zapalamy brzeg bibuły i odsuwamy się. Obserwujemy powstające zjawisko.

Informacje szczegółowe

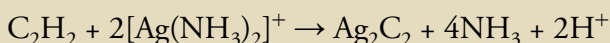
Podczas wykonywania doświadczenia należy zachować szczególną ostrożność. Azotan(V) srebra w postaci stałej jak i w postaci roztworu może spowodować oparzenia i zabarwić skórę na kolor brązowy lub czarny. Mieszaniny srebra i amoniaku nie mogą być przechowywane, ponieważ nitryl srebra, który w takiej mieszaninie może powstać, jest bardzo czuły na wstrząsy. Z tych względów wszystkie czynności wykonujemy w rękawicach gumowych i pod wyciągiem. Przepłukanie acetylenu powoduje powstanie produktu bardziej stabilnego i czystego. Przemycie acetylenku srebra alkoholem metylowym zwiększa czystość produktu i osusza go.

Spostrzeżenia

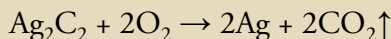
W wyniku reakcji chemicznej amoniakalnego roztworu azotanu(V) srebra z acetylenem powstał związek chemiczny w postaci osadu. Pod wpływem wysokiej temperatury płomienia osad ten gwałtownie wybucha.

Wnioski

Acetylenek srebra otrzymano w reakcji przedstawionej równaniem:



W wyniku zetknięcia się acetylenku srebra z płomieniem następuje jego rozkład:



Tworzy się srebro i wydziela się tlenek węgla(IV). Reakcja rozkładu acetylenku srebra należy do reakcji typu utleniania-redukcji.

Doświadczenie 22**BADANIE WPŁYWU ODCZYNU NA SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ UTLENIANIA-REDUKCJI****Cel doświadczenia**

- zbadanie wpływu odczynu na szybkość reakcji chemicznej

Zadanie laboratoryjne

Mając kwas octowy oraz kwas siarkowy(VI), należy zaproponować sposób i przeprowadzić odpowiednie doświadczenie pozwalające na zbadanie wpływu stopnia zakwaszenia środowiska reakcji chemicznej na szybkość reakcji utleniania bromku potasu za pomocą manganianu(VII) potasu.

Odczynniki: 0,1% roztwór manganianu(VII) potasu, 1-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), kwas octowy, 1-molowy roztwór bromku potasu

Sprzęt: dwie probówki

Przebieg doświadczenia

Do dwóch probówek wlewamy rozcieńczony roztwór manganianu(VII) potasu. Jeden z przygotowanych roztworów zakwaszamy roztworem kwasu siarkowego(VI), natomiast drugi roztwór zakwaszamy kwasem octowym. Do każdego z tych roztworów dodajemy taką samą ilość roztworu bromku potasu. Obserwujemy różnice w szybkościach obu reakcji.

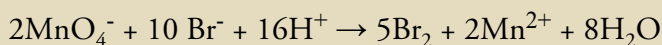
Spostrzeżenia

W roztworze zakwaszonym kwasem siarkowym(VI) reakcja przebiegała bardzo szybko, co można było zaobserwować poprzez natychmiastowe odbarwienie się fioletowego roztworu manganianu(VII) potasu.

W drugiej probówce, gdzie roztwór zakwaszono słabym kwasem octowym, proces redukcji zachodził powoli, co można było stwierdzić na podstawie wolniejszego niż w poprzednim przypadku, odbarwienia się fioletowego roztworu.

Wnioski

Przebiegającą reakcję chemiczną utleniania bromku potasu do bromu można przedstawić równaniem:



W wyniku działania na bromek potasu manganianem(VII) potasu w środowisku kwasowym, następuje utlenianie jonów bromkowych do bromu.

Jony bromkowe, będące na ujemnym, pierwszym stopniu utlenienia, podwyższają swój stopień utlenienia do zerowego, tworząc brom.

Natomiast atomy manganu, znajdujące się na dodatnim, siódmym stopniu utlenienia, redukują się do jonów manganu(II) Mn^{2+} , znajdujących się na drugim stopniu utlenienia.

Doświadczenie 23

UTLENIANIE ŻELAZA PARĄ WODNĄ

Cel doświadczenia

- przedstawienie odwracalnej reakcji chemicznej utleniania żelaza za pomocą pary wodnej.

Zadanie laboratoryjne

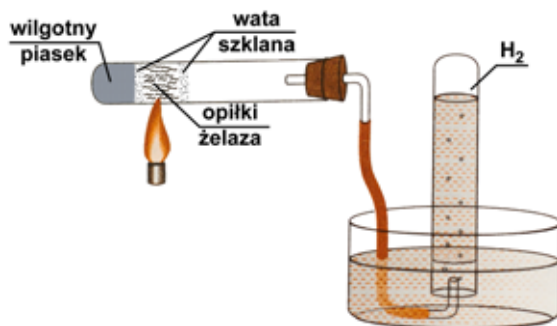
Należy wykonać doświadczenie według podanej instrukcji.
Zidentyfikować powstające w wyniku reakcji produkty.

Odczynniki: opiłki żelaza lub pył żelazny

Sprzęt: probówki, piasek, szklana wata, korek do probówki z osadzoną rurką do zbierania gazów, krystalizator, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do doświadczenia zestawiamy aparaturę według schematu.



Rys. 9. Reakcja utleniania żelaza parą wodną

Następnie podgrzewamy płomieniem palnika gazowego warstwę pyłu żelaznego. Powstający gaz zbieramy w probówce nad wodą. Badamy produkty reakcji.

Spostrzeżenia

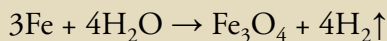
Podczas ogrzewania pyłu żelaznego z parą wodną, w probówce powstał brunatnoczarny związek chemiczny.

Po zbliżeniu palącego się łuczywa do wylotu probówki z zebrany gazem nastąpił charakterystyczny trzask.

Wnioski

Podczas reakcji chemicznej żelaza z parą wodną powstaje tlenek żelaza(II)(III) oraz wodór, o czym świadczy próba wykonana z palącym się łuczywem.

Równanie tej reakcji chemicznej przedstawia się następująco:



Aby reakcja mogła zajść, należy ogrzewać substraty.

Dlatego można stwierdzić, że jest to reakcja chemiczna endotermiczna.

Doświadczenie 24

REDUKCJA TLENKU ŻELAZA(II),(III) WODOREM

Cel doświadczenia

- wykazanie, że w wyniku reakcji tlenku żelaza(II),(III) z wodorem otrzymuje się produkt, który był substratem w doświadczeniu poprzednim, a zatem również i faktu, że istnieją reakcje chemiczne odwracalne.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy tlenkiem żelaza(II),(III) a wodorem i określić, jakie produkty powstaną podczas reakcji.

Porównać je z substratami i produktami reakcji chemicznej żelaza z parą wodną. Jaki można sformułować wniosek?

Ustalić, czy reakcja ta może przebiegać w obu kierunkach?

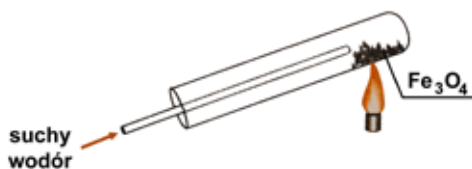
Odczynniki: tlenek żelaza(II),(III), wodór

Sprzęt: probówka ze szkła ogniotrwałego, aparat Kippa, palnik gazowy, statyw z łapą

Przebieg doświadczenia

Do długiej i ogniotrwałej probówki wsypujemy odważoną ilość, około 3 g, tlenku żelaza(II),(III) Fe_3O_4 . Następnie probówkę mocujemy ukośnie w statywie, tak aby jej wylot był lekko skierowany do dołu, i wsuwamy do niej rurkę doprowadzającą wodór z aparatu Kippa.

Odczekujemy kilka chwil, aż wodór wyprze z probówki powietrze, i ogrzewamy jej zawartość, aby ułatwić przebieg reakcji. Po upływie kilkunastu minut przerywamy ogrzewanie probówki palnikiem i również przerywamy dopływ wodoru. Usuwamy z chłodniejszych ścianek probówki skroploną parę wodną i po ochłodzeniu jej do temperatury otoczenia ważymy pozostałość po reakcji



Rys. 10. Redukcja tlenku żelaza(II),(III) wodorem

chemicznej.

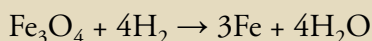
Spostrzeżenia

Po zważeniu pozostałości po zakończeniu reakcji chemicznej można stwierdzić, że nastąpił ubytek masy tlenku żelaza(II),(III).

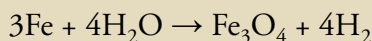
W wyniku reakcji powstała również woda.

Wnioski

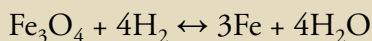
Równanie reakcji chemicznej badanego tlenku z wodorem przedstawia się następująco:



W poprzednim doświadczeniu żelazo było substratem reakcji, a tlenek żelaza(II),(III) jej produktem. Zachodziła wtedy reakcja chemiczna według równania:



Można stwierdzić, że jedno równanie reakcji jest odwróceniem równania drugiej reakcji, dlatego oba procesy można przedstawić za pomocą jednego równania reakcji chemicznej:



Strzałki przeciwnie skierowane oznaczają, że proces może przebiegać w obu kierunkach, a to z kolei, że redukcja tlenku żelaza(II),(III) wodorem jest reakcją chemiczną odwracalną.

Doświadczenie 25

UTLENIAJĄCE DZIAŁANIE STĘŻONEGO KWASU SIARKOWEGO(VI)

Cel doświadczenia

- wykazanie utleniających właściwości stężonego kwasu siarkowego(VI) na przykładzie reakcji chemicznej tego kwasu z miedzią i siarką.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jakie działanie wykazuje stężony kwas siarkowy(VI) wobec miedzi i siarki.

W tym celu należy wykonać zaproponowane doświadczenie według instrukcji i jeżeli zachodzą reakcje chemiczne, to określić stopnie utlenienia pierwiastków przed reakcją chemiczną i po jej zajściu.

Wskazać, które substancje uległy utlenieniu.

Do jakich produktów uległ redukcji stężony kwas siarkowy(VI) ?

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI), wiórki miedzi, siarka

Sprzęt: probówki, palnik gazowy, statyw do probówek, zlewka o pojemności 500 cm³

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wlewamy kilka cm stężonego kwasu siarkowego(VI) i wstawiamy je na kilka minut do zlewki z wrzącą wodą, aby kwas w probówkach był gorący. Następnie probówki z gorącym kwasem wyjmujemy z wody i wstawiamy do statywu. Z kolei do jednej z probówek wrzucamy kilka wiórków miedzi, a do drugiej niewielki kryształ siarki. Obserwujemy zachodzące zjawiska. Ostrożnie, nawiewając ruchem ręki, badamy zapach powstałych gazów.

Informacje szczegółowe

W przypadku pracy ze stężonymi kwasami obowiązują okulary ochronne oraz rękawice gumowe. Eksperyment należy wykonywać wyłącznie pod sprawnie działającym wyciągiem lub w miejscu silnie wentylowanym. W przypadku kontaktu stężonego kwasu ze skórą, należy spłukiwać oparzone miejsce dużą ilością zimnej wody, a następnie przemyć 3% roztworem wodorowęglanu sodu.

Przy poważniejszych oparzeniach kwasem konieczna jest interwencja lekarza.

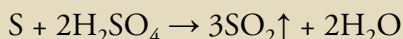
Spostrzeżenia

W probówce z miedzią, pod wpływem reakcji chemicznej pojawiło się niebieskie zabarwienie roztworu oraz wydzielaly się pęcherzyki gazu o ostrej i przenikliwej woni.

W probówce z siarką następował stopniowy zanik siarki w czasie trwania reakcji, której także towarzyszyło wydzielanie się pęcherzyków gazu o tej samej woni, co w próbie z miedzią.

Wnioski

Równania przeprowadzonych reakcji chemicznych:



W pierwszym przypadku reakcja między kwasem siarkowym(VI) a miedzią zachodzi tylko na gorąco.

W wyniku tej reakcji nie wydziela się wodór, lecz tlenek siarki(IV).

Wskazuje to na fakt, że reakcja ta zachodzi między miedzią a resztą siarczanową kwasu. Przed reakcją atomy miedzi mają zerowy stopień utlenienia, a po reakcji tworzą się jony miedzi(II), co wskazuje, że atomy miedzi w tej reakcji uległy procesowi utleniania. Równocześnie atomy siarki w cząsteczkach kwasu siarkowego(VI) przed reakcją znajdują się na szóstym stopniu utlenienia.

Po zajściu reakcji chemicznej, w utworzonym tlenku siarki(IV), atomy siarki mają czwarty stopień utlenienia, a więc nastąpiła redukcja ich stopnia utlenienia (obniżenie stopnia utlenienia).

W drugim przypadku sytuacja przedstawia się podobnie.

Przed reakcją chemiczną atomy siarki znajdują się na zerowym stopniu utlenienia.

Po reakcji powstał tlenek siarki(IV), w którego cząsteczkach atomy siarki znajdują się na czwartym stopniu utlenienia, a więc nastąpiło utlenienie się atomów siarki.

Równocześnie atomy siarki, wchodzące w skład cząsteczek kwasu siarkowego(VI), znajdują się na szóstym stopniu utlenienia, a po reakcji powstał tlenek, w którym są one na czwartym stopniu utlenienia.

Wobec tego atomy siarki, pochodzące od kwasu siarkowego(VI), uległy

procesowi redukcji.

Można stwierdzić, że stężony kwas siarkowy(VI) wykazuje właściwości utleniające.

Doświadczenie 26

REAKCJE CHEMICZNE GLINU I ŻELAZA Z KWASAMI O WŁAŚCIWOŚCIACH UTLENIAJĄCYCH

Cel doświadczenia

- zbadanie zachowania się glinu i żelaza w reakcji z rozcieńczonymi i stężonymi kwasami utleniającymi.

Zadanie laboratoryjne

Wiedząc, w jaki sposób w poprzednich doświadczeniach badano zachowanie się kwasów wobec wybranych pierwiastków chemicznych, należy określić wyniki prób polegających na działaniu rozcieńczonych roztworów kwasów i kwasów stężonych na glin i żelazo.

Należy sprawdzić czy w każdym przypadku zachodzi reakcja chemiczna.

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI), 5% roztwór kwasu siarkowego(VI), stężony kwas azotowy(V), 5% roztwór kwasu azotowego(V), glin i żelazo w postaci blaszek.

Sprzęt: probówki, statyw do probówek, palnik gazowy, łuczywo

Przebieg doświadczenia

W statywie do probówek umieszczamy probówki, do których wlewamy: do pierwszej rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI), do drugiej gorący stężony kwas siarkowy(VI), do probówki trzeciej rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V), a do czwartej gorący stężony kwas azotowy(V). Następnie przygotowujemy drugą taką samą serię probówek. Do pierwszej serii probówek dodajemy kawałki glinu, a do drugiej wprowadzamy kawałki żelaza. Za pomocą palącego się łuczywa identyfikujemy powstający w reakcjach gaz.

Informacje szczegółowe

Przed doświadczeniem metale należy odtłuścić, zmywając ich powierzchnię alkoholem metylowym lub zanurzając je na chwilę w roztworze wodorotlenku sodu, a następnie oczyścić ich powierzchnię przez zanurzenie w kwasie chlorowodorowym i opłukanie wodą.

Spostrzeżenia

Glin reagował z rozcieńczonymi roztworami kwasów: azotowego(V) i siarkowego(VI).

W wyniku tych reakcji chemicznych tworzyły się pęcherzyki gazu, który spalał się w charakterystyczny sposób.

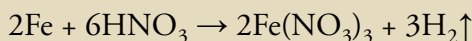
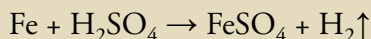
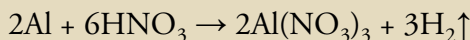
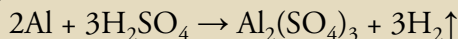
Podobny efekt uzyskiwano w przypadku żelaza.

Badane metale w przypadku gorących stężonych kwasów: siarkowego(VI) i azotowego(V) na początku słabo reagowały, po czym reakcja ustawała całkowicie.

Powierzchnia glinu pokryła się białym nalotem, a powierzchnia żelaza nalotem o barwie ciemnobrunatnej.

Wnioski

Rozcieńczone roztwory kwasów reagują z wybranymi metalami zgodnie z równaniami reakcji:



Powstaje wodór i odpowiednia sól.

Żelazo i glin ulegają bardzo słabemu działaniu stężonego kwasu siarkowego(VI) i stężonego kwasu azotowego(V).

Pod wpływem wymienionych kwasów metale te przechodzą w stan pasywny, to znaczy pokrywają się warstwą tlenku odpowiedniego metalu, odporną na działanie tych kwasów. Dlatego po utworzeniu pasywnej warstwy tlenków, reakcje chemiczne nie mogą dalej zachodzić.

Doświadczenie 27

UTLENIAJĄCE DZIAŁANIE JONÓW DICHROMIANOWYCH(VI)

Cel doświadczenia

- wykazanie utleniających właściwości dichromianu(VI)
- kształcenie umiejętności projektowania równań reakcji chemicznych typu utleniania - redukcji.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać w jaki sposób dichromian(VI) potasu zachowuje się w obecności jodku potasu i w obecności siarczanu(IV) sodu w środowisku kwasowym.

Wykazać jak pod wpływem tych substancji zmienia się barwa roztworu dichromianu(VI) potasu?

Określić do jakich produktów mogły utlenić się jodek potasu i siarczan(IV) sodu?

Odczynniki: 0,5-molowy roztwór dichromianu(VI) potasu, kwas siarkowy(VI), 0,5-molowy roztwór jodku potasu, chloroform, 0,5-molowy roztwór siarczanu(IV) sodu

Sprzęt: probówki, wkraplacze, statyw do probówek, korki do probówek

Przebieg doświadczenia

Wlewamy do probówki kilka cm^3 roztworu dichromianu(VI) potasu i zakwaszamy go roztworem kwasu siarkowego(VI). Do tak przygotowanego roztworu dodajemy niewielką ilość 0,5-molowego roztworu jodku potasu oraz około 2 cm^3 chloroformu. Wylot probówki zatykamy korkiem i wstrząsamy jej zawartością. Obserwujemy zachodzące zmiany. Następnie do zakwaszonego, jak poprzednio, roztworu dichromianu(VI) potasu dodajemy kroplami roztwór siarczanu(IV) sodu. Porównujemy wyniki obu części doświadczenia.

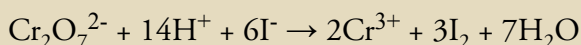
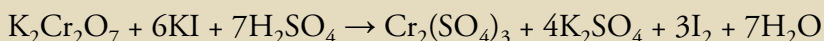
Spostrzeżenia

Poprowadzeniu reakcji chemicznej dichromianu(VI) potasu z jodkiem potasu, w środowisku kwasowym nastąpiła zmiana barwy roztworu z pomarańczowej na zieloną, a warstwa chloroformu zabarwiła się na kolor fioletowy.

Także w wyniku reakcji chemicznej dichromianu(VI) potasu z siarczanem(IV) sodu, w środowisku kwasowym, nastąpiła zmiana barwy roztworu z pomarańczowej na zieloną.

Wnioski

W wyniku działania na roztwór dichromianu(VI) potasu roztworem jodku potasu, w środowisku kwasu siarkowego(VI), zaszła reakcja chemiczna według równania:



Chloroform zabarwił się na kolor fioletowy, ponieważ rozpuścił się w nim jod, powstający podczas reakcji.

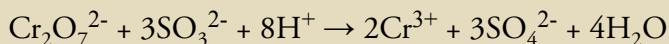
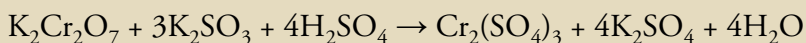
Roztwór przybrał barwę zieloną od tworzących się jonów chromu(III).

W reakcji tej jon jodkowy utlenił się do jodu, gdyż atomy jodu, pochodzące z jodku potasu i znajdujące się na ujemnym, pierwszym stopniu utlenienia, oddały po jednym elektronie, zmieniając ten stopień na zerowy.

W ten sposób podwyższyły swój stopień utlenienia czyli uległy procesowi utlenienia.

Równocześnie atomy chromu, pochodzące z dichromianu(VI) potasu, zmieniły swój stopień utlenienia z szóstego na trzeci, ponieważ przyjęły po trzy elektrony pochodzące od atomów jodu.

W ten sposób obniżyły swój stopień utlenienia, czyli uległy procesowi redukcji. Podobnie przedstawia się sytuacja w reakcji chemicznej dichromianu(VI) potasu z siarczanem(IV) sodu. Roztwór zmienił swoje zabarwienie na zielone.



W tej reakcji chemicznej atomy siarki, pochodzące od siarczanu(IV) sodu, podwyższyły swój stopień utlenienia z czwartego na szósty, oddając po dwa elektrony, czyli uległy procesowi utlenienia.

Równocześnie atomy chromu z dichromianu(VI) potasu, przyjmując te elektrony, obniżyły, jak poprzednio, swój stopień utlenienia z szóstego na trzeci czyli uległy procesowi redukcji.

Doświadczenie 28

REAKCJA CHEMICZNA UTLENIANIA WODOROTLENKU MANGANU(II) DO WODOROTLENKU MANGANU(IV)

Cel doświadczenia

- zbadanie przebiegu reakcji chemicznej utleniania wodorotlenku manganu(II) do związku chemicznego, w którym ten pierwiastek chemiczny znajduje się na czwartym stopniu utlenienia.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać jak pod wpływem czynników utleniających zachowuje się świeżo strącony wodorotlenek manganu(II) w probówce z naftą. Z zestawu odczynników podanych w nadmiarze należy wybrać tylko te, które niezbędne są przeprowadzenia eksperymentu. Ustalić jaką barwę przyjmuje osad w probówce? Ustalić jaki proces zaszedł pod wpływem wody utlenionej? Podać modelowo, za pomocą równania reakcji chemicznej, przebieg tej reakcji. Co możesz stwierdzić o trwałości tlenku manganu(II) i jego podatności na utlenianie się?

Odczynniki: 3% roztwór wodorotlenku amonu, 3% roztwór nadtlenku wodoru (woda utleniona), 5% roztwór kwasu siarkowego(VI), 5% roztwór chlorku sodu

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do otrzymanego pod warstwą nafty wodorotlenku manganu(II) $Mn(OH)_2$, z poprzedniego doświadczenia, dodajemy kilka kropel wody utlenionej. Obserwujemy zmiany.

Spostrzeżenia:

Pod wpływem dodanej wody utlenionej do białego osadu wodorotlenku manganu(II) nastąpiła zmiana barwy osadu na brunatną.

Wnioski:

W reakcji chemicznej wodorotlenku manganu(II) z tlenem pochodzącym

z wody utlenionej powstaje związek chemiczny manganu, w którym pierwiastek ten znajduje się na czwartym stopniu utlenienia.



Jak zaznaczono w doświadczeniu poprzednim, reakcja ta znajduje zastosowanie do analitycznego oznaczania ilości tlenu rozpuszczonego w wodzie.

Łatwość utleniania się wodorotlenku manganu(II) wskazuje na jego właściwości redukujące.

Doświadczenie 29

UTLENIANIE MANGANIANÓW(VI) DO MANGANIANÓW(VII)

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z reakcją chemiczną utleniania manganianu(VI) sodu do manganianu(VII) sodu za pomocą wody bromowej.

Zadanie laboratoryjne

Mając zielonym manganianem(VI) sodu o barwie zielonej, otrzymanym w jednym z poprzednich doświadczeń, należy przeprowadzić jego reakcję z wodą bromową i obserwować jak zmienia się barwa otrzymanego roztworu. Dla których jonów barwa ta jest charakterystyczna? Podać równanie reakcji chemicznej w interpretacji cząsteczkowej i jonowej.

Odczynniki: manganian(VI) sodu, woda bromowa

Sprzęt: probówka, wkrapłacz

Przebieg doświadczenia

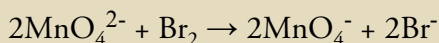
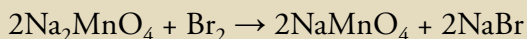
Do probówki wprowadzamy niewielką ilość manganianu(VI) sodu i dodajemy około 2 cm³ wody bromowej. Obserwujemy powstające zmiany barw.

Spostrzeżenia:

Manganian(VI) sodu o barwie zielonej pod wpływem wody bromowej uległ przemianie w związek chemiczny o barwie fioletowej.

Wnioski:

W wyniku reakcji chemicznej manganianu(VI) sodu z wodą bromową powstał związek chemiczny o barwie fioletowej. Jest nim manganian(VII) sodu:



Manganian(VI) sodu utlenił się do manganianu(VII) sodu, a brom uległ redukcji do jonu bromkowego.

Doświadczenie 30

WPLYW ŚRODOWISKA REAKCJI NA REDUKCJĘ JONÓW MANGANIANOWYCH(VII)

Cel doświadczenia

- zbadanie produktów powstających w reakcjach redukcji jonów manganianowych(VII) MnO_4^- w zależności od środowiska (pH) reakcji

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać zaproponowane eksperymenty i zbadać, jakie produkty powstają w wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu w roztworach o różnym odczynie. Ocenić, na podstawie barwy powstających produktów reakcji, stopnie utlenienia jonów manganu w tych produktach. Scharakteryzować wpływ środowiska reakcji na proces utleniania-redukcji jonów manganianowych(VII).

Odczynniki: 10% roztwór siarczanu(IV) sodu, 5% roztwór kwasu siarkowego(VI), 0,5% roztwór manganianu(VII) potasu, 5% roztwór wodorotlenku potasu, woda destylowana

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do trzech probówek wlewamy po około 2 cm³ wody destylowanej. Następnie do probówki pierwszej dodajemy około 1 cm³ roztworu siarczanu(IV) sodu i 2 cm³ roztworu manganianu(VII) potasu. Do probówki drugiej dodajemy takie same ilości odczynników, jak do probówki pierwszej z tym, że roztwór zakwaszamy dodatkowo 1 cm³ roztworu kwasu siarkowego(VI). Do probówki trzeciej dodajemy te same substraty, co do probówki drugiej i dodatkowo wprowadzamy około 5 cm³ roztworu wodorotlenku potasu. Obserwujemy zmiany zachodzące w probówkach.

Spostrzeżenia

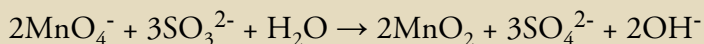
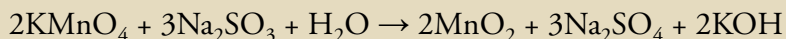
Po waniu roztworu manganianu(VII) potasu do pierwszej probówki, w której znajdowały się woda i roztwór siarczanu(IV) sodu, nastąpiło odbarwienie się roztworu i powstanie osadu o barwie brunatnej.

W probówce drugiej, w której znajdował się roztwór manganianu(VII) potasu, a także roztwór siarczanu(IV) sodu i kwasu siarkowego(VI), fioletowe zabarwienie zanikło i roztwór przybrał barwę jasnoróżową.

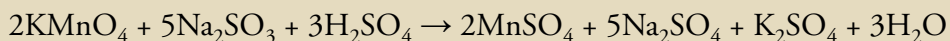
W trzeciej probówce, do której wprowadzono dodatkowo roztwór wodorotlenku potasu, nastąpił zanik barwy fioletowej z utworzeniem roztworu o barwie zielonej.

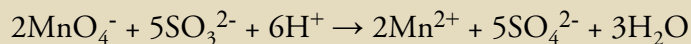
Wnioski

W obojętnym środowisku reakcji chemicznej jony manganianowe(VII) ulegają redukcji, w wyniku czego powstaje tlenek manganu(IV), który ma barwę brunatną. Oto równanie tej reakcji chemicznej:

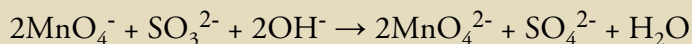
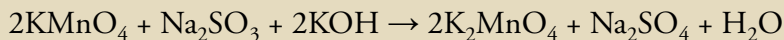


W środowisku kwasowym reakcji chemicznej jony manganianowe(VII) ulegają redukcji do jonów manganu(II):





W środowisku zasadowym powstają manganiany(VI), które mają barwę zieloną:



Doświadczenie 31

CZY WSZYSTKO WIEMY O MANGANIE?

Cel doświadczenia

- otrzymanie związku chemicznego manganu, w którym ten pierwiastek chemiczny znajduje się na piątym stopniu utlenienia

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać niżej opisany eksperyment. Ustalić czy w danych warunkach mogła zajść reakcja chemiczna? O czym świadczy powstająca barwa roztworu?

Odczynniki: manganian(VII) potasu, wodorotlenek potasu, siarczan(IV) sodu, woda destylowana

Sprzęt: probówka

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy około 10 cm³ wody destylowanej i wprowadzamy 2-3 małe kryształy manganianu(VII) potasu. Po rozpuszczeniu się soli wprowadzamy do probówki z roztworem manganianu(VII) potasu około 10 pastylek wodorotlenku potasu. Przez chwilę roztwór ostrożnie mieszamy, aż do całkowitego rozpuszczenia się wodorotlenku potasu. Obserwujemy zmianę barwy roztworu.

Następnie do roztworu dodajemy kilka małych kryształów siarczanu(IV) sodu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

Po rozpuszczeniu się wodorotlenku potasu w roztworze manganianu(VII) potasu powstał roztwór o barwie niebieskiej.

Skąd może pochodzić to niebieskie zabarwienie?

Do roztworu nie dodano przecież żadnego reduktora.

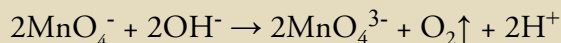
Czy mogła więc zajść chemiczna reakcja typu utleniania-redukcji?

Po dodaniu do roztworu siarczanu(IV) sodu, roztwór zmienił swoje zabarwienie z niebieskiego na zielone.

Wnioski

Wyjaśnienie tego zjawiska jest stosunkowo proste, jeżeli wziąć pod uwagę redukujące właściwości jonów wodorotlenkowych OH^- .

Zaszyły reakcje chemiczne, które można przedstawić sumarycznym równaniem w postaci jonowej:



Niebieskie zabarwienie roztworu pochodzi od jonów manganianowych(V) MnO_4^{3-} , w których mangan występuje na dodatnim, piątym stopniu utlenienia. Jony te są nietrwałe, lecz pochodzące od nich zabarwienie utrzymuje się przez krótki czas.

Po dodaniu do roztworu siarczanu(IV) sodu otrzymujemy zieloną barwę roztworu, ponieważ zachodzi reakcja chemiczna utleniania-redukcji.

Jest to reakcja dysproporcjonowania, w której jon manganianowy(V) MnO_4^{3-} jest zarówno reduktorem i utleniaczem:

**Doświadczenie 32****NA CZYM POLEGA REAKCJA CHEMICZNA
SYNPROPORCJONOWANIA****Cel doświadczenia**

- otrzymanie w prosty sposób związku chemicznego manganu, w którym ten pierwiastek chemiczny występuje na trzecim stopniu utlenienia

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jakie zajdą zmiany, gdy do roztworu soli manganu(II) doda się stężony kwas siarkowy (VI) w obecności manganianu(VII) potasu. Ustalić, co może być przyczyną tych zmian.

Odczynniki: 5% roztwór siarczanu(VI) manganu(II), stężony kwas siarkowy(VI), 0,5% roztwór manganianu(VII) potasu

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy około 10 cm³ roztworu siarczanu(VI) manganu(II) a następnie dodajemy kilka cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI). Następnie do mieszaniny wprowadzamy roztwór manganianu(VII) potasu. Obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany. Porównujemy barwę powstałego roztworu z barwą roztworu manganianu(VII) potasu użytego w doświadczeniu.

Spostrzeżenia

Porównując barwę roztworu, który zawierał jony manganu(II), jony manganianowe(VII) i kwas siarkowy(VI), z barwą początkową roztworu, można zaobserwować wyraźną różnicę.

Roztwór na początku miał barwę ciemnofioletową, a roztwór po reakcji miał barwę czerwoną.

Co jest przyczyną zmiany barwy roztworu?

Wnioski

W badanym roztworze zaszła reakcja chemiczna utleniania-redukcji, w której utleniaczem jest manganian(VII) potasu, zawierający atomy manganu na siódmym stopniu utlenienia, a reduktorem jest siarczan(VI) manganu(II), w którym atomy manganu znajdują się na drugim stopniu utlenienia.

Takie reakcje chemiczne nazywamy reakcjami synproporcjonowania:



Powstał związek chemiczny manganu, w którym pierwiastek ten znajduje się na dodatnim, trzecim stopniu utlenienia, skąd pochodzi ciemnoczerwona barwa roztworu.

Doświadczenie 33**CZY AZOTANY(III) MOGĄ BYĆ UTLENIACZAMI I REDUKTORAMI?****Cel doświadczenia**

- wykazanie utleniających oraz redukujących właściwości azotanu(III) potasu.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcje chemiczne azotanu(III) potasu z jodkiem potasu i z manganianem(VII) potasu. Doświadczenie należy wykonać zgodnie z podaną niżej instrukcją. Biorąc pod uwagę możliwe stopnie utlenienia atomu azotu, ustalić na podstawie wyników eksperymentu, czy jon azotanowy(III) może zachowywać się jak utleniacz oraz jak reduktor.

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór azotanu(III) potasu, 1-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), 0,1-molowy roztwór jodku potasu, 0,1 -molowy roztwór manganianu(VII) potasu

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

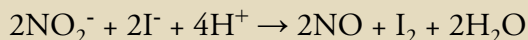
Do jednej probówki wlewamy około 2 cm³ roztworu azotanu(III) potasu, około 3 krople roztworu kwasu siarkowego(VI) i około 1 cm³ roztworu jodku potasu. Do probówki drugiej wprowadzamy dwa składniki te same jak do probówki pierwszej, to jest azotan(III) potasu i kwas siarkowy(VI), a jako trzeci składnik dodajemy około 2 cm³ roztworu manganianu(VII) potasu. Obserwujemy zachodzące zmiany podczas dokładnego mieszania składników w probówkach.

Spostrzeżenia

W probówce pierwszej zaszła reakcja chemiczna, w wyniku której powstała ciecz o barwie fioletowobrunatnej, a w probówce drugiej nastąpiło odbarwienie się fioletowo zabarwionego roztworu.

Wnioski

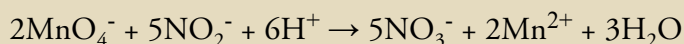
W pierwszy probówce zaszła reakcja chemiczna, wyrażona równaniem:



W wyniku tej reakcji jony azotanowe(III) uległy redukcji do tlenku azotu(II), a więc nastąpiło obniżenie stopnia utlenienia atomu azotu z trzeciego na drugi. W reakcji tej jony azotanowe(III) pełnią funkcję utleniacza.

Utleniły one jony jodkowe do wolnego jodu, przy czym stopień utlenienia atomów jodu z ujemnego, pierwszego zmienił się na zerowy.

W probówce drugiej zaszła reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



W wyniku tej reakcji jony azotanowe(III) uległy utlenieniu do jonów azotanowych(V), a więc nastąpiło podwyższenie stopnia utlenienia atomu azotu z trzeciego na piąty.

W reakcji tej jony azotanowe(III) pełnią funkcję reduktora.

Zredukowały one jony manganianowe(VII) do jonów manganu(II), czyli nastąpiło obniżenie stopnia utlenienia atomów manganu z dodatniego siódmego na drugi.

Kwas azotowy(III) i azotany(III) wobec silnych utleniaczy zachowują się jak reduktory.

Natomiast w stosunku do wielu substancji redukujących, kwas azotowy(III) i jego sole wykazują właściwości utleniające.

Na podstawie przeprowadzonych prób można sformułować wniosek, że ta sama substancja może pełnić funkcję utleniacza jak i reduktora.

Doświadczenie 34

ANALITYCZNE WYKORZYSTANIE PROCESÓW UTLENIANIA-REDUKCJI. ANALIZA MIARECZKOWA

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z reakcją utleniania jonów żelaza(II) do jonów żelaza(III)
- wykorzystanie tej reakcji chemicznej do analitycznego oznaczania zawartości żelaza w badanej próbce.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić miareczkowanie roztworu soli żelaza(II) mianowanym roztworem manganianu(VII) potasu. Wykonać wszystkie czynności według podanej instrukcji. Następnie w identyczny sposób oznaczyć zawartość jonów żelaza w wodzie wodociągowej w najbliższym otoczeniu.

Odczynniki: manganian(VII) potasu, stężony kwas siarkowy(VI), siarczan(VI) żelaza(II)

Sprzęt: kolba miarowa o pojemności 250 cm³, biureta, cylinder miarowy, pipety, gruszka do pipetowania, kolba stożkowa, statyw z łąpą, waga analityczna

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy kolbę miarową o pojemności 250 cm³ i odważamy dokładnie 3,95 g manganianu(VII) potasu, co stanowi 0,025 mola tej soli. Następnie wysypujemy odważony manganian(VII) potasu do kolby i dodajemy do niej około 100 cm³ wody destylowanej. Sól dokładnie rozpuszczamy w wodzie, intensywnie poruszając kolbą. Po całkowitym rozpuszczeniu manganianu(VII) potasu dolewamy do kolby miarowej wodę destylowaną do poziomu kreski zaznaczonej na szyjce kolby. Ponownie roztwór intensywnie mieszamy, obracając zakorkowaną kolbę, kilka razy dnem do góry i do dołu. Tak przygotowany roztwór jest 0,1-molowym roztworem manganianu(VII) potasu. Tym roztworem napełniamy, umocowaną w łąpie statywu biuretę tak, aby menisk roztworu pokrywał się z górną, zerową kreską biurety. Następnie do kolby stożkowej wysypujemy około 0,005 mola wybranej soli żelaza(II) i dodajemy do niej 50 cm³ wody destylowanej oraz 5 cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI). Zawartość kolby ostrożnie mieszamy, aby ani jedna kropla roztworu nie wydostała się na zewnątrz, aż do całkowitego rozpuszczenia badanej soli. Teraz miareczkujemy przygotowany roztwór soli żelaza(II), używając roztworu manganianu(VII) potasu w ten sposób, że początkowo wprowadzamy roztwór większymi porcjami. Następnie dodajemy z biurety ostrożnie po kropli roztwór manganianu(VII) potasu aż do momentu, gdy roztwór odbarwia się, a towarzyszące mu różowe zabarwienie od jednej, kolejnej dodanej kropli z biurety pozostaje trwałe. Odczytujemy poziom roztworu manganianu(VII) potasu w biurecie.

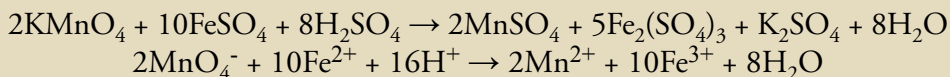
Spostrzeżenia

Na początku, po dodaniu z biurety większej ilości roztworu manganianu(VII) potasu do badanego roztworu, następowało całkowite odbarwienie roztworu. Po dodaniu dalszej ilości tego roztworu następowało lokalne utrzymywanie się różowego zabarwienia.

Od tego momentu dodawany po kropli roztwór z biurety spowodował, że w pewnej chwili różowe zabarwienie badanego roztworu już nie zniknęło, mimo mieszania tego roztworu w kolbie.

Wnioski

W wyniku dodawania roztworu manganianu(VII) potasu do roztworu oznaczanej soli żelaza(II) zachodzi reakcja chemiczna:



Znając zawartość manganianu(VII) potasu w określonej objętości użytego do miareczkowania roztworu można, na podstawie równania reakcji chemicznej, obliczyć zawartość jonów żelaza(II) w badanej próbce.

Analizę ilościową, oznaczania stężenia reduktora za pomocą mianowanego roztworu manganianu(VII) potasu w środowisku kwasowym, nazywamy miareczkowaniem manganometrycznym.

Doświadczenie 35

ZJAWISKO PRZEPLYWU ELEKTRONÓW PODCZAS REAKCJI CHEMICZNEJ CHLORKU ŻELAZA(III) Z JODKIEM POTASU

Cel doświadczenia

- zbadanie przepływu elektronów w reakcji chemicznej chlorku żelaza(III) z jodkiem potasu
- wyznaczenie kierunku przemieszczania się elektronów

Zadanie laboratoryjne

Mając zaproponowany zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego roztworów, należy zbadać czy podczas reakcji chemicznej chlorku żelaza(III) z jodkiem potasu następuje przepływ elektronów. Ustalić, jakie zabarwienie powstaje w pobliżu elektrody zanurzonej w zlewce z roztworem jodku potasu i o czym to świadczy?

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór jodku potasu, 0,1-molowy roztwór chlorku żelaza(III), kleik skrobiowy, 15% roztwór chlorku potasu

Sprzęt: zlewki o pojemności 150 cm³, miliamperomierz, dwie elektrody grafitowe połączone ze sobą przewodami, cylinder miarowy, bibuła filtracyjna

Przebieg doświadczenia

Stawiamy obok siebie dwie zlewki. Do jednej z nich wlewamy 100 cm³ roztworu chlorku żelaza(III), a do drugiej 100 cm³ roztworu jodku potasu, do którego dodajemy 2 cm³ kleiku skrobiowego. Do obu roztworów wkładamy elektrody grafitowe połączone przewodami z miliamperomierzem. Roztwory w zlewkach łączymy między sobą za pomocą kilkakrotnie złożonego paska bibuły filtracyjnej, nasyconego roztworem chlorku potasu. Badamy wskazania miliamperomierza i obserwujemy zmiany zachodzące w roztworach.

Spostrzeżenia

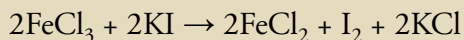
W momencie rozpoczęcia doświadczenia miliamperomierz wskazuje pewną wartość natężenia prądu.

Po upływie kilku minut wartość natężenia prądu spadła, a w przestrzeni przyelektrodowej elektrody zanurzonej w roztworze jodku potasu z dodatkiem skrobi powstało fioletowe zabarwienie.

Wnioski

Wskazania miliamperomierza są dowodem na przepływający przez roztwory prąd elektryczny za pośrednictwem bibuły nasyconej roztworem chlorku potasu pełniącego funkcję klucza elektrolitycznego, pomimo że do elektrod nie podłączono prądu elektrycznego z zewnętrznego źródła.

Zachodzi reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



Ponieważ w reakcji tej aniony jodkowe, pochodzące z dysocjacji elektrolitycznej jodku potasu utleniają się, przechodząc do wolnego jodu, na co wskazuje fioletowe zabarwienie skrobi, musiały one oddać po jednym elektronie każdy. Wobec tego elektrony przepływają w kierunku od roztworu jodku potasu do roztworu chlorku żelaza(III).

W tym przypadku wskazania miliamperomierza są dowodem na ruch (przepływ) elektronów.

Doświadczenie 36

BADANIE WPLYWU TEMPERATURY NA SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ JODKU POTASU Z KWASEM AZOTOWYM(V)

Instrukcja eksperymentu na stronie 67

Doświadczenie 37

BADANIE ZALEŻNOŚCI SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ OD STEŻENIA REAGENTÓW

Instrukcja eksperymentu na stronie 68

Doświadczenie 38

REAKCJA CHEMICZNA ROZKŁADU TLENKU RĘCI(II)

Instrukcja eksperymentu na stronie 500

Doświadczenie 39

SYNTEZA SIARCZKU MIEDZI(I)

Instrukcja eksperymentu na stronie 502

Doświadczenie 40

OTRZYMYWANIE SIARCZKU OŁOWIU(II)

Instrukcja eksperymentu na stronie 70

Doświadczenie 41

ROZKŁAD AZOTANU(V) OŁOWIU(II).

REAKCJA CHEMICZNA ANALIZY

Instrukcja eksperymentu na stronie 507

Doświadczenie 42

REDUKCJA SIARCZKU RTĘCI(II) ŻELAZEM.

REAKCJA CHEMICZNA WYMIANY

Instrukcja eksperymentu na stronie 510

Doświadczenie 43

**BADANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ JODKU
POTASU Z NADTLENODISIARCZANEM(VI) POTASU W
ZALEŻNOŚCI OD TEMPERATURY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 72

Doświadczenie 44

**ROZKŁAD NADTLENKU WODORU Z UDZIAŁEM
KATALIZATORA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 331

Doświadczenie 45

**OTRZYMYWANIE SIARCZKU CYNKU ORAZ JEGO
IDENTYFIKACJA CHEMICZNA. REAKCJA CHEMICZNA
SYNTEZY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 504

Doświadczenie 46

**WPLYW ZANIECZYSZCZEŃ NA SZYBKOŚĆ REAKCJI
CHEMICZNEJ. SPALANIE WĘGLA W POWIETRZU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 78

Doświadczenie 47

**REAKCJE CHEMICZNE CYNKU Z KWASEM
CHLOROWODOROWYM O RÓŻNYCH STEŻENIACH**

Instrukcja eksperymentu na stronie 79

Doświadczenie 48

OTRZYMYWANIE WODOROTLENKU GLINU

Instrukcja eksperymentu na stronie 254

Doświadczenie 49

ELEKTROLIZA ROZTWORU SOLI KAMIENNEJ

Instrukcja eksperymentu na stronie 342

Doświadczenie 50

REAKCJE CHEMICZNE KWASÓW Z METALAMI

Instrukcja eksperymentu na stronie 264

Doświadczenie 51

WYTWARZANIE KWASU AZOTOWEGO(V) METODĄ OSTWALDA

Instrukcja eksperymentu na stronie 352

Doświadczenie 52

UTLENIANIE ALKOHOLU METYLOWEGO

Instrukcja eksperymentu na stronie 434

Doświadczenie 53

RÓŻNE STOPNIE UTLENIEŃ ATOMÓW CHROMU W ZWIĄZKACH CHEMICZNYCH

Instrukcja eksperymentu na stronie 277

Doświadczenie 54

REAKCJA CHEMICZNA ALKOHOLU ETYLOWEGO Z DICHROMIANEM(VI) POTASU

Instrukcja eksperymentu na stronie 435

Doświadczenie 55

OTRZYMYWANIE MANGANIANU(VI) SODU

Instrukcja eksperymentu na stronie 282

Doświadczenie 56

**REAKCJA CHEMICZNA MANGANIANU(VII)
W ŚRODOWISKU O ODCZYNIE ZASADOWYM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 284

Doświadczenie 57

TERMICZNY ROZKŁAD MANGANIANU(VII) POTASU

Instrukcja eksperymentu na stronie 513

Doświadczenie 58

OTRZYMYWANIE CHLORU NA SKALĘ LABORATORYJNĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 364

Doświadczenie 59

**REAKCJA CHEMICZNA MANGANIANU(VII) POTASU
Z NADTLENKIEM WODORU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 366

Doświadczenie 60

REAKCJE CHEMICZNE METALI Z ROZTWORAMI SOLI

Instrukcja eksperymentu na stronie 287

Doświadczenie 61

WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE TLENKU SIARKI(IV)

Instrukcja eksperymentu na stronie 367

Rozdział VII

Metale

Doświadczenie 1

SPALANIE MAGNEZU W PARZE WODNEJ

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z reakcją chemiczną spalania magnezu w parze wodnej

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pary wodnej z magnezem, wykorzystując zaproponowany sprzęt i odczynniki chemiczne.

Ustalić, do jakiego typu można zaliczyć tę reakcję chemiczną, oraz które substraty reakcji uległy procesowi utleniania, a które, procesowi redukcji.

Odczynniki: wióry magnezu, woda

Sprzęt: kolba destylacyjna, korek gumowy, drut żelazny z zakończeniem w kształcie koszyka, łuczywo, palnik gazowy.

Przebieg doświadczenia

Do kolby destylacyjnej wlewamy wodę, do połowy objętości, i następnie ogrzewamy ją do wrzenia. Gdy wewnątrz kolby zapełni się parą wodną, zatykamy wylot kolby korkiem, w którym umieszczony jest drut żelazny skręcony na końcu w kształt koszyka.

Przed włożeniem do kolby, koszyk ten wypełniamy wiórkami magnezu, które następnie podgrzewamy i zapalamy w płomieniu palnika. Boczna rurkę kolby łączymy wężykiem gumowym z rurką szklaną, którą umieszczamy pod wylotem probówki napełnionej wodą i zanurzonej w krystalizatorze. Obserwujemy powstające zmiany. Po zebraniu gazu do wylotu probówki zbliżamy palące się łuczywo.

Informacje szczegółowe

Doświadczenie to można wykonać w inny sposób.

Można umieścić wiórki magnezu na łyżce do spalań, podgrzać je w płomieniu palnika gazowego aż do ich zapalenia się i następnie włożyć łyżkę do kolby lub zlewki z wrzącą wodą tak, aby magnez znajdował się w parze wodnej.

Można również zanurzyć w ciepłej wodzie łyżkę z rozgrzаныmi wiórkami magnezu. Należy wtedy zachować szczególną ostrożność, gdyż magnez zanurzony w wodzie reaguje z nią bardzo gwałtownie i może nastąpić

wyrzucenie porcji wody z naczynia. Ta metoda nie pozwala jednak obserwować powstającego wodoru w reakcji chemicznej.

Spostrzeżenia

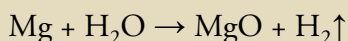
Po włożeniu tłącego się magnezu do kolby wypełnionej parą wodną nastąpiło gwałtowne spalanie się magnezu, czemu towarzyszyło silne świecenie.

Po zakończeniu reakcji chemicznej magnez nie miał metalicznego wyglądu, lecz pokryty był substancją o barwie białej.

Gdy do wylotu probówki z zebrany gazem zbliżono palące się łuczywo, nastąpił charakterystyczny trzask.

Wnioski

Oto równanie reakcji chemicznej magnezu z parą wodną:



W wyniku reakcji chemicznej tworzy się tlenek magnezu o białej barwie oraz powstaje wodór.

Magnez, którego atomy znajdowały się przed reakcją chemiczną na zerowym stopniu utlenienia, po reakcji podwyższył swój stopień utlenienia.

Każdy atom magnezu oddał po dwa elektrony.

Atomy wodoru, znajdujące się w cząsteczkach wody, przed reakcją były na dodatnim, pierwszym stopniu utlenienia.

Podczas reakcji chemicznej, w wyniku przyjęcia przez atomy wodoru w cząsteczkach wody po jednym elektronie od atomów magnezu, nastąpiło obniżenie stopnia utlenienia tych atomów na stopień zerowy i utworzenie się dwuatomowych cząsteczek wodoru.

Dowodem na powstawanie wodoru jest jego identyfikacja za pomocą palącego się łuczywa. W tej reakcji chemicznej magnez uległ utlenieniu do tlenku magnezu równocześnie redukując wodę, w wyniku czego powstał wodór.

Doświadczenie 2

REAKCJE CHEMICZNE METALI Z KWASEM CHLOROWODOROWYM

Cel doświadczenia:

- badanie przebiegu reakcji chemicznych kwasu chlorowodorowego z wybranymi metalami,
- określenie warunków przebiegu przeprowadzonych reakcji chemicznych.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, czy kwas chlorowodorowy reaguje z magnezem, cynkiem, żelazem i miedzią. Jak można tego dokonać?

Przeprowadzić identyfikację produktu gazowego, powstającego podczas przeprowadzonych reakcji chemicznych?

Odczynniki: próbki metali: magnezu, cynku, żelaza i miedzi, 5% roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: probówki, palnik gazowy, korki do probówek

Przebieg doświadczenia

Do czterech probówek wrzucamy: do pierwszej kawałek magnezu, do drugiej kawałek cynku, do trzeciej kawałek żelaza, a do czwartej miedź. Następnie do każdej z nich dodajemy po 10 cm³ roztworu kwasu chlorowodorowego. Obserwujemy objawy reakcji chemicznych w poszczególnych próbach. W przypadku wydzielania się gazu w postaci pęcherzyków w dowolnej próbce, zatykamy wylot probówki korkiem, a następnie zbliżamy wylot probówki do płomienia palnika gazowego, usuwając korek. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

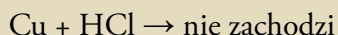
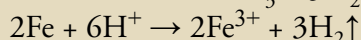
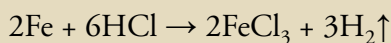
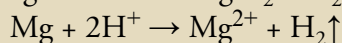
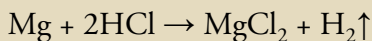
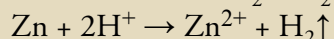
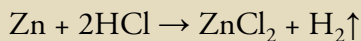
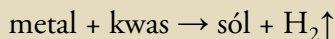
W probówkach, w których znajdował się magnez i cynk, po dodaniu roztworu kwasu chlorowodorowego obserwowano objawy przebiegu reakcji już w temperaturze pokojowej. Magnez reagował energiczniej z kwasem niż cynk. Żelazo w temperaturze pokojowej prawie wcale z kwasem nie reagowało. Aby przyspieszyć reakcję żelaza z kwasem podgrzano roztwór w probówce. Wtedy można było obserwować wydzielanie się pęcherzyków gazu.

Natomiast miedź nie reaguje z rozcieńczonym roztworem kwasu chlorowodorowego ani w temperaturze pokojowej, ani w podwyższonej temperaturze.

W przypadkach, w których obserwowano wydzielanie się pęcherzyków gazu podczas reakcji chemicznej, po zbliżeniu wylotu probówki do płomienia palnika gazowego nastąpił charakterystyczny trzask - efekt towarzyszący spalaniu się wodoru.

Wnioski

W omówionych przypadkach reakcje chemiczne kwasu chlorowodorowego z magnezem, cynkiem i żelazem zachodzą z wydzieleniem wodoru, według schematu:



Z zapisu odpowiednich równań reakcji chemicznych w postaci jonowej wynika, że reakcja przebiega pomiędzy atomami metalu i jonami wodorowymi.

Zatem szybkość reakcji chemicznej w tym przypadku powinna zależeć od stężenia jonów wodorowych, a nie od stężenia kwasu.

Doświadczenie 3

SPALANIE METALI I NIEMETALI ORAZ BADANIE WŁAŚCIWOŚCI PRODUKTÓW ICH SPALANIA

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej spalania wybranych pierwiastków chemicznych i określenie właściwości powstałych produktów.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić wyznaczone doświadczenie.

Ustalić, w jakim stanie skupienia występują otrzymane produkty spalania.

Napisać równania przeprowadzonych reakcji chemicznych spalania i podać nazwy otrzymanych produktów.

Określić zapach powstającego tlenek siarki(IV).

Odczynniki: wstążka magnezowa, sól, fosfor czerwony, siarka

Sprzęt: cztery kolby stożkowe o pojemności 150 cm³, probówki, taśma stalowa, pinceta, łyżka metalowa do spalań, palnik, korki gumowe, nóż, bibuła.

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy cztery kolby stożkowe pojemności 150 cm³ i nalewamy do każdej z nich po około 40 cm³ wody destylowanej. Równocześnie przygotowujemy cztery probówki.

1. Do pierwszej kolby wprowadzamy zgiętą na końcu taśmę stalową ze zwiniętą i zapaloną na niej wstążką magnezową. Po zakończeniu reakcji chemicznej oglądamy uważnie produkt reakcji i wrzucamy go do kolby. Następnie do jednej probówki wlewamy z kolby badany roztwór. Probówkę odstawiamy.
2. Wyjmujemy pincetą ze stoika kawałek sodu i odciskamy z niego naftę za pomocą bibuły filtracyjnej. Następnie obcinamy go ze wszystkich stron nożykiem. Tak przygotowany sól kładziemy na łyżkę do spalań i ogrzewamy nad płomieniem palnika aż do zapalenia się sodu. Płonący sól wprowadzamy z łyżką do drugiej kolby, nie dotykając jednak powierzchni wody. Obserwujemy, jaka jest barwa płomienia. Następnie po zgaśnięciu płomienia i ochłodzeniu powstałego produktu wrzucamy go do wody. Powstałym roztworem napełniamy drugą probówkę.

3. Spalamy fosfor czerwony, na łyżce umieszczonej nad wodą. W tym celu nabieramy łyżką do spalań niewielką ilość fosforu czerwonego, zapalamy go nad płomieniem palnika i palący się wprowadzamy do trzeciej kolby. Obserwujemy zachodzące zmiany. Gdy fosfor zgaśnie, powstały produkt spalania zanurzamy w wodzie. Wyjmujemy z kolby łyżkę, zatykamy wylot kolby korkiem i energicznie potrząsamy zawartością kolby. Próbkę powstałego w ten sposób roztworu wlewamy do następnej, trzeciej probówki.
4. Nabieramy na łyżkę do spalań niewielką ilość kryształów siarki, zapalamy ją nad płomieniem palnika gazowego i płonącą siarkę wprowadzamy do czwartej kolby. Obserwujemy reakcję chemiczną. Nawiewem ręki sprawdzamy zapach tworzącego się produktu. Następnie wylot kolby zatykamy gumowym korkiem i zawartość kolby wstrząsamy. Powstały roztwór przelewamy do czwartej probówki.

Informacje szczegółowe

Podczas wykonywania doświadczeń obowiązują okulary ochronne i gumowe rękawice. Spalanie fosforu i siarki należy wykonywać pod wyciągiem.

Spostrzeżenia

W wyniku spalania magnezu powstała substancja stała o białej barwie, która słabo rozpuszcza się w wodzie.

Spalanie sodu spowodowało również powstanie białej substancji stałej, która łatwo i bardzo szybko rozpuściła się w wodzie.

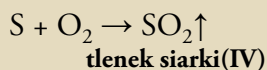
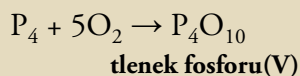
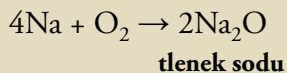
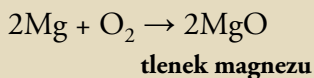
W wyniku spalania fosforu powstawały gęste białe dymy, a także biała substancja stała, bardzo dobrze rozpuszczająca się w wodzie.

Spalanie siarki prowadziło do powstania gazu, który dobrze rozpuszczał się w wodzie.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej spalania wybranych pierwiastków chemicznych powstają odpowiednie tlenki. Tlenek magnezu, tlenek sodu oraz tlenek fosforu(V) są substancjami stałymi, natomiast tlenek siarki(IV) jest substancją gazową.

Równania reakcji spalania tych pierwiastków chemicznych przedstawiają się następująco:



Doświadczenie 4

OTRZYMYWANIE WODOROTLENKU GLINU

Cel doświadczenia:

- zaprojektowanie metody otrzymywania wodorotlenku glinu w wyniku uaktywnienia powierzchni metalu - glinu za pomocą rtęci.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić uaktywnienie powierzchni glinu, tworząc na niej amalgamat (stop z rtęcią).

Odczynniki: drut glinowy, rtęć, woda

Sprzęt: probówki, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Kawałek drutu glinowego wkładamy do słoika, w którym znajduje się rtęć. Obserwujemy zachodzące zmiany na powierzchni drutu. Następnie tak przygotowany drut glinowy zanurzamy na bardzo krótko w wodzie znajdującej się w probówce. Ponownie obserwujemy zachodzące zmiany. Identyfikujemy powstający w reakcji chemicznej gaz.

Spostrzeżenia

Po włożeniu drutu glinowego do rtęci jego powierzchnia zaczęła pokrywać się metaliczną warstwą.

Natomiast zanurzenie tak przygotowanego drutu w wodzie spowodowało intensywne wydzielanie się pęcherzyków substancji gazowej oraz pokrywanie się drutu białym, puszystym nalotem.

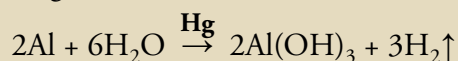
Zbliżone do wylotu próbówki palące się łuczywo powoduje charakterystyczny trzask.

Wnioski

Drut glinowy zanurzony w rtęci pokrywa się amalgamatem rtęci i glinu, to jest roztworem glinu w rtęci.

Po wprowadzeniu amalgamatu do wody następuje jego rozkład, w wyniku którego zachodzi reakcja chemiczna pomiędzy wodą a glinem.

Powstaje wodorotlenek glinu oraz wodór:

**Doświadczenie 5****ZACHOWANIE SIĘ WODOROTLENKU GLINU WOBEC WODY, KWASU I WODOROTLENKU****Cel doświadczenia:**

- zbadanie zachowania się wodorotlenku glinu w kwasie chlorowodorowym, wodorotlenku sodu oraz w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić próby reakcji chemicznych pomiędzy wodorotlenkiem glinu a proponowanymi w doświadczeniu związkami chemicznymi.

Odczynniki: 5% roztwór kwasu chlorowodorowego, 5% roztwór wodorotlenek sodu, woda destylowana, wodorotlenek glinu.

Sprzęt: próbówki

Przebieg doświadczenia

Do trzech probówek zawierających wodorotlenek glinu wprowadzamy kolejno: do probówki pierwszej rozcieńczony roztwór kwasu solnego, do probówki drugiej wodę destylowaną, a do trzeciej roztwór wodorotlenku sodu. Obserwujemy zmiany, jakie zachodzą w poszczególnych probówkach.

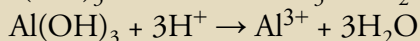
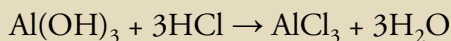
Spostrzeżenia

W wyniku działania kwasem chlorowodorowym oraz wodorotlenkiem sodu na wodorotlenek glinu nastąpił zanik osadu tego wodorotlenku, natomiast dodanie do niego wody nie spowodowało żadnych widocznych zmian.

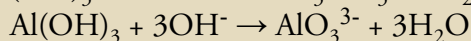
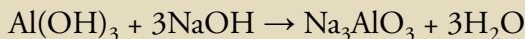
Wnioski

Procesy, jakie zachodzą w probówce pierwszej i trzeciej można przedstawić za pomocą następujących równań reakcji chemicznych:

probówka pierwsza



probówka trzecia



W probówce pierwszej powstaje chlorek glinu AlCl_3 , natomiast w probówce trzeciej tworzy się glinian sodu Na_3AlO_3 .

Atomy glinu mogą występować w związkach chemicznych pod postacią kationów lub wchodzić w skład anionów.

Ponieważ wodorotlenek glinu reaguje zarówno z kwasami jak i z wodorotlenkami, należy zaliczyć go do wodorotlenków o właściwościach amfoterycznych.

Doświadczenie 6

BADANIE ZACHOWANIA SIĘ WODOROTLENKU MIEDZI(II) I TLENKU MIEDZI(II) WOBEC KWASU SIARKOWEGO(VI)

Cel doświadczenia:

- zbadanie zachowania się wodorotlenku miedzi(II) i tlenku miedzi(II)

wobec kwasu siarkowego(VI) i określenie produktów powstałych w wyniku odpowiednich reakcji chemicznych.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się wybranych związków chemicznych miedzi(II) i nazwać grupę związków chemicznych, które można tą metodą otrzymywać.

Odczynniki: świeżo otrzymany wodorotlenek miedzi(II), tlenek miedzi(II), 2% roztwór kwasu siarkowego(VI).

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

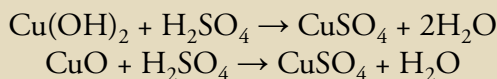
Do jednej probówki wprowadzamy świeżo strącony osad wodorotlenku miedzi(II), a następnie wlewamy kilka cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Z kolei do drugiej probówki wsypujemy około 1 g tlenku miedzi(II) i również wlewamy kilka cm^3 roztworu kwasu siarkowego(VI). Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w obu probówkach.

Spostrzeżenia

Pod wpływem kwasu siarkowego(VI) niebieski osad wodorotlenku miedzi(II) roztwarza się z utworzeniem klarownego roztworu o barwie niebieskiej. Stały tlenek miedzi(II) o czarnej barwie także rozpuszcza się w kwasie, tworząc klarowny roztwór o takim samym zabarwieniu jak w poprzednim przypadku.

Wnioski

W obu probówkach zachodzą reakcje chemiczne wyrażone następującymi równaniami:



Wodorotlenek miedzi(II) reaguje z kwasem siarkowym(VI), tworząc siarczan(VI) miedzi(II), a tlenek miedzi(II) w reakcji z tym kwasem tworzy także ten sam produkt.

W obu przypadkach powstała sól.

Można stwierdzić, że działanie kwasem na tlenek metalu lub jego wodorotlenek to dwie metody otrzymywania soli.

Doświadczenie 7

REAKCJA CHEMICZNA SOLI MIEDZI(II), OŁOWIU(II) I ŻELAZA(III) Z WODOROTLENKAMI LITOWCÓW

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznych wybranych soli miedzi(II), ołowiu(II) i żelaza(III) z wodorotlenkiem sodu lub z wodorotlenkiem potasu,
- określenie rodzaju powstałych produktów reakcji chemicznej,
- sformułowanie zasady dotyczącej działania wodorotlenków na sole.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną wybranych soli z wodorotlenkiem sodu lub z wodorotlenkiem potasu.

Określić, jakiego rodzaju produkty powstają w tych reakcjach chemicznych.

Z zestawu odczynników należy wybrać te, które pozwolą na zbadanie właściwości powstałych produktów reakcji.

Odczynniki: 1-molowy roztwór uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II), 1-molowy roztwór azotan(V) ołowiu(II), 1-molowy roztwór chlorku żelaza(III), 2% roztwór kwasu azotowego(V), roztwór fenoloftaleiny, 2% roztwór wodorotlenku sodu lub wodorotlenku potasu.

Sprzęt: probówki, pipety, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Do probówek wlewamy: do pierwszej roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), do drugiej roztwór azotan(V) ołowiu(II), a do trzeciej roztwór chlorku żelaza(III). Następnie do roztworów soli w probówkach dodajemy po kilka cm^3 rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu lub wodorotlenku potasu. Obserwujemy zmiany zachodzące w probówkach podczas dodawania roztworu wodorotlenku. Z kolei powstałe produkty reakcji chemicznej dekantujemy, dodajemy do nich wodę, z którą dokładnie je mieszamy. Całość odstawiamy na kilka minut i ponownie dekantujemy. Do pozostałości w probówkach dodajemy kilka cm^3 wody i kilka kropel roztworu fenoloftaleiny. Badamy, czy pod wpływem wskaźnika zachodzą w probówkach określone zmiany. Następnie do probówek tych dodajemy po kilka cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V). Obserwujemy, co dzieje się z osadami.

Spostrzeżenia

W wyniku działania roztworem wodorotlenku na roztwory badanych soli powstały bezpostaciowe osady.

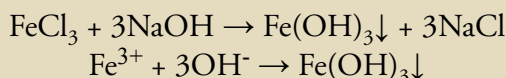
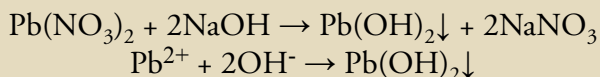
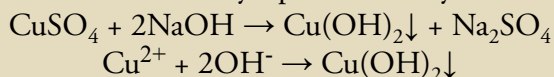
W probówce z roztworem siarczynu(VI) miedzi(II) powstał osad o barwie niebieskiej, w probówce z roztworem azotanu(V) ołowiu(II) powstał osad o barwie białej, a w probówce z roztworem chlorku żelaza(III) powstał osad o barwie brunatnej.

Dodanie roztworu fenoloftaleiny do mieszaniny tych osadów z wodą nie spowodowało zmian barwy wskaźnika.

Wprowadzenie do osadów roztworu kwasu azotowego(V) spowodowało ich rozтворzenie się.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznych badanych soli z wodorotlenkiem sodu tworzą się odpowiednie wodorotlenki w myśl przedstawionych równań reakcji:



Wodorotlenki te nie rozpuszczają się w wodzie, nie mogą tworzyć więc zasad i nie zmieniają barwy roztworu wskaźnika, co świadczy o braku w roztworze obecności jonów wodorotlenkowych OH^- .

Zdolność do reagowania strąconych wodorotlenków z kwasem azotowym(V) pozwala ustalić, że wodorotlenki te wobec kwasu zachowują się podobnie jak zasady.

W wyniku reakcji chemicznej wodorotlenku sodu z badanymi solami powstają osady słabych wodorotlenków oraz tworzą się odpowiednie sole.

Można sformułować wniosek, że mocne zasady wypierają słabe wodorotlenki z roztworów ich soli.

Doświadczenie 8

REAKCJE CHEMICZNE TWORZENIA WODOROTLENKU MAGNEZU I WODOROTLENKU BARU

Cel doświadczenia:

- otrzymanie wodorotlenków magnezu i baru
- zbadanie właściwości fizycznych i chemicznych otrzymanych wodorotlenków

Zadanie laboratoryjne

Mając wymienione odczynniki i sprzęt laboratoryjny, należy zaprojektować metodę otrzymywania wodorotlenku magnezu i wodorotlenku baru.

Odczynniki: chlorek magnezu, chlorek baru, 1-molowy roztwór wodorotlenku sodu, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: probówki korki gumowe do probówek, palnik gazowy, statyw do probówek, łapa do probówek

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy około 4 cm³ rozcieńczonego roztworu chlorku magnezu. Następnie do tego roztworu dodajemy około 4 cm³ roztworu wodorotlenku sodu. Wylot probówki zatykamy gumowym korkiem i jej zawartość intensywnie wstrząsamy. Probówkę odstawiamy do statywu. Podobną próbę wykonujemy z chlorkiem baru. Porównujemy efekty obu reakcji chemicznych. Następnie powstałe produkty reakcji chemicznej przemywamy zimną wodą i umieszczamy w probówkach z wodą destylowaną. Obie probówki lekko podgrzewamy w płomieniu palnika gazowego, po czym dodajemy roztwór fenoloftaleiny. Obserwujemy powstające w obu probówkach zmiany.

Informacje szczegółowe

Podczas wykonywania doświadczenia należy zachować szczególną ostrożność, ponieważ chlorek baru jest silnie trujący. Z tego względu należy bezwzględnie stosować rękawice gumowe.

Spostrzeżenia

Po dodaniu do roztworu chlorku magnezu roztworu wodorotlenku sodu strącił się biały, bezpostaciowy osad.

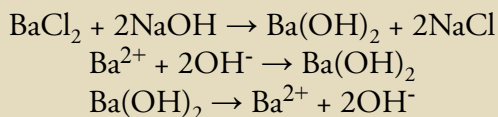
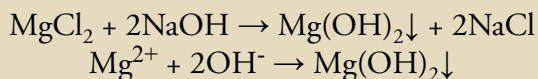
W przypadku roztworu chlorku baru również pod działaniem wodorotlenku sodu powstał biały, krystaliczny osad.

Po podgrzaniu wyżej wymienionych osadów z wodą można było zaobserwować słabą rozpuszczalność osadu wodorotlenku magnezu w wodzie i określoną rozpuszczalność osadu wodorotlenku baru.

Potwierdzeniem tego faktu jest barwa fenoloftaleiny, która w przypadku wodorotlenku magnezu pozostaje prawie bezbarwna (bladoróżowa), a w obecności wodorotlenku baru przybiera malinowe zabarwienie.

Wnioski

W probówkach zaszły reakcje chemiczne:



Wodorotlenek magnezu nieznacznie rozpuszcza się w wodzie, natomiast wodorotlenek baru dobrze rozpuszcza się w wodzie, a jego roztwór wodny jest silnie zasadowy.

Doświadczenie 9**DZIAŁANIE WODOROTLENKU SODU
I WODOROTLENKU POTASU NA WELNĘ****Cel doświadczenia:**

- zbadanie wpływu mocnych wodorotlenków na naturalne substancje zbudowane z białek.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jak wodorotlenki sodu i potasu oddziałują na powierzchnię wełny.

Odczynniki: wodorotlenek potasu, wodorotlenek sodu, wełna

Sprzęt: szalki Petriego, pęseta

Przebieg doświadczenia

Na dwie szalki Petriego wkładamy szczypcami kilka pastylek wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu, a następnie dodajemy do nich kilka kropel wody. Następnie do szalek wkładamy kawałki wełnianych tkanin. Po upływie pewnego czasu wyjmujemy tkaniny z szalek, płuczemy pod silnym strumieniem wody i badamy wytrzymałość tkanin w miejscach zetknięcia się ich powierzchni z wodorotlenkami.

Spostrzeżenia

Materiały wełniane, zmoczone stężonym roztworem wodorotlenków sodu lub potasu stają się nietrwałe i ulegają zniszczeniu.

Wnioski

Ze względu na swoje niszczące działanie wodorotlenek sodu nosi nazwę sody żrącej, a wodorotlenek potasu nosi nazwę potażu żrącego.

Doświadczenie 10

BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO ROZTWORÓW WODOROTLENKU SODU I WODOROTLENKU POTASU

Cele doświadczenia:

- sprawdzenie czy roztwory wodne badanych wodorotlenków przewodzą prąd elektryczny.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, czy zasada sodowa i zasada potasowa przewodzą prąd elektryczny.

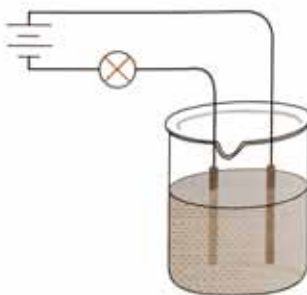
Ustalić, jaki sprzęt potrzebny jest w celu przeprowadzenia badań przewodnictwa tych roztworów?

Odczynniki: 0,1-molowy roztwór wodorotlenku sodu, 0,1-molowy roztwór wodorotlenku potasu

Sprzęt: obwód elektryczny do badania przewodnictwa, żarówka, elektrody grafitowe, płaska bateria o napięciu 4,5V, zlewka o pojemności 200 cm³

Przebieg doświadczenia

Łączymy obwód elektryczny według rysunku. Następnie zlewkę napełniamy do połowy objętości roztworem wodorotlenku sodu i zanurzamy w nim elektrody grafitowe.



Rys. 1. Schemat obwodu do badania przewodnictwa elektrycznego roztworów

Jakie zachodzą zmiany? Obserwujemy zjawiska zachodzące na obu elektrodach oraz żarówkę znajdującą się w obwodzie elektrycznym.

Drugi eksperyment powtarzamy z wykorzystaniem roztworu wodorotlenku potasu.

Spostrzeżenia

Po zanurzeniu elektrod w obu roztworach wodorotlenków, na elektrodach wydzielają się pęcherzyki gazów.

Równocześnie żarówka znajdująca się w obwodzie świeciła.

Wnioski

Roztwory wodorotlenków sodu i potasu są przewodnikami prądu elektrycznego. Zjawisko przewodzenia prądu elektrycznego przez roztwór, czemu towarzyszy wydzielanie się różnych produktów na elektrodach, nosi nazwę elektrolizy.

Doświadczenie 11

REAKCJE CHEMICZNE KWASÓW Z METALAMI

Cel doświadczenia:

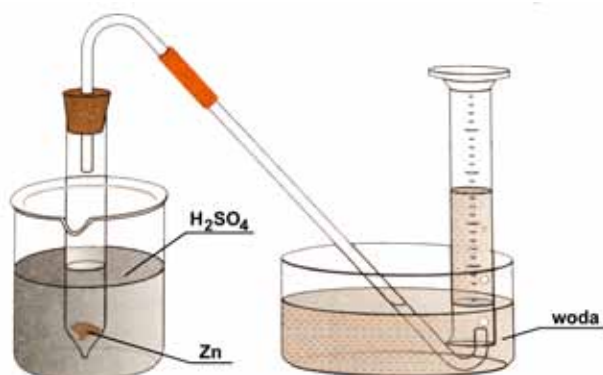
- przeprowadzenie reakcji chemicznej kwasu z metalem, będącej przykładem reakcji otrzymywania soli.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną kwasu z metalem i zaproponować sposób identyfikacji powstających produktów.

Odczynniki: cynk w granulkach, 20% roztwór kwasu siarkowego(VI)

Sprzęt: probówka ze zwężonym otwartym dnem, korek gumowy do probówki z osadzoną w nim rurką szklaną do zbierania gazu, cylinder miarowy, krystalizator, parownica, palnik gazowy, trójnóg, siatka ceramiczna, wysoka zlewka o pojemności 100 cm³, łuczywo.



Rys. 2. Zestaw laboratoryjny do reakcji cynku z kwasami

Przebieg doświadczenia

Do probówki wkładamy granulkę cynku i wstawiamy ją do zlewki zawierającej 30 cm³ roztworu kwasu siarkowego(VI). Koniec rurki szklanej wprowadzamy do cylindra napełnionego wodą i umieszczonego w krystalizatorze z wodą. Obserwujemy zachodzące zmiany podczas reakcji chemicznej. Gdy wydzielanie się gazu zacznie ustawać, niewielką ilość roztworu poreakcyjnego przenosimy do parownicy i ogrzewamy ostrożnie nad płomieniem palnika gazowego, aż całkowicie odparuje woda. Obserwujemy pozostałość w parownicy. Z kolei do wylotu cylindra, w którym zbierał się gaz, zbliżamy palące się łuczywo. Obserwujemy zachodzące zjawisko. Jaki gaz wydziela się podczas tej reakcji chemicznej? Co jest pozostałością po odparowaniu wody z otrzymanego roztworu?

Spostrzeżenia

Podczas działania kwasu siarkowego(VI) na cynk wydzielają się pęcherzyki gazu, który zbierał się w cylindrze.

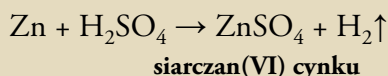
Po odparowaniu wody z roztworu poreakcyjnego, na dnie parownicy pozostała bezbarwna substancja stała.

Zbliżenie palącego się łuczywa do wylotu cylindra z zebrany gazem spowodowało charakterystyczny trzask.

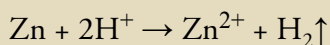
Wnioski

Cynk reaguje z kwasem siarkowym(VI) i wypiera z niego wodór. Atomy cynku, wypierając z cząsteczek kwasu atomy wodoru, tworzą sól.

Oto równanie przeprowadzonej reakcji chemicznej:



i w postaci jonowej:



W reakcji chemicznej kwasów z niektórymi metalami tworzą się sole i wydzielają się wodór. Działanie kwasem na metal jest jedną z metod otrzymywania soli.

Doświadczenie 12

JAK MOŻNA STWIERDZIĆ, ŻE BADANY WODOROTLENEK SODU ZAWIERA WĘGLAN SODU?

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie miareczkowania mieszaniny wodorotlenku sodu z węglanem sodu w taki sposób, aby można było oznaczyć oddzielnie zawartość węglanu sodu, który stanowi często zanieczyszczenie wodorotlenku i może być powodem błędów w oznaczeniach analitycznych.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie pozwalające na oznaczenie węglanu sodu zawartego w wodorotlenku sodu jako zanieczyszczenie. Oznaczenie przeprowadzić w obecności dwu wskaźników użytych oddzielnie, to jest fenoloftaleiny i oranżu metylowego.

Odczynniki: wodorotlenek sodu, węglan sodu, 0,1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, roztwór fenoloftaleiny, roztwór oranżu metylowego

Sprzęt: kolba stożkowa o pojemności 200 cm³, biureta, kolba miarowa o pojemności 100 cm³, pipeta, waga laboratoryjna

Przebieg doświadczenia

Odważamy na wadze laboratoryjnej około 0,5 g wodorotlenku sodu i 0,5 g węglanu sodu. Mieszaninę tych związków chemicznych rozpuszczamy w 75 cm³ wody w kolbie miarowej, a po rozpuszczeniu substancji roztwór dopełniamy wodą do objętości końcowej 100 cm³. Następnie pipetą pobieramy z kolby miarowej dokładnie 10 cm³ przygotowanego roztworu i wlewamy go do kolby stożkowej wprowadzając do niej taką samą ilość wody destylowanej oraz 3-4 krople roztworu fenoloftaleiny. Następnie roztwór miareczkujemy roztworem kwasu chlorowodorowego, aż do momentu odbarwienia wskaźnika. Dla lepszego obserwowania zmian barwy wskaźnika kolbę stożkową ustawiamy na białym tle, na przykład na białej kartce papieru. Notujemy objętość 0,1-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego potrzebną do całkowitego odbarwienia fenoloftaleiny i oznaczamy tę objętość literą „a”. Następnie do bezbarwnego roztworu dodajemy ok. 3 krople roztworu oranżu metylowego i ponownie miareczkujemy roztworem kwasu, aż barwa wskaźnika zmieni się z żółtej na pomarańczową. Notujemy

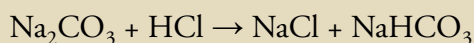
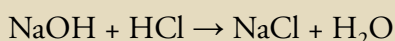
objętość kwasu chlorowodorowego użytą do miareczkowania roztworu do barwy pomarańczowej i oznaczamy tę objętość literą „b”.

Spostrzeżenia

Z całkowicie zużytej objętości $(a + b)$ cm³ kwasu chlorowodorowego, na zmiareczkowanie wodorotlenku sodu przypada $(a - b)$ cm³ kwasu (tę liczbę mnożymy przez 4, ponieważ 1 cm³ 0,1-molowego roztworu kwasu solnego odpowiada 4 mg wodorotlenku sodu) i na węglan sodu $2b$ cm³ kwasu, (tę liczbę należy pomnożyć przez 5,3, ponieważ 1 cm³ 0,1-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego odpowiada 5,3 mg węglanu sodu).

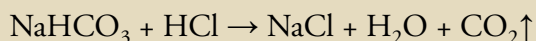
Wnioski

Podczas miareczkowania badanego roztworu do momentu odbarwienia fenoloftaleiny zaszły reakcje chemiczne wyrażone równaniami:



Zawarty w roztworze wodorotlenek sodu został zobojętniony, a węglan sodu przeprowadzony w wodorowęglan sodu, który w obecności fenoloftaleiny zachowuje się jak związek chemiczny obojętny.

Dalej nastąpiło przekształcenie wodorowęglanu sodu w kwas węglowy:



Po przereagowaniu wodorowęglanu sodu z kwasem już jedna dodatkowa kropla kwasu powoduje zmianę barwy oranżu metylowego.

Ponieważ w reakcji węglanu z kwasem zostaje zużyta ta sama ilość kwasu chlorowodorowego co w reakcji wodorowęglanu z kwasem, dlatego zużycie kwasu na zobojętnienie wodorotlenku sodu wynosi $(a - b)$ cm³, podczas gdy przemiana węglanu sodu wymaga $2b$ cm³ roztworu kwasu.

Za pomocą tej metody można określić zawartość węglanu w przeterminowanym wodorotlenku sodu. Wodorotlenek sodu podczas długiego przechowywania pochłania tlenek węgla(IV) z powietrza i powstaje węglan sodu.

Doświadczenie 13

OTRZYMYWANIE SODY METODĄ SOLVAYA

Cel doświadczenia:

- otrzymanie węglanu sodu z soli kamiennej przez działanie na nią wodą amoniakalną w obecności tlenku węgla(IV).

Zadanie laboratoryjne

Ustalić, w jaki sposób można otrzymać sodę (węglan sodu) z chlorku sodu, tlenku węgla(IV) oraz amoniaku.

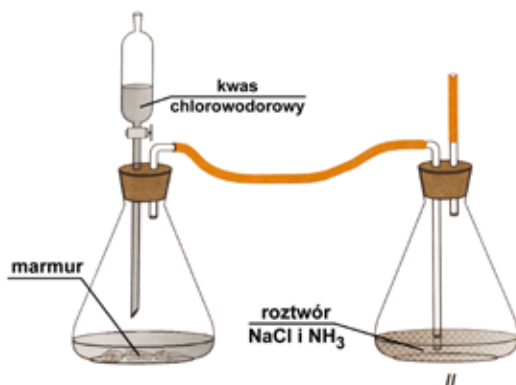
Zaprojektować odpowiednie równania reakcji chemicznych i na ich podstawie wybrać z zestawu sprzętu proponowanego w doświadczeniu tylko to, co jest potrzebne do otrzymania węglanu sodu tą metodą.

Odczynniki: marmur, kwas chlorowodorowy, chlorek sodu, 25% roztwór amoniaku, woda wapienna

Sprzęt: kolby stożkowe o pojemności 200 cm³, rurki szklane, korki gumowe, metalowe zaciski do węży gumowych, wężyki gumowe, wkraplacz, lejek szklany, palnik gazowy, siatka ceramiczna, probówki, pompka wodna, biureta, termometr, kalorymetr, bibuła filtracyjna

Przebieg doświadczenia

Montujemy zestaw aparatury jak przedstawiono to na rysunku.

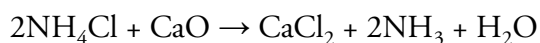


Rys. 3. Zestaw laboratoryjny do otrzymywania sody metodą Solvaya

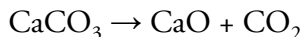
Do kolby stożkowej umieszczonej z lewej strony wkładamy kilka większych kawałków marmuru i łączymy z drugą kolbą stożkową zgodnie z rysunkiem. Do drugiej kolby wsypujemy 20 g soli kamiennej i wlewamy do niej około 70 cm³ 12% roztworu amoniaku, otrzymanego przez rozcieńczenie 35 cm³ stężonego roztworu amoniaku 35 cm³ wody. Następnie do pierwszej kolby stożkowej wlewamy za pomocą wkraplacza kwas chlorowodorowy (który przygotowujemy wcześniej, rozcieńczając stężony kwas wodą w stosunku objętościowym 1:1), po czym otwieramy zacisk umieszczony na wężyku w kolbie drugiej. Po pewnym czasie, gdy kolba druga napełni się gazem, ściskacz zamykamy. W kolbie, w której znajduje się marmur, poziom cieczy opada, ponieważ wytwarzający się gaz wtłacza kwas z powrotem do wkraplacza. Gdy potrząśniemy kolbą drugą, to poziom cieczy w kolbie z marmurem podnosi się. Dlatego kolbą drugą potrząsamy tak długo, aż ustali się poziom kwasu w kolbie pierwszej. Gdy ilość wytworzonego gazu maleje, należy dodać wtedy kwas chlorowodorowy do marmuru, a nawet zwiększyć ilość marmuru. Obserwujemy po upływie około 45 minut, co dzieje się z roztworem w kolbie drugiej. Przerывamy wtedy dopływ wytwarzanego gazu, zdejmując wąż łączący kolby ze sobą, i kolbę drugą pozostawiamy na pewien czas, nie ruszając jej. Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w kolbie. Powstałą substancję przemywamy kilkakrotnie niewielką ilością zimnej wody i osuszamy między arkuszami bibuły filtracyjnej. Następnie produkt reakcji umieszczamy w szczelnie zamkniętym słoju do odczynników. Pobieramy niewielką ilość otrzymanej substancji i umieszczamy ją w suchej probówce. Probówkę zatykamy korkiem z rurką odprowadzającą, której koniec zanurzamy w wodzie wapiennej. Ogrzewamy płomieniem palnika gazowego probówkę z badaną substancją i obserwujemy zmiany zachodzące w wodzie wapiennej. Po chwili wyjmujemy rurkę z wody wapiennej i czekamy aż ogrzana probówka ostygnie. Niewielką ilość białej pozostałości po ogrzewaniu wprowadzamy do czystej probówki i rozpuszczamy w małej ilości wody. Badamy roztwór palcami i dodajemy do niego fenoloftaleinę. Obserwujemy zmiany barwy wskaźnika. Do produktu reakcji chemicznej dodajemy rozcieńczony roztwór kwasu chlorowodorowego i obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

W przemysłowym procesie otrzymywania sody (węglanu sodu), amoniak odzyskuje się z chlorku amonu w reakcji chemicznej z tlenkiem wapnia:



Tlenek wapnia otrzymuje się przez prażenie węgla wapnia:



Także z tej reakcji tlenek węgla(IV) jest zużyty w procesie. Jedynym produktem odpadowym jest chlorek wapnia, który znajduje jednak zastosowanie jako środek osuszający i składnik w mieszaninach oziębiających. Ta metoda produkcji sody z zamkniętym obiegiem amoniaku została opracowana przez chemika i przemysłowca, Ernesta Solvaya, żyjącego w latach 1838—1922.

Spostrzeżenia

W reakcji chemicznej marmuru z kwasem chlorowodorowym otrzymano tlenek węgla(IV). Potrząsanie drugą kolbą powodowało podnoszenie się poziomu cieczy w pierwszej kolbie, ponieważ amoniakalny roztwór soli kamiennej pochłaniał wydzielający się tlenek węgla(IV). Po upływie około 45 minut roztwór w kolbie drugiej mętniał, a pozostawiony na pewien czas tworzył białą krystaliczną papkę.

Pod wpływem ogrzewania próbki otrzymanej substancji wydzielał się gaz, który powodował mętnienie wody wapiennej.

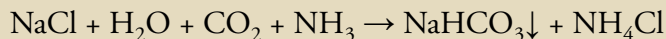
Roztwór wodny substancji po ogrzewaniu był śliski w dotyku, a fenoloftaleina barwiła się w nim na kolor intensywnie czerwony.

Produkt reakcji chemicznej pod wpływem kwasu chlorowodorowego powodował pienie się roztworu na skutek powstawania pęcherzyków gazu.

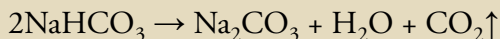
Wnioski

W reakcji chemicznej chlorku sodu z tlenkiem węgla(IV) i amoniakiem powstaje wodorowęglan sodu i chlorek amonu.

Wodorowęglan sodu w warunkach reakcji jest trudno rozpuszczalny i strąca się w myśl równania reakcji:



Po ogrzaniu oczyszczony wodorowęglan sodu przechodzi w węglan sodu:



Doświadczenie 14**BADANIE ZACHOWANIA SIĘ HYDRATÓW RÓŻNYCH SOLI PODCZAS OGRZEWANIA****Cel doświadczenia:**

- przeprowadzenie procesu ogrzewania wybranych soli uwodnionych i badanie ich zachowania się podczas ogrzewania.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się hydratów różnych soli podczas ogrzewania. Zaproponować odpowiednie równania chemiczne, które mogą ilustrować zachodzące procesy.

Odczynniki: gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Sprzęt: probówki, palnik gazowy, łapy do probówek

Przebieg doświadczenia

Do dwu suchych probówek wsypujemy: do jednej kryształ naturalnego gipsu, a do drugiej niebieski kryształ siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie probówki łagodnie ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego i obserwujemy wygląd substancji podczas ogrzewania oraz ścianki probówek.

Spostrzeżenia

Pod wpływem ogrzewania kryształy gipsu oraz siarczanu(VI) miedzi(II) rozpadały się, a na ściankach probówek pojawiały się krople wody. Podczas ogrzewania siarczan(VI) miedzi(II) zmienił barwę z niebieskiej na białą.

Wnioski

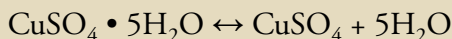
Podczas ogrzewania gipsu zachodzi proces odwodnienia czyli dehydratacji, który można przedstawić za pomocą równania:



Odwodnienie jest niecałkowite.

Reakcja ta zachodzi w kierunku tworzenia soli mniej uwodnionej oraz w kierunku tworzenia soli uwodnionej, gdy gips palony miesza się z wodą. Proces twardnienia gipsu polega właśnie na wiązaniu wody hydratacyjnej przez sól bezwodną.

W przypadku siarczynu(VI) miedzi(II) uwodniona sól o barwie niebieskiej przekształca się w sól bezwodną o barwie białej.



W hydratách liczba moli wody przypadających na jeden mol związku chemicznego jest ściśle określona, natomiast stosunki ilościowe w kryształach hydratów podlegają zasadom stechiometrii.

Doświadczenie 15

ROZPUSZCZALNE SOLE MANGANU I CHROMU

Cel doświadczenia

- zapoznanie się z wybranymi solami, których cząsteczki zawierają atomy manganu i chromu na różnych stopniach utlenienia oraz określenie barwy tych związków chemicznych.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać barwy rozcieńczonych roztworów soli chromu i manganu oraz określić stopnie utlenienia atomów chromu i manganu znajdujących się w cząsteczkach tych związków chemicznych.

Odczynniki: chlorek chromu(III), chromian(VI) potasu, dichromian(VI) potasu, chlorek manganu(II), manganian(VII) potasu

Sprzęt: probówki, bagietki szklane, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Do pięciu probówek wlewamy po około 10 cm³ rozcieńczonych roztworów następujących soli: chlorku chromu(III) CrCl₃, chromianu(VI) potasu K₂CrO₄, dwuchromianu(VI) potasu K₂Cr₂O₄, chlorku manganu(II) MnCl₂

i manganianu(VII) potasu KMnO_4 . Obserwujemy barwy powstałych roztworów i określamy stopnie utlenienia atomów chromu i manganu w wybranych związkach.

Spostrzeżenia

Roztwór chlorku chromu(III) zawierający jony chromu(III) Cr^{3+} ma barwę zieloną.

Roztwór chromianu(VI) potasu zawierający jony chromianowe(VI) CrO_4^{2-} ma barwę żółtą.

Roztwór dichromianu(VI) potasu zawiera jony dichromianowe(VI) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ i ma się barwę pomarańczową.

Roztwór chlorku manganu(II) zawiera jony manganu(II) Mn^{2+} i ma barwę różową.

Roztwór manganianu(VII) potasu zawiera jony manganianowe(VII) MnO_4^- i ma barwę ciemnofioletową.

Wnioski

W badanych związkach chemicznych atomy chromu są na trzecim oraz na szóstym stopniu utlenienia, a atomy manganu na drugim i na siódmym stopniu utlenienia.

Doświadczenie 16

WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE WODOROTLENKU CHROMU(III)

Cel doświadczenia

- zbadanie właściwości chemicznych wodorotlenku chromu(III) w reakcji z kwasem chlorowodorowym i wodorotlenkiem sodu.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się wodorotlenku chromu(III) w reakcjach z kwasem chlorowodorowym i wodorotlenkiem sodu.

Odczynniki: 1-molowy roztwór chlorku chromu(III), 1-molowy roztwór amoniaku, 1 -molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, 1-molowy roztwór wodorotlenku sodu

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do dwóch probówek wlewamy po 5 cm³ roztworu chlorku chromu(III). Następnie do każdej z nich dodajemy około 5 cm³ roztworu amoniaku. Obserwujemy powstałe zmiany w obu probówkach. Teraz do jednej z probówek dodajemy jeszcze około 5 cm³ roztworu wodorotlenku sodu, a do drugiej około 5 cm³ roztworu kwasu chlorowodorowego.

Spostrzeżenia

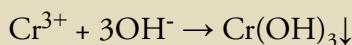
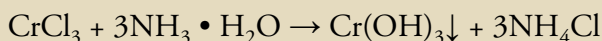
Po dodaniu do roztworów chlorku chromu(III) roztworu wodorotlenku amonu nastąpiło strącenie się osadu o barwie szarozielonej.

Dodanie do jednego z osadów roztworu kwasu chlorowodorowego spowodowało rozтворzenie się tego osadu.

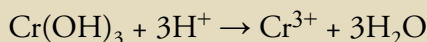
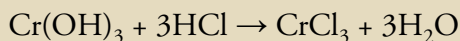
Dodanie roztworu wodorotlenku sodu do drugiej próbki osadu także spowodowało jego rozтворzenie się i powstanie roztworu o intensywnie zielonym zabarwieniu.

Wnioski

W wyniku działania na roztwór chlorku chromu(III) roztworem wodorotlenku amonu powstaje szarozielony osad wodorotlenku chromu(III):

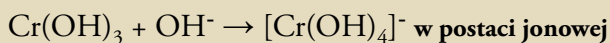
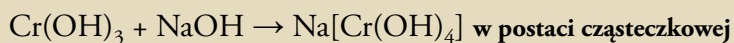


Dodanie do osadu wodorotlenku chromu(III) roztworu kwasu chlorowodorowego spowodowało jego ponowne rozтворzenie się. Zaszła reakcja chemiczna wyrażona równaniami:



Dodanie do osadu wodorotlenku chromu(III) roztworu wodorotlenku sodu także spowodowało rozтворzenie się osadu.

W tym przypadku jednak zaszła reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



Powstał dobrze rozpuszczalny w wodzie związek kompleksowy chromu(III) o barwie ciemnozielonej.

Jego nazwa systematyczna to tetrahydroksychromian(III) sodu.

Wodorotlenek chromu(III) reaguje z kwasami i z mocnymi wodorotlenkami.

W związku z tym ma właściwości amfoteryczne co oznacza, że w reakcji chemicznej z kwasami zachowuje się jak wodorotlenek, a reakcji chemicznej z wodorotlenkami zachowuje się jak kwas.

Doświadczenie 17

PRZEMIANA CHROMIANÓW(VI) W DICHROMIANY(VI) I PROCES ODWROTNY

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z przemianą chemiczną chromianów(VI) i dichromianów(VI) w zależności od odczynu środowiska reakcji.

Zadanie laboratoryjne

Mając roztwory kwasu siarkowego(VI) i wodorotlenku potasu, należy przeprowadzić reakcje chemiczne chromianem(VI) potasu i dichromianem(VI) potasu.

Na podstawie jakich zmian można stwierdzić, że zachodzi reakcja chemiczna? Jak można wpływać na kierunek przebiegu tych reakcji?

Odczynniki: 0,1 - molowy roztwór chromianu(VI) potasu, 5% roztwór kwasu siarkowego(VI), 5% roztwór wodorotlenku potasu, 0,1 - roztwór dichromianu(VI) potasu

Sprzęt: probówki, wkraplacze, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy kilka cm^3 roztworu chromianu(VI) potasu. Do tego

roztworu wprowadzamy kilka kropeł roztworu kwasu siarkowego(VI), aż do zmiany zabarwienia roztworu. Następnie do tej samej probówki dodajemy kroplami roztwór wodorotlenku potasu, aż do momentu uzyskania pierwotnej barwy roztworu.

Z kolei do roztworu dichromianu(VI) potasu dodajemy kroplami roztwór wodorotlenku potasu, aż do momentu wystąpienia zmiany zabarwienia roztworu, a następnie dodajemy roztwór kwasu siarkowego(VI), aż do osiągnięcia pierwotnej barwy roztworu.

Spostrzeżenia

Roztwór chromianu(VI) potasu ma barwę żółtą.

Po zakwaszeniu tego roztworu kwasem siarkowym(VI) nastąpiła zmiana barwy roztworu na pomarańczową.

Ponowne dodanie do tego roztworu wodorotlenku potasu spowodowało powrót do barwy żółtej.

Podobny efekt uzyskano w drugiej próbie.

Gdy do pomarańczowego roztworu dichromianu(VI) potasu dodano wodorotlenek potasu, nastąpiła zmiana barwy roztworu na żółtą.

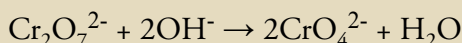
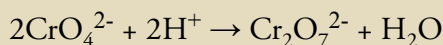
Zakwaszenie kwasem siarkowym(VI) roztworu o barwie żółtej spowodowało powrót do barwy pomarańczowej, a więc do stanu początkowego.

Wnioski

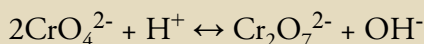
W pierwszej próbie działano na roztwór chromianu(VI) potasu kwasem siarkowym(VI).

Na skutek tego chromian(VI) potasu o barwie żółtej przekształcił się w dichromian(VI) potasu o barwie pomarańczowej.

Zmiana odczynu roztworu przez dodanie wodorotlenku potasu spowodowała ponowne powstanie chromianu(VI) potasu.



Przemianę chromianu(VI) w dichromian(VI) można przedstawić za pomocą jednego równania:



Przeprowadzone reakcje chemiczne nie są reakcjami typu utleniania - redukcji, gdyż nie następuje zmiana stopnia utlenienia atomów chromu w powstających związkach chemicznych.

Reakcje te są dowodem na przechodzenie chromianów(VI) w dichromiany(VI) i odwrotnie w zależności od odczynu środowiska reakcji.

W roztworach o odczynie kwasowym trwałe są dichromiany(VI), a w roztworach o odczynie zasadowym trwałe są chromiany(VI).

Doświadczenie 18

RÓŻNE STOPNIE UTLENIEŃ ATOMÓW CHROMU W ZWIĄZKACH CHEMICZNYCH

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów ze związkami chemicznymi chromu, w których atomy tego pierwiastka chemicznego występują on na różnych stopniach utlenienia.

Zadanie laboratoryjne

Mając chromian(VI) potasu oraz kwas siarkowy(VI) i cynk, należy zbadać, jakim przemianom ulega chromian(VI) potasu w reakcjach chemicznych z pozostałymi substratami.

Odczynniki: 0,5 - molowy roztwór chromianu(VI) potasu, 15% roztwór kwasu siarkowego(VI), cynk

Sprzęt: probówka, wkraplacz, gumowy korek

Przebieg doświadczenia

Do około 15 cm³ roztworu chromianu(VI) potasu w probówce dodajemy 2 - 3 granule cynku i mieszaninę zakwaszamy roztworem kwasu siarkowego(VI). Po zakończeniu wydzielania się wodoru probówkę zatykamy korkiem i wstrząsamy zawartością. Obserwujemy zmiany, jakie zachodzą w probówce.

Spostrzeżenia

Pod wpływem kwasu siarkowego(VI) i cynku wydzielal się wodór.

Roztwór na początku miał zabarwienie żółte, lecz po zakwaszeniu zmienił zabarwienie na pomarańczowe.

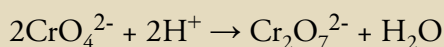
Po pewnym czasie zabarwienie to zmieniło się na zielone, które w dalszym etapie trwania reakcji chemicznej zmieniło się na niebieskie.

Po zakończeniu reakcji roztwór zmienił swoją barwę z niebieskiej na zieloną, utrzymując tę barwę trwale, niezależnie od czasu przebywania roztworu w probówce.

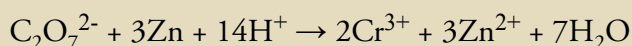
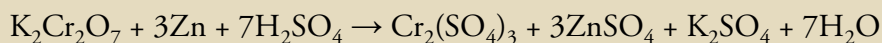
Wnioski

Na początku żółta barwa roztworu pochodzi od chromianu(VI) potasu, który w środowisku kwasowym zmienia się dichromianu(VI) potasu o barwie pomarańczowej.

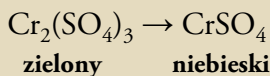
Ten proces przemiany nie zalicza się do procesu utleniania-redukcji, ponieważ atomy chromu w obu związkach chemicznych są na tym samym dodatnim, szóstym stopniu utlenienia.



Dalsza zmiana barwy roztworu spowodowana jest przekształceniem się dichromianu(VI) potasu w związek chemiczny chromu(III):

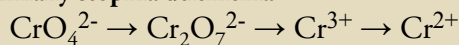


Następna zmiana zielonej barwy roztworu, pochodzącej od obecnych w nim jonów chromu(III) Cr^{3+} na barwę niebieską spowodowana jest procesem dalszej redukcji tych jonów do jonów chromu, znajdujących na drugim, stopniu utlenienia Cr^{2+} w siarczanie(VI) chromu(III). Schematycznie można napisać:



Ogólny schemat przemian przedstawia się następująco:

bez zmiany stopnia utlenienia



ze zmianą stopnia utlenienia

Po zakończeniu reakcji chemicznej barwa roztworu ponownie staje się zielona. Spowodowane jest to utlenianiem się jonów chromu(II) Cr^{2+} tlenem z powietrza do jonów chromu(III) Cr^{3+} .

Doświadczenie 19

RÓWNOWAGA CHEMICZNA CHROMIAN(VI) — DICHROMIAN(VI)

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie dichromianu(VI) w chromian(VI)
- tworzenie barwnych osadów

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jakie zachodzą zmiany pod wpływem działania określonych odczynników chemicznych na dichromian(VI) potasu. Sprawdzić jakie produkty powstaną po dodaniu do badanych roztworów chlorku baru i azotanu(V) srebra.

Odczynniki: 1% roztwór azotanu(V) srebra, 5% roztwór dichromianu(VI) potasu, 5% roztwór chromianu(VI) potasu, 5% roztwór chlorku baru, 5% roztwór wodorotlenku sodu, 10% roztwór kwasu azotowego(V)

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do dwóch probówek wlewamy roztwór chromianu(VI) potasu. Następnie do jednej z nich dodajemy kilka kropeł roztworu kwasu azotowego(V). Zwracamy uwagę na zachodzące zmiany.

Następnie do obu probówek dodajemy po kilka kropeł roztworu azotanu(V) srebra i obserwujemy zachodzące zmiany.

Z kolei do pustej probówki wlewamy roztwór chromianu(VI) potasu i kilka kropel roztworu kwasu azotowego(V). Obserwujemy zachodzące zmiany. Następnie do probówki dodajemy jeszcze kilka kropel roztworu wodorotlenku sodu. Do kolejnej probówki wlewamy roztwór dichromianu(VI) potasu i dodajemy kilka kropel roztworu chlorku baru. Obserwujemy powstające zmiany.

Informacje szczegółowe

Należy zachować ostrożność podczas pracy z solami chromu, gdyż mogą one powodować podrażnienia skóry. Związki chromu są toksyczne. Azotan(V) srebra ma właściwości drażniące skórę. Natomiast chlorek baru jest silną trucizną. Trzeba więc zachować szczególną ostrożność podczas wykonywania tego eksperymentu i stosować rękawice gumowe.

Spostrzeżenia

Po dodaniu roztworu kwasu azotowego(V) do roztworu chromianu(VI) potasu nastąpiła zmiana barwy roztworu z żółtej na pomarańczową.

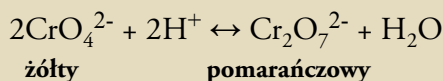
Dodanie do obu roztworów azotanu(V) srebra spowodowało powstanie w obu przypadkach osadu o barwie brunatnoczerwonej.

Z kolei dodanie kwasu azotowego(V) do roztworu chromianu(VI) potasu spowodowało zmianę barwy roztworu z żółtej na pomarańczową, ale dodatek roztworu wodorotlenku sodu przywrócił z powrotem żółtą barwę roztworu.

W ostatniej próbie dodanie roztworu chlorku baru do roztworu dichromianu(VI) potasu powodowało strącenie się osadu o żółtej barwie.

Wnioski

Przeprowadzone próby są potwierdzeniem istnienia stanu równowagi reakcji chemicznej zachodzącej między chromianem(VI) potasu i dichromianem(VI) potasu:



Dodanie roztworu kwasu azotowego(V) przesuwa równowagę reakcji chemicznej w stronę prawą, powodując powstanie większych ilości jonów dichromianowych(VI) niż jonów chromianowych(VI), czemu towarzyszy pojawienie się barwy pomarańczowej.

Dodanie wodorotlenku sodu powoduje neutralizację kwasu azotowego(V)

i przesunięcie z powrotem równowagi reakcji chemicznej w lewą stronę.

Objawia się to powstaniem żółtej barwy roztworu.

Powstanie żółtego osadu chromianu(VI) baru potwierdza zajście tego typu reakcji chemicznej.

Natomiast jony srebra tworzą czerwonobrunatny osad z jonami dichromianowymi(VI) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ oraz osad brunatnoczerwony z jonami chromianowymi(VI) CrO_4^{2-} , co także jest potwierdzeniem obecności tych jonów w obu próbach.

Doświadczenie 20

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI ZWIĄZKÓW CHEMICZNYCH MANGANU(II)

Cel doświadczenia

- zapoznanie się z barwą oraz właściwościami fizycznymi i chemicznymi związków manganu, w których pierwiastek ten znajduje się na drugim stopniu utlenienia.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się soli manganu(II) wobec wodorotlenku sodu przy dostępie i bez dostępu powietrza. Ustalić, jak przebiega reakcja chemiczna soli manganu(II) z zasadą? Określić wygląd wodorotlenku manganu(II) i ustalić jego zmiany z upływem czasu?

Odczynniki: 5% roztwór siarczanu(VI) manganu(II) lub chlorku manganu(II), nafta lub benzyna, 5% roztwór wodorotlenku sodu

Sprzęt: probówki, wkrapłacze

Przebieg doświadczenia

Do dwóch probówek wlewamy po około 2 cm³ roztworu zawierającego jony manganu(II), a następnie do jednej z nich dodajemy kilka kropel nafty. Z kolei do obu probówek dodajemy, powoli wlewając po ich ściankach, roztwór wodorotlenku sodu. Obserwujemy różnice w zmianach w obu probówkach.

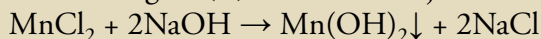
Spostrzeżenia

Po dodaniu roztworu wodorotlenku sodu do roztworu zawierającego jony manganu(II), w obu probówkach pojawił się biały osad.

W probówce z dodatkiem nafty osad pozostawał biały, lecz w probówce bez nafty po pewnym czasie osad zmienił barwę na brunatną.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej soli manganu(II) z wodorotlenkiem sodu powstaje wodorotlenek manganu(II) o barwie białej:



Wodorotlenek manganu(II) pod wpływem tlenu zawartego w powietrzu utlenia się, przekształcając w brunatny wodorotlenek manganu(IV) o wzorze chemicznym MnO(OH)_2 . Reakcja ta jest podstawą metody oznaczania tlenu rozpuszczonego w wodzie.

W probówce z dodatkiem nafty zmiana barwy białego wodorotlenku manganu(II) nie zachodzi, ponieważ nafta zabezpiecza go przed dopływem tlenu.

Doświadczenie 21

OTRZYMYWANIE MANGANIANU(VI) SODU

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z reakcją chemiczną otrzymywania manganianu(VI) sodu
- wyznaczenie stopnia utlenienia atomu manganu w manganianie(VI) sodu.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy tlenkiem manganu(IV) a azotanem(V) potasu w obecności węgla sodu. Ustalić jak należy zainicjować tę reakcję chemiczną? Jakie zmiany zabarwienia można obserwować podczas wykonywania doświadczenia? Jak to wyjaśnić? Jakie zabarwienie ma końcowy produkt reakcji? Określić zabarwienie roztworu po rozpuszczeniu produktów powstałych w wyniku stapiania.

Odczynniki: tlenek manganu(IV), azotan(V) potasu, bezwodny węgiel sodu, woda destylowana

Sprzęt: łyżka do spalań, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Umieszczamy na łyżce do spalań szczyptę tlenku manganu(IV), dodajemy do niego niewielką ilość azotanu(V) potasu i bezwodnego węglanu sodu. Następnie utworzoną mieszaninę ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego, aż do stopienia się wszystkich jej składników. Do tak otrzymanego stopu dodajemy kilka kropel wody.

Informacje szczegółowe

Ogrzewanie mieszaniny, na łyżce metalowej w płomieniu palnika gazowego, należy prowadzić bardzo ostrożnie ze względu na utleniające właściwości azotanu(V) potasu.

Spostrzeżenia

Po stopieniu się wszystkich składników mieszaniny powstała jednolita masa

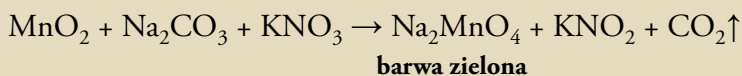
o barwie zielonej.

Po dodaniu do mieszaniny niewielkiej ilości wody pojawiło się fioletowe zabarwienie.

Wnioski

Tlenek manganu(IV) reaguje z azotanem(V) potasu w środowisku o odczynie

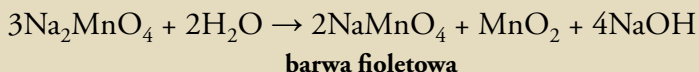
zasadowym, wytworzonym przez węglan sodu, tworząc manganian(VI) sodu



który ma barwę zieloną.

W reakcji tej tlenek manganu(IV) utlenia się do manganianu(VI) sodu, a azotan(V) potasu redukuje się do azotanu(III) potasu.

Dodanie wody powoduje hydrolizę manganianu(VI) sodu, zgodnie z równaniem tej reakcji:



Powstający w wyniku hydrolizy manganian(VII) sodu ma barwę fioletową.

Doświadczenie 22

REAKCJA CHEMICZNA MANGANIANU(VII) W ŚRODOWISKU O ODCZYNNIE ZASADOWYM

Cel doświadczenia

- przedstawienie jednej z metod otrzymywania manganianu(VI)

Zadanie laboratoryjne

Opierając się na wynikach z poprzedniego doświadczenia oraz mając manganian(VII) potasu i wodorotlenek potasu, zaproponuj inny sposób otrzymywania związku manganu(VI).

Odczynniki: wodorotlenek potasu, 5% roztwór manganianu(VII) potasu

Sprzęt: probówka, łąpa do probówek, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do probówki wprowadzamy roztwór manganianu(VII) potasu i kilka pastylek wodorotlenku potasu. Następnie zawartość probówki ostrożnie mieszamy, aby wodorotlenek uległ rozpuszczeniu. Probówkę ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

Na początku eksperymentu, roztwór manganianu(VII) potasu miał barwę fioletową.

Po dodaniu wodorotlenku potasu w celu zmiany odczynu na zasadowy i ogrzaniu, nastąpiła zmiana barwy roztworu na zieloną.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z wodorotlenkiem potasu powstał manganian(VI) potasu:



Pomimo, że reakcja zachodzi w środowisku wodnym, nie następuje proces hydrolizy manganianu(VI) potasu ze względu na obecność mocnego wodorotlenku.

Doświadczenie 23

ALUMINOTERMICZNE OTRZYMYWANIE ŻELAZA

Cel doświadczenia

- zapoznanie się z reakcją chemiczną redukcji tlenku żelaza(III) za pomocą glinu, służącą do otrzymywania żelaza

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać jakie produkty powstaną w wyniku reakcji tlenku żelaza(III) z glinem. Określić do jakiego typu, pod względem energetycznym, zalicza się tę reakcję chemiczną. Zbadać, który pierwiastek chemiczny w tej reakcji uległ redukcji, a który utlenieniu.

Odczynniki: tlenek żelaza(III), pył glinowy, nadtlenek sodu, wstążka magnezowa, sól kamienna

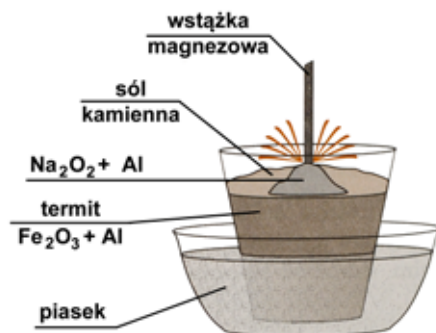
Sprzęt: tygiel porcelanowy, łaźnia piaskowa, płytką metalowa

Przebieg doświadczenia

Na łaźni piaskowej ustawiamy tygiel porcelanowy. Do tygla wsypujemy mieszaninę złożoną z 6 g tlenku żelaza(III) i 2 g sproszkowanego glinu. Na powierzchni tej mieszaniny rozsypujemy proszek aluminiowy zmieszany z nadtlentkiem sodu, w który wkładamy kawałek wstążki magnezowej. Całość przykrywamy jeszcze warstwą sproszkowanej soli kamiennej. Następnie zapalamy wstążkę magnezową, która pełni funkcję inicjującą reakcję. Obserwujemy przebieg reakcji. Po jej zakończeniu i wystygnięciu tygla wysypujemy jego zawartość na metalową płytkę. Badamy powstały produkt reakcji chemicznej.

Informacje szczegółowe

Mieszanina sproszkowanego glinu i nadtlentku sodu ułatwia zapoczątkowanie reakcji chemicznej, natomiast sól kamienna zapobiega ewentualnemu wydostawaniu się rozżarzonych substancji na zewnątrz. Doświadczenie należy wykonywać pod wyciągiem i w okularach ochronnych.



Rys. 4. Redukcja tlenku żelaza(III) glinem

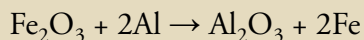
Spostrzeżenia

Po zapaleniu się mieszaniny rozpoczęła się gwałtowna reakcja chemiczna. Towarzyszyły jej silne świecenie i wydostawanie się snopu iskier z tygła. Całość intensywnie się rozgrzała.

W produktach reakcji zaobserwowano powstanie granuli o metalicznym wyglądzie.

Wnioski

Na podstawie objawów reakcji można sformułować wniosek, że należy ona do reakcji egzotermicznej. Oto równanie tej reakcji chemicznej:



W wyniku reakcji powstaje żelazo, a produktem ubocznym jest tlenek glinu. Jest to także reakcja chemiczna typu utleniania-redukcji, ponieważ tlenek żelaza(III), w którym atomy żelaza znajdują się na trzecim stopniu utlenienia, zostały zredukowane do żelaza, w którym atomy tego pierwiastka chemicznego znajdują się na zerowym stopniu utlenienia.

Atomy glinu, które mają zerowy stopień utlenienia, zostały utlenione do tlenku glinu, w którym występują na trzecim stopniu utlenienia.

W tej reakcji chemicznej redukcji uległo żelazo, a utlenieniu glin.

Duże ilości ciepła wydzielające się podczas reakcji wystarczają do stopienia żelaza, na co dowodem jest powstała granula żelaza.

Doświadczenie 24

REAKCJE CHEMICZNE METALI Z ROZTWORAMI SOLI

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie reakcji chemicznej pomiędzy wybranymi metalami a roztworami odpowiednich soli
- zbadanie, które metale zalicza się do metali bardziej lub mniej reaktywnych chemicznie

Zadanie laboratoryjne

Niżej podano wykaz odczynników i sprzętu laboratoryjnego. Należy zaproponować sposób, w jaki można zbadać reaktywność chemiczną metali.

Odczynniki: 5% roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), 2% roztwór azotanu(V) srebra, blaszki: cynkowa, żelazna, glinowa, miedziana

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do czterech probówek wlewamy po około 4 cm³ roztworu siarczanu(VI) miedzi(II), a następnie kolejno zanurzamy w nim: w pierwszej probówce blaszkę cynkową, w drugiej blaszkę żelazną, w trzeciej blaszkę glinową, a w czwartej blaszkę miedzianą. Do następnych czterech probówek wlewamy po około 4 cm³ roztworu azotanu(V) srebra i zanurzamy kolejno w tych roztworach blaszki z metali, tak jak w próbie poprzedniej. Obserwujemy powstające zmiany.

Spostrzeżenia

W roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) nastąpiło pokrycie się miedzią powierzchni blaszek: cynkowej, glinowej i żelaznej.

Natomiast w roztworze azotanu(V) srebra, osadem srebra pokryły się blaszki: cynkowa, żelazna, glinowa i miedziana.

Wnioski

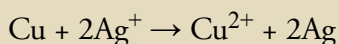
Metale takie, jak: cynk, żelazo i glin, wypierają miedź i srebro z roztworów ich soli. Oprócz tego w reakcji z kwasami wypierają z nich wodór.

Są to metale bardziej reaktywne od wodoru, miedzi i srebra, a więc względem kationów: wodorowych H^+ , miedzi(II) Cu^{2+} i srebra(I) Ag^+ pełnią funkcję reduktorami.

Miedź, która jest metalem nie wypierającym wodoru z roztworów kwasów nieutleniających takich, jak kwas chlorowodorowy, wypiera srebro z roztworów jego soli.

Dlatego miedź jest w reakcjach chemicznych bardziej reaktywna od srebra, jest reduktorem względem jonów srebra(I) Ag^+ .

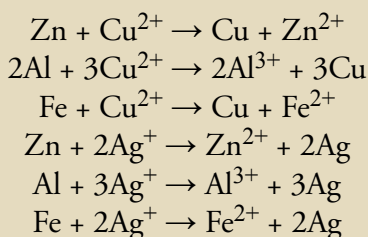
Między miedzią a jonami srebra(I) zachodzi reakcja chemiczna:



Reduktorem w tej reakcji jest miedź, która ulega utlenieniu do kationu miedzi(II) Cu^{2+} .

Natomiast utleniaczem są jony srebra(I) Ag^+ , z których w wyniku redukcji powstaje srebro.

W poszczególnych próbach zachodzą następujące reakcje chemiczne:



Na podstawie przeprowadzonych reakcji chemicznych metale można ułożyć w szereg reaktywności chemicznej.

Doświadczenie 25

TRAWIENIE MIEDZI W ROZTWORZE CHLORKU ŻELAZA(III)

Cel doświadczenia

- wykazanie, że miedź roztwarza się w roztworze soli żelaza(III), co wynika z odpowiednich wartości potencjałów utleniająco-redukcujących.

Zadanie laboratoryjne

Mając do dyspozycji płytkę wykonaną z miedzi i roztwór chlorku żelaza(III), należy zbadać, czy pomiędzy tymi substancjami zachodzi reakcja chemiczna.

Odczynniki: odtłuszczona płytka miedziana, 30% roztwór chlorku żelaza(III), lakier (na przykład do paznokci), aceton lub zmywacz do paznokci

Sprzęt: zlewka o pojemności 250 cm³, palnik gazowy, trójnóg, płytka metalowa, termometr

Przebieg doświadczenia

Na powierzchni płytki miedzianej lub innej płytki pokrytej miedzią rysujemy lakierem dowolny rysunek. Po wyschnięciu lakieru płytkę zanurzamy w ogrzanym do około 40°C roztworze chlorku żelaza(III). W roztworze tym płytkę trzymamy przez kilkanaście minut, po czym zmywamy acetonem lakier z jej powierzchni. Obserwujemy, czy na powierzchni płytki zaszły zmiany.

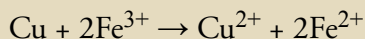
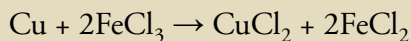
Spostrzeżenia

Po usunięciu lakieru z powierzchni płytki okazało się, że w miejscach nie pokrytych lakierem nastąpił ubytek masy miedzi, co objawiło się powstaniem wyraźnych wgłębień.

W miejscach pokrytych lakierem powierzchnia miedzi nie została naruszona.

Wnioski

Zaszła reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



W warunkach bliskich standardowym, to jest w roztworach zawierających jony żelaza(III), jony żelaza(II) oraz jony miedzi(II) o stężeniu 1 mol/dm³ oraz z zastosowaniem miedzi o bardzo dużej czystości, miedź roztwarza się w roztworze soli żelaza(III).

Ta reakcja chemiczna nazywa się reakcją trawienia miedzi w roztworze chlorku żelaza(III). Proces ten jest wykorzystywany w praktyce do wytwarzania obwodów drukowanych, stosowanych w urządzeniach elektronicznych.

Doświadczenie 26

KOROZJA ŻELAZA W KROPLI ROZTWORU ELEKTROLITU

Cel doświadczenia

- zbadanie przebiegu korozji żelaza w środowisku roztworu elektrolitu naniesionego na jego powierzchnię

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jaki wpływ na korozję żelaza ma elektrolit naniesiony na jego powierzchnię. W doświadczeniu należy posłużyć się odczynnikiem ferroksoylowym. Wyjaśnić, jakie przemiany zachodzą w kropli umieszczonej na powierzchni żelaza.

Odczynniki: żelazna płytka o wymiarach około 10 cm x 10 cm, benzyna ekstrakcyjna, odczynnik ferroksoylowy

Sprzęt: papier ścierny, wata, wkraplacz

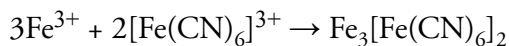
Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy do doświadczenia żelazną płytkę, oczyszczając dokładnie jej powierzchnię papierem ściernym. Następnie odtłuszczamy jej powierzchnię, przecierając ją watą nasyoną benzyną ekstrakcyjną i suszymy na powietrzu. Z kolei przygotowujemy roztwór elektrolitu w postaci odczynnika ferroksoylowego, mieszając 10 cm³ 3% roztworu chlorku sodu, 0,5 cm³ 1% roztworu fenoloftaleiny i 0,5 cm³ roztworu heksacyjanożelazianu(III) potasu o wzorze chemicznym K₃[Fe(CN)₆]. Następnie na oczyszczoną powierzchnię stalowej płytki наносimy wkraplaczem w różnych miejscach kilka kropli odczynnika ferroksoylowego i obserwujemy przez kilka minut zmiany zachodzące wewnątrz naniesionych kropli. Następnie myjemy powierzchnię płytki i obserwujemy miejsca, w których naniesione były krople elektrolitu.

Informacje szczegółowe

Odczynnik ferroksoylowy zawiera fenoloftaleinę oraz heksacyjanożelazian(III) potasu. Umożliwia on jednoczesną identyfikację jonów wodorotlenkowych OH⁻ (fenoloftaleiną zawartą w roztworze wskaźnika) i jonów żelaza(II) Fe²⁺ obecnym w roztworze cyjanożelazianu(III) potasu w badanym układzie. Pojawienie się w środkowej części kropli niebieskiego osadu wskazuje na obecność jonów

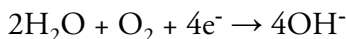
żelaza(II), które z heksacyjanożelazianem(III) potasu tworzą błękit Turnbulla, związek chemiczny o nazwie heksacyjanożelazian(III) żelaza(II):



Obecność jonów żelaza(II) Fe^{2+} w tej części kropli jest dowodem na przebiegającą tam reakcję chemiczną utleniania:



Zaróżwienie brzegu kropli wskazuje na pojawienie się jonów wodorotlenkowych OH^- , które powstały wskutek redukcji tlenu atmosferycznego:



Proces ten spowodowany jest większym stężeniem tlenu przy powierzchni kropli niż w jej wnętrzu, w którym dominuje proces utleniania żelaza, zachodzi korozja. Cały układ jest mikroogniwem, którego obszar anodowy znajduje się wewnątrz kropli, natomiast obszar katodowy znajduje się w jej części zewnętrznej.

Spostrzeżenia

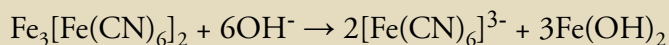
Wewnątrz kropli utworzył się osad o barwie niebieskiej, który pod koniec doświadczenia zanikł na rzecz powstania osadu o barwie zielonobrazowej. Po umyciu płytki okazało się, że w miejscach, gdzie naniesiono krople, widoczne były ślady korozji.

Wnioski

Pojawiający się we wnętrzu kropli osad o barwie niebieskiej świadczy o powstaniu w kropli jonów żelaza(II) Fe^{2+} .

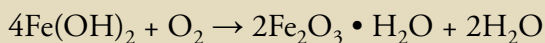
Przyczyną tego zjawiska jest wzrost stężenia jonów wodorotlenkowych OH^- w centralnej części kropli.

Jest to powodem rozkładu nietrwałego w środowisku zasadowym błękitu Turnbulla.



W tych warunkach strąca się także wodorotlenek żelaza(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, który

ulega stopniowemu utlenianiu do uwodnionego tlenku żelaza(III):



Korozja żelaza przebiegająca pod wpływem elektrolitów jest procesem o charakterze elektrochemicznym. Podczas korozji na powierzchni żelaza tworzy się wiele mikroogniw.

Doświadczenie 27

PORÓWNYWANIE REAKTYWNOŚCI CHEMICZNEJ METALI

Cel doświadczenia

- wyznaczenie, na podstawie różnicy potencjałów, reaktywności chemicznej metali

Zadanie laboratoryjne

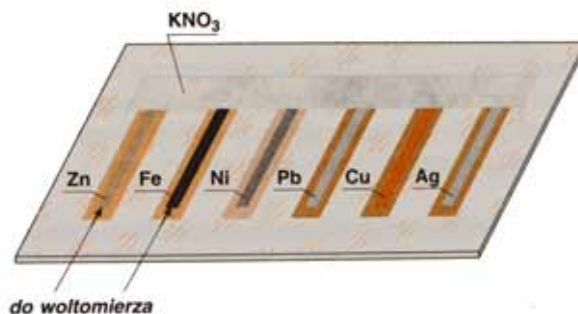
Mierząc odpowiednie różnice potencjałów, ułożyć badane metale w szereg reaktywności chemicznej rozpoczynając od metalu o najniższym potencjale.

Odczynniki: siarczan(VI) cynku, siarczan(VI) żelaza(II), siarczan(VI) niklu(II), azotan(V) ołowiu(II), siarczan(VI) miedzi(II), azotan(V) srebra, azotan(V) potasu

Sprzęt: płytka szklana, cienkie blaszki: cynku, żelaza, niklu, ołowiu, miedzi, srebra, dwa przewody, woltomierz, bibuła filtracyjna

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy 1-molowe roztwory następujących soli: siarczanu(VI) cynku ZnSO_4 , siarczanu(VI) żelaza(II) FeSO_4 , siarczanu(VI) niklu(II) NiSO_4 , azotanu ołowiu(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO_4 i azotanu(V) srebra AgNO_3 . Następnie na płytce szklanej umieszczamy sześć jednakowych pasków wyciętych z bibuły filtracyjnej, nasyconych przygotowanymi roztworami. Z kolei na zwilżone paski bibuły kładziemy cienkie blaszki metali odpowiadające kationom metali znajdujących na zwilżonej bibule. Na końcach blaszek, wzdłuż płytki, kładziemy pasek bibuły nasycony roztworem azotanu(V) potasu, który



Rys. 5. Badanie aktywności chemicznej metali

pełni funkcję klucza elektrolitycznego.

Za pomocą metalowych zacisków łączymy końce dwu blaszek z woltomierzem. Łączymy blaszkę cynkową z ujemnym źródłem woltomierza i wyznaczamy różnicę potencjałów, łącząc każdy następny metal z dodatnim biegunem miernika. Wyniki wpisujemy do tabelki.

Metal I biegun ujemny	Metal II biegun dodatni	Różnica potencjałów
Zn	Fe	
Zn	Ni	
Zn	Pb	
Zn	Cu	
Zn	Ag	

Następnie łączymy ze sobą różne metale i mierzymy różnicę potencjałów. Wyniki również wpisujemy do tabelki.

Metal I biegun ujemny	Metal II biegun dodatni	Różnica potencjałów
Fe	Ni	
Fe	Pb	
Fe	Cu	
Fe	Ag	
Ni	Pb	
Ni	Cu	

Ni	Ag	
Pb	Cu	
Pb	Ag	
Cu	Ag	

Spostrzeżenia

W wyniku pomiarów potencjałów otrzymuje się ich różne wartości.

Wnioski

Na podstawie otrzymanych wyników można ułożyć metale od najniższego do najwyższego potencjału.

Doświadczenie 28

REAKCJE TLENKÓW METALI Z TLENKAMI NIEMETALI

Cel doświadczenia

- potwierdzenie tezy, że tlenki metali mogą reagować z tlenkami niemetalu

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić czy powstaną nowe związki chemiczne po zmieszaniu tlenku metalu z tlenkiem niemetalu poprzez ogrzanie mieszaniny tlenków w celu zainicjowania reakcji chemicznej.

Odczynniki: tlenek krzemu(IV), tlenek ołowiu(II)

Sprzęt: tygiel porcelanowy, trójkąt kaolinowy, palnik gazowy, trójnóg, bagietka, płytka metalowa

Przebieg doświadczenia

Mieszaninę 4 g tlenku ołowiu(II) PbO i 2 g tlenku krzemu(IV) SiO₂ ogrzewamy w tyglu, stale mieszając, aż do jej stopienia i uzyskania jednolitej masy. Obserwujemy powstały w wyniku ogrzewania produkt. Próbuje wyłączyć zawartość tygla na kawałek blachy.

Spostrzeżenia

Otrzymana masa nie przypomina wyglądem mieszaniny sporządzonej przed jej ogrzewaniem. Jest szklista, a wylewana z tygla na blachę zastyga, tworząc przezroczyste szkliste kulki.

Wnioski

Powstała szklista masa, to nowo powstały związek chemiczny tlenku ołowiu(II) z tlenkiem krzemu(IV), krzemian ołowiu(II) $PbSiO_3$.
Z przeprowadzonego doświadczenia wynika, że tlenki metali mogą reagować z tlenkami niemetali.

Doświadczenie 29**BADANIE WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH SODU I POTASU****Cel doświadczenia**

- badanie właściwości fizycznych sodu i potasu oraz zapoznanie się z warunkami przechowywania tych metali

Zadanie laboratoryjne

Należy przygotować próbki badanych metali ściśle według instrukcji i określić ich właściwości fizyczne. Zwrócić uwagę na wygląd powierzchni sodu i potasu bezpośrednio po przekrojeniu ich nożem oraz po pewnym czasie. Zbadać twardość tych metali oraz ustalić w jakiej temperaturze zaczyna topić się sód i potas?

Odczynniki: sód, potas

Sprzęt: próbówki, zlewka, palnik gazowy, płytko metalowa, trójnóg, termometr, nóż lub skalpel

Przebieg doświadczenia

Do dwóch próbek wkładamy na dno świeżo przekrojone równe kawałki sodu i potasu wyjęte ze słoja z naftą. Następnie próbki wstawiamy do łaźni wodnej i ogrzewamy wodę, kontrolując termometrem jej temperaturę. Obserwujemy, czy zachodzą określone zmiany.

Spostrzeżenia

Bezpośrednio po przekrojeniu kawałka sodu i potasu ich powierzchnia miała metaliczny połysk i srebrzystoszarą barwę.

Po chwili powierzchnia ta zmatowiała i pokryła się białym nalotem.

Oba metale są bardzo miękkie i to do tego stopnia, że można je kroić nożem.

Pod wpływem ogrzewania oba metale uległy stopieniu, przy czym pierwszy stopił się potas w temperaturze około 63°C , a dopiero potem stopił się sód w temperaturze około 98°C .

Oba metale przechowywane były w pojemniku z naftą.

Wnioski

Zarówno sód, jak i potas wykazują bardzo podobne właściwości fizyczne.

Metale te przechowuje się w naftcie, ponieważ z nią nie reagują i zabezpieczone są przed utlenianiem.

Doświadczenie 30

BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO SODU I POTASU

Cel doświadczenia

- wykazanie czy sód i potas przewodzą prąd elektryczny

Zadanie laboratoryjne

Stosując prosty zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego, należy wykonać doświadczenie, które pomoże odpowiedzieć na pytanie: czy sód i potas przewodzą prąd elektryczny?

Odczynniki: sód, potas

Sprzęt: zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego składający się z baterii 4,5 V, przewodnika i żarówki

Przebieg doświadczenia

W zestawiony obwód prądu elektrycznego wstawiamy raz kawałek sodu,

zamykając nim obwód, a następnie podobną próbę wykonujemy z kawałkiem potasu. Obserwujemy żarówkę znajdującą się w obwodzie.

Informacje szczegółowe

Ze względu na małe wartości energii jonizacji litowców, niewielka energia potrzebna jest do oderwania elektronu walencyjnego. Oznacza to, że przejście atomów tych pierwiastków chemicznych w stan jonowy zachodzi stosunkowo łatwo. Jeżeli ich atomy są usytuowane blisko siebie, to słabo przytrzymywane przez jądro atomowe elektrony walencyjne odrywają się i tworzą chmurę elektronową opływającą powstałe jony. Jony te ułożone są w sposób uporządkowany, tworząc określoną sieć krystaliczną. Powstała sieć krystaliczna dlatego wykazuje trwałość, gdyż pomiędzy jonami a chmurą elektronową występuje przyciąganie elektrostatyczne. Sieć taką nazywa się siecią metaliczną, a występujące w niej wiązanie między jonami metali, a elektronami swobodnymi w postaci chmury elektronowej, wiązaniem metalicznym. Wiązanie metaliczne jest charakterystyczne dla większości metali.

Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu do obwodu prądu elektrycznego kawałka sodu lub kawałka potasu żarówka znajdującą się w tym obwodzie świeciła.

Wnioski

Litowce takie jak sód i potas przewodzą prąd elektryczny. Należą one do dobrych przewodników elektryczności.

Doświadczenie 31

UTLENIANIE SODU I POTASU W POWIETRZU I W TLENIE

Cel doświadczenia

- zbadanie, w jaki sposób sód i potas reagują z tlenem z powietrza oraz z czystym tlenem

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie ściśle według instrukcji. Z badać, który z metali

zapala się w tlenie szybciej. Ustalić jaka jest barwa płomienia spalających się metali? Ustalić jakie związki chemiczne powstały w wyniku spalania sodu i potasu? Podać równania odpowiednich reakcji chemicznych. Ustalić czy wynik doświadczenia może być potwierdzeniem tezy o różnej reaktywności chemicznej litowców?

Odczynniki: sól, potas, powietrze, tlen, roztwór fenoloftaleiny, woda destylowana

Sprzęt: metalowa łyżka do spalań, palnik gazowy, cylindry miarowe o pojemności 250 cm³, probówki

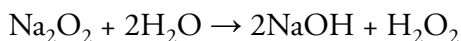
Przebieg doświadczenia

1. Umieszczamy na łyżce metalowej do spalań mały kawałek oczyszczonego sodu lub potasu. Następnie łyżkę z metalem ogrzewamy lekko w płomieniu palnika gazowego, a płonący metal przenosimy do cylindra napełnionego powietrzem. Gdy sól spali się, wlewamy do cylindra kilka cm³ wody destylowanej, po czym badamy odczyn powstałego roztworu za pomocą fenoloftaleiny.
2. Porównujemy także palność sodu i potasu w tlenie. W tym celu do napełnionych tlenem probówek wrzucamy małe kawałki sodu i potasu.

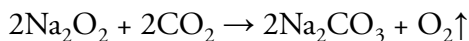
Informacje szczegółowe

Spośród tlenków litowców najlepiej znany jest bezbarwny tlenek litu o wzorze chemicznym Li₂O, powstający podczas spalania litu w powietrzu.

Nadtlenek sodu hydrolizuje w wodzie z wytworzeniem nadtlenku wodoru:



Nadtlenek sodu wykazuje silne działanie utleniające. Może on reagować w niektórych przypadkach nawet wybuchowo. Pod wpływem tlenku węgla(IV) przekształca się w węglan sodu:



Proces ten stosuje się do oczyszczania powietrza w łodziach podwodnych i statkach kosmicznych.

Spostrzeżenia

Po dodaniu wody do produktu spalania sodu i potasu w powietrzu oraz zbadaniu odczynu powstałego roztworu okazało się, że fenoloftaleina zabarwiła się na kolor intensywnie malinowy.

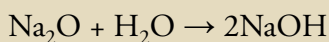
Natomiast w przypadku próby drugiej ze spalaniem wymienionych metali w tlenie, okazało się, że sól spalała się płomieniem o barwie żółtej, a palący się potas dawał płomień o barwie różowej z dodatkiem odcienia fioletowego.

Można było także zauważyć, że potas spalał się w tlenie szybciej i energiczniej niż sól.

Wnioski

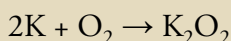
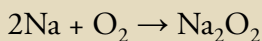
W wyniku spalania sodu w powietrzu tworzy się tlenek sodu.

Tlenek ten rozpuszczając się w wodzie tworzy wodorotlenek sodu, który powoduje zmianę barwy wskaźnika:



Podobne reakcje chemiczne zachodzą w przypadku potasu.

Natomiast podczas spalania sodu i potasu w tlenie powstają tlenki i nadtlenek sodu i potasu:

**Doświadczenie 32****ZACHOWANIE SIĘ LITOWCÓW W KONTAKCIE Z WODĄ****Cel doświadczenia**

- zbadanie, w jaki sposób litowce reagują z wodą na przykładzie sodu i potasu

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jak zachowuje się sól i potas w zetknięciu z wodą. Określić, jaki efekt energetyczny towarzyszy zachodzącym reakcjom chemicznym.

Ustalić jaki gaz zbiera się w probówkach? W jaki sposób to sprawdzić? Ustalić jak zmienia się zabarwienie roztworu fenoloftaleiny i o czym to świadczy?

Odczynniki: sól, potas, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: probówki, łuczywo, wkraplacz

Przebieg doświadczenia

Do dwóch probówek wlewamy po kilka cm^3 wody i kilka kropel roztworu fenoloftaleiny, a następnie do probówki pierwszej wrzucamy przygotowany mały skrawek sodu, a do drugiej taki sam skrawek potasu. Obserwujemy zachowanie się tych metali w wodzie. Sprawdzamy, czy barwa wskaźnika uległa zmianie. Badamy powstały w probówce gaz za pomocą palącego się łuczywa. Dotykamy również ręką dna probówek i określamy ich temperaturę.

Informacje szczegółowe

Podczas wykonywania doświadczeń należy stosować okulary ochronne. Uwaga: Nie dotykać badanych metali gołymi palcami.

Spostrzeżenia

Oba metale, to jest sól i potas, reagują tak energicznie z wodą, że zapalają wydzielający się równocześnie gaz.

Po przereagowaniu metali z wodą nastąpiła zmiana barwy fenoloftaleiny na kolor malinowy.

Zbliżenie palącego się łuczywa do wylotu probówek spowodowało charakterystyczny trzask. Po zejściu reakcji chemicznych dna probówek były gorące.

Wnioski

Reakcja chemiczna pomiędzy sodem, potasem a wodą przebiega na powierzchni wody, co świadczy o tym, że metale te są lżejsze od wody.

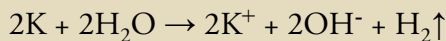
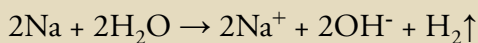
Reakcji chemicznej towarzyszy intensywne wydzielanie się wodoru.

Potas reaguje z wodą energiczniej niż sól.

Reagujące z wodą metale przybrały kształt kulki.

Oznacza to, iż reakcja chemiczna sodu i potasu z wodą jest egzotermiczna oraz że pierwiastki te mają stosunkowo niską temperaturę topnienia.

Reakcje sodu i potasu z wodą przebiegały zgodnie z następującymi równaniami:



Doświadczenie 33

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI WODOROTLENKU SODU I WODOROTLENKU POTASU

Cel doświadczenia

- zbadanie higroskopijnych oraz żrących właściwości wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu

Zadanie laboratoryjne

Zaprojektować metodę badania właściwości higroskopijnych i żrących wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu. Dokonać porównania odpowiednich właściwości.

Odczynniki: wodorotlenek sodu, wodorotlenek potasu

Sprzęt: szkiełka zegarkowe, pęseta, wkraplacze, probówki, tkanina bawełniana, tkanina wełniana, tkanina z włókna syntetycznego

Przebieg doświadczenia

Wyjmujemy ze słoika pęsetą po kilka granulek wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu, kładziemy je na oddzielnych szkiełkach zegarkowych. Obserwujemy ich wygląd i pozostawiamy na kilkanaście minut na powietrzu. Następnie w dwóch probówkach rozpuszczamy w wodzie po około 4 granulki wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu. Dotykając palcami dna probówek, badamy efekt cieplny rozpuszczania wodorotlenków. Z kolei roztwory obu wodorotlenków przenosimy za pomocą wkraplaczy na skrawki tkanin: wełnianej, bawełnianej i tkaniny wykonanej z włókna syntetycznego. Po pewnym czasie splukujemy powierzchnię tkanin dużą ilością bieżącej wody i obserwujemy ich wygląd w miejscach zwilżonych roztworami wodorotlenków.

Informacje szczegółowe

Wodorotlenki litowców łatwo topią się, a w stanie stopionym przewodzą

prąd elektryczny. Pozostawione w postaci stałej na powietrzu pokrywają się nalotem węglanów, wskutek pochłaniania tlenu węgla(IV) z otoczenia. Moc wodorotlenków litowców, jako zasad, oraz ich rozpuszczalność w wodzie zwiększa się w kierunku od litu do cezu. Roztwory badanych wodorotlenków mają charakter silnie zasadowy. Ich stężone roztwory nazywano dawniej ługami lub alkaliami. Powodują one niszczenie naskórka i dlatego w dotyku są śliskie. Niszczą także len i jedwab oraz takie materiały jak papier czy drewno. Jedynie tkaniny z tworzyw syntetycznych oraz tworzywa sztuczne są odporne na ich działanie.

Spostrzeżenia

Wodorotlenki sodu i potasu są substancjami stałymi o białej barwie, które dobrze rozpuszczają się w wodzie, przy czym rozpuszczalność wodorotlenku potasu w wodzie jest większa niż wodorotlenku sodu.

Stałe wodorotlenki pozostawione na powietrzu pokryły się po chwili wilgocią, rozptywając się, z tym że wodorotlenek potasu szybciej pochłaniał wilgoć z otoczenia niż wodorotlenek sodu.

Wodorotlenki te mają również właściwości silnie żrące, co można zaobserwować na próbkach tkanin poddanych ich działaniu.

Tkaniny wykonane z wełny i jedwabiu ulegają zniszczeniu.

Podczas rozpuszczania się badanych wodorotlenków w wodzie dna probówek rozgrzały się.

Wnioski

Wodorotlenki sodu i potasu tworzą mocne zasady.

Wykazują właściwości silnie żrące, a w postaci stałej są higroskopijne.

Proces rozpuszczania się tych wodorotlenków w wodzie należy do procesów egzotermicznych.

Doświadczenie 34

ANALIZA PŁOMIENIOWA. WYKRYWANIE KATIONÓW SODU I POTASU

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z możliwością wykrywania kationów sodu i potasu na podstawie barwy płomienia palnika gazowego

Zadanie laboratoryjne

Należy umieścić drut platynowy w sproszkowanych próbkach związków chemicznych sodu i potasu a następnie wprowadzić go do płomienia palnika. Te same czynności należy wykonać z próbką otrzymaną do analizy.

Odczynniki: chlorek sodu, azotan(V) sodu, chlorek potasu, azotan(V) potasu, próbka związku chemicznego, który należy poddać analizie na obecność kationów sodu i potasu

Sprzęt: palnik gazowy, drut platynowy osadzony w bagietce

Przebieg doświadczenia

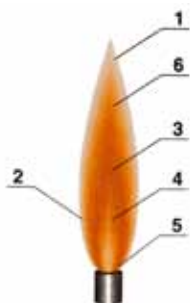
Oczyszczonym drutem platynowym dotykamy sproszkowanej próbki chlorku sodu i wprowadzamy go do nieświecącej strefy płomienia palnika gazowego. Następnie podobną próbę wykonujemy z azotanem(V) sodu i obserwujemy, na jaki kolor barwi się płomień palnika w przypadku soli sodu. Takie same próby wykonujemy dla obu soli potasu. Z kolei powtarzamy próbę z solą otrzymaną do analizy od nauczyciela, nie wiedząc, jakie kationy, sodu czy potasu, wchodzi w jej skład.

Informacje szczegółowe

Niektóre metale można identyfikować na podstawie zabarwienia bezbarwnego płomienia palnika gazowego przez ich lotne związki chemiczne. Drut platynowy wtopiony w pręt szklany oczyszcza się przez kilkakrotne zanurzenie go w kwasie chlorowodorowym rozcieńczonym wodą w stosunku objętościowym 1:1 i wyprażenie w nieświecącym płomieniu palnika gazowego. Następnie oczyszczonym drutem dotyka się sproszkowaną próbkę i wprowadza drut do płomienia, najpierw do części mniej gorącej, a potem do części o najwyższej temperaturze, w pobliżu świecącego stożka. Z kolei zanurza się drut w kwasie chlorowodorowym, aby przeprowadzić trudno lotne związki znajdujące się w próbce w lotne chlorki i ponownie wprowadza się drut do nieświecącego płomienia. Próbę należy wykonywać kilkakrotnie, uważnie obserwując pojawiające się w płomieniu zabarwienia. Intensywne żółte, trwałe zabarwienia płomienia wskazuje na obecność atomów sodu, zabarwienie fioletowe, na obecność potasu, ceglastoczerwone, na obecność wapnia, karminowoczerwone, na obecność strontu, zielone, na obecność baru. Poza tym czerwone zabarwienie wskazuje na obecność litu, fioletoworóżowe, rubidu lub cezu, zielone, miedzi lub boru, a niebieskie ołowiu, cyny, arsenu lub antymonu. Nie należy badać

w płomieniu roztworów zawierających metale ciężkie, ponieważ metale te wtapiają się w platynę. Zamiast drutu platynowego można stosować drut z innego metalu, nie przechodzącego w lotne chlorki, na przykład drut niklowo-chromowy.

W przypadku analizy płomieniowej potasu przy obecności sodu, intensywne żółte zabarwienie płomienia maskuje fioletowe zabarwienie pochodzące od potasu. W takim przypadku należy obserwować płomień palnika przez szkło niebieskofioletowe, zwane szkłem kobaltowym lub przez płaskie naczynie szklane napełnione roztworem indyga.



Rys. 6. Strefy płomienia palnika gazowego

1 i 2 — płomień utleniający, 3 i 4 — płomień redukujący,
5 — temp. stosunkowo niska, 6 — temp. najniższa

Spostrzeżenia

W przypadku umieszczenia na drucie platynowym w płomieniu palnika gazowego soli zawierających kationy sodu następowało barwienie tego płomienia na kolor żółty. Gdy badaniu poddano sole zawierające kationy potasu, nieświecący płomień palnika gazowego barwił się na kolor fioletowy.

Wnioski

Przez wprowadzenie do płomienia palnika gazowego lotnych soli sodu lub potasu można stwierdzić, na podstawie barwy płomienia, rodzaj kationów zawartych w związku chemicznym.

Doświadczenie 35

REAKCJA CHEMICZNA GLINU Z CHLOREM

Cel doświadczenia

- zbadanie, jak przebiega reakcja chemiczna pomiędzy glinem i chlorem

Zadanie laboratoryjne

Mając naczynie z chlorem oraz glin, należy zbadać, czy pierwiastki te reagują ze sobą i w jaki sposób zachodzi reakcja pomiędzy nimi.

Odczynniki: manganian(VII) potasu, stężony kwas chlorowodorowy, folia aluminiowa

Sprzęt: kolba stożkowa o pojemności 300 cm³, probówki, rurka szklana z korkiem, szczypce metalowe, palnik gazowy, wata, korki gumowe, piasek

Przebieg doświadczenia

Do kolby stożkowej wsypujemy na jej dno cienką warstwę piasku, aby zabezpieczyć ją przed pęknięciem, a następnie wypełniamy jej wnętrze chlorem, który otrzymujemy w reakcji stężonego kwasu chlorowodorowego z manganianem(VII) potasu. Po napełnieniu kolby chlorem jej wylot zatykamy gumowym korkiem. Następnie za pomocą metalowych szczypiec chwytamy kawałek folii aluminiowej i rozżarzamy ją w płomieniu palnika gazowego, otwieramy wylot kolby z chlorem i natychmiast wprowadzamy do niej rozżarzoną folię. Z kolei wylot kolby szybko zatykamy kawałkiem waty.

Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu rozgrzanej folii aluminiowej do kolby z chlorem nastąpiła gwałtowna reakcja pierwiastków chemicznych, której towarzyszyło powstawanie dużej ilości ciepła.

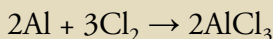
Kolba wypełniła się białymi dymami. Na ściankach kolby osadziła się biała substancja stała.

Wnioski

Chlor energicznie reaguje z rozgrzanym glinem.

Powstające w wyniku reakcji duże ilości ciepła świadczą o tym, że jest to reakcja egzotermiczna.

Oto równanie tej reakcji chemicznej:



W reakcji chemicznej glinu z chlorem powstaje chlorek glinu.

Doświadczenie 36

REAKCJA CHEMICZNA GLINU Z BROMEM

Cel doświadczenia

- wykonanie reakcji glinu z bromem.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie ściśle według instrukcji. Sprawdzić, czy brom reaguje z glinem oraz jaki produkt powstanie w wyniku reakcji chemicznej pomiędzy tymi pierwiastkami chemicznymi.

Odczynniki: brom, folia aluminiowa

Sprzęt: kolba kulista płaskodenna o pojemności 500 cm³, korek gumowy, wata

Przebieg doświadczenia

Do kolby wprowadzamy około 6 kropel bromu i zatykamy ją szczelnie korkiem. Następnie korek uchylamy, wrzucamy do kolby uformowaną z folii aluminiowej kulkę o średnicy około 0,5 cm i natychmiast zatykamy wylot kolby kawałkiem waty. Obserwujemy, co będzie się działo we wnętrzu kolby.

Informacje szczegółowe

Aby lepiej zauważyć osadzający się na ściankach kolby biały bromek glinu, można usunąć nadmiar par bromu z kolby, przechylając ją nad naczyniem z wodą.

Spostrzeżenia

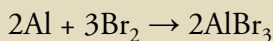
Już po kilku sekundach pary bromu wypełniły wnętrze kolby przeszedł w stan pary i po chwili rozpoczęła się energiczna reakcja chemiczna, w wyniku której kolba wypełniła się białymi dymami.

Na ściankach kolby osadziła się biała substancja stała.

Wnioski

Brom energicznie reaguje z glinem, a w wyniku tej reakcji chemicznej powstaje biały bromek glinu, który osadzał się na ściankach kolby.

Oto równanie przeprowadzonej reakcji chemicznej:



Doświadczenie 37

BADANIE UTLENIAJĄCYCH WŁAŚCIWOŚCI NADTLENKU SODU

Cel doświadczenia

- zbadanie, czy nadtlenek sodu ma właściwości utleniające

Zadanie laboratoryjne

W doświadczeniu zaproponowano zestaw sprzętu i odczynników z pewnym nadmiarem. Należy wybrać tylko to, co będzie potrzebne do wykonania eksperymentu sprawdzającego utleniające właściwości nadtlenku sodu.

Odczynniki: nadtlenek sodu, indygo, fenoloftaleina, tlenek sodu, woda utleniona

Sprzęt: probówki, zestaw do sączenia, krystalizator, wkraplacz, rozdzielacz

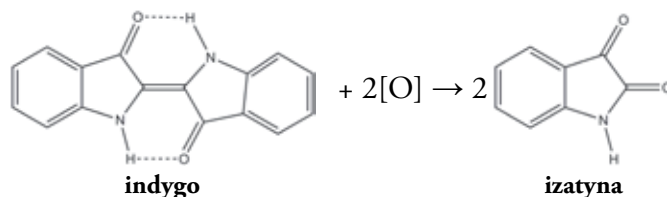
Przebieg doświadczenia

Do połowy wysokości probówki wlewamy wodę destylowaną i dodajemy do niej kroplę roztworu indyga. Następnie wrzucamy do tego roztworu szczyptę nadtlenku sodu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Z kolei część tego roztworu przelewamy do drugiej probówki i dodajemy kroplę roztworu fenoloftaleiny. Sprawdzamy, czy zaszły jakieś zmiany.

Informacje szczegółowe

Odbarwienie niebieskiego indyga polega na reakcji chemicznej wyrażonej równaniem:



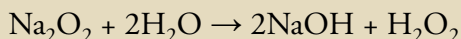
Spostrzeżenia

Po dodaniu nadtlenu sodu do niebieskiego roztworu indyga nastąpiło odbarwienie roztworu. Dodanie do odbarwionego roztworu indyga kilku kropel roztworu fenoloftaleiny spowodowało pojawienie się malinowego zabarwienia.

Wnioski

Odbarwienie się roztworu indyga spowodowane jest utleniającymi właściwościami nadtlenu sodu.

Przebieg reakcji można wyrazić równaniami chemicznymi:



Malinowe zabarwienie roztworu fenoloftaleiny pochodzi od powstającego w tej reakcji chemicznej wodorotlenku sodu, który daje odczyn zasadowy.

Doświadczenie 38

SPALANIE LITU, SODU I POTASU

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie reakcji chemicznej spalania pierwiastków chemicznych z grupy litowców takich, jak: lit, sód i potas.

Zadanie laboratoryjne

Zaprojektować i przeprowadzić reakcję chemiczną spalania wymienionych pierwiastków chemicznych .

Odczynniki: lit, sód, potas

Sprzęt: blaszka aluminiowa, bibuła, trójkąt kaolinowy, palnik gazowy, trójnóg, nóż

Przebieg doświadczenia

Błazkę aluminiową wyginamy w kształt rynienki i umieszczamy w niej, w pewnych odstępach, małe (wielkości grochu), osuszone bibułą kawałki litu, sodu i potasu. Następnie blaszkę umieszczamy na trójkącie kaolinowym i ogrzewamy od spodu płomieniem palnika gazowego. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Podczas pracy z metalami z grupy litowców obowiązują okulary ochronne oraz gumowe rękawice. Po wyjęciu poszczególnych metali z nafty należy przed doświadczeniem dokładnie osuszyć je bibułą z nadmiaru nafty. Wykorzystaną bibułę najpierw wrzucamy do zlewki z wodą, aby usunąć ewentualne drobiny litu, sodu czy potasu, a dopiero potem wkładamy ją do pojemnika na odpady. Aluminiową blaszkę po reakcji również oczyszczamy przez ostrożne splukanie wodą w celu usunięcia resztek metali reagujących z wodą.

Spostrzeżenia

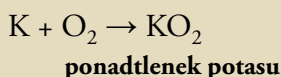
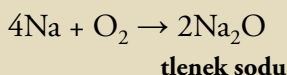
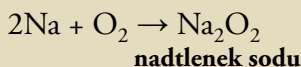
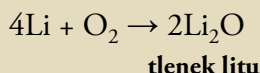
W wyniku ogrzewania metale łatwo topiły się, a następnie zapalały się.

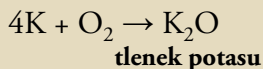
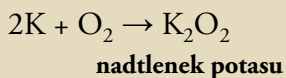
Lit spalał się płomieniem zabarwionym na kolor czerwony, sól zabarwiał płomień na kolor intensywnie żółty.

Potas spalał się płomieniem o zabarwieniu fioletowym.

Wnioski

Wszystkie badane metale w podwyższonej temperaturze ulegają reakcji chemicznej spalania. Produktami spalania w poszczególnych przypadkach są tlenki, nadtlenki i ponadtlenki:





Doświadczenie 39

DZIAŁANIE KWASU CHLOROWODOROWEGO NA TLENEK OŁOWIU(II)

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie reakcji chemicznej pomiędzy kwasem chlorowodorowym a zasadowym tlenkiem ołowiu(II).

Zadanie laboratoryjne

Należy podziać roztworem kwasu chlorowodorowego na wybrany tlenek i określić, jakiego rodzaju produkt mógł powstać w przeprowadzonej reakcji chemicznej.

Odczynniki: tlenek ołowiu(II), 1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: probówki, łąpa do probówek, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

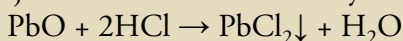
Do probówki wsypujemy około 0,5 g tlenku ołowiu(II) PbO i dodajemy kilka roztworu kwasu chlorowodorowego. Mieszaninę ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego, aż do osiągnięcia stanu wrzenia i gotujemy jeszcze przez kilka minut. Następnie zlewamy do drugiej probówki roztwór z nad nie rozpuszczonej części tlenku. Obserwujemy zmiany zachodzące w probówce.

Spostrzeżenia

W miarę ochładzania się roztworu obserwujemy powstawanie w nim osadu o białej barwie.

Wnioski

Tlenek ołowiu(II) reaguje z kwasem chlorowodorowym w myśl równania reakcji:



Tworzący się w miarę ochładzania roztworu biały osad jest chlorkiem ołowiu(II).

Doświadczenie 40**BADANIE HIGROSKOPIJNYCH WŁAŚCIWOŚCI
CHLORKU WAPNIA****Cel doświadczenia**

- określenie zdolności bezwodnego chlorku wapnia do pochłaniania wody z otoczenia.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaproponować, w jaki sposób można wykazać higroskopijne właściwości bezwodnego chlorku wapnia, mając uwodniony chlorek kobaltu(II). Należy przeprowadzić odpowiednie próby.

Odczynniki: chlorek kobaltu(II), bezwodny chlorek wapnia

Sprzęt: probówki, statyw do probówek, zlewka, wkrapłacz

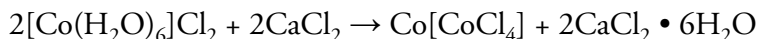
Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy 20 cm³ nasyconego roztworu chlorku kobaltu(II). Do czterech probówek wlewamy po około 5 cm³ otrzymanego roztworu. Następnie do drugiej, trzeciej i czwartej probówki dodajemy wzrastające ilości stałego, bezwodnego chlorku wapnia. Pierwszą probówkę pozostawiamy, traktując ją jako układ odniesienia. Obserwujemy, co dzieje się w probówkach po dodaniu chlorku wapnia.

Informacje szczegółowe

Taką interpretację, jak przedstawiono we wnioskach z doświadczenia, można przyjąć, jeżeli chcemy wykazać silne właściwości higroskopijne chlorku wapnia, a więc przy omawianiu berylowców. To samo doświadczenie można jednak wykorzystać w zaawansowanych grupach, na przykład na zajęciach fakultatywnych,

przy omawianiu zagadnień dotyczących związków kompleksowych. Ujawnia ono bowiem korelację istniejącą pomiędzy barwą związków chemicznych a ich strukturą. Chcąc ten fakt uwypuklić, piszemy równanie reakcji, które w bardziej szczegółowy sposób odtwarza przebieg obserwowanego zjawiska:



Jony kobaltu(II) w roztworze wodnym mają liczbę koordynacyjną równą 6. Te sześć cząsteczek wody związanych bezpośrednio z jonem centralnym, ułożone jest wokół niego w kształcie oktaedru. Związki kompleksowe, zawierające jony kobaltu występującego na drugim stopniu utlenienia i o strukturze oktaedru, mają barwę różową. Wiązanie wody przez chlorek wapnia powoduje zmianę w bezpośrednim otoczeniu jonów kobaltu(II). Na miejsce sześciu cząsteczek wody wchodzi jony chlorkowe, przy czym liczba koordynacyjna kobaltu zmniejsza się z 6 do 4. To pociąga za sobą zmianę struktury oktaedrycznej kompleksu na strukturę tetraedryczną, w której jony kobaltu(II) mają barwę niebieską.

Spostrzeżenia

Nasycony roztwór chlorku kobaltu(II) w pierwszej probówce miał barwę różową, natomiast w pozostałych trzech probówkach nastąpiła stopniowa zmiana zabarwienia roztworów od barwy różowej do niebieskiej.

Wnioski

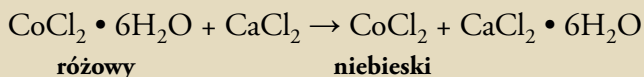
Chlorek wapnia ma silne właściwości pochłaniania wody z otoczenia.

Barwa różowa jest charakterystyczna dla jonów kobaltu(II).

Wobec tego chlorek wapnia powoduje zmniejszenie stopnia uwodnienia jonów kobaltu(II) związanych z sześcioma cząsteczkami wody.

Pociąga to za sobą zmianę barwy.

W krańcowym przypadku następuje w dużym stopniu uwolnienie tych jonów od cząsteczek wody i wtedy pojawia się charakterystyczna dla bezwodnego chlorku kobaltu(II) barwa niebieska. Zachodzący proces w uproszczony sposób można przedstawić równaniem:



Doświadczenie 41**REAKCJA CHEMICZNA METANALU
Z WODOROTLENKIEM MIEDZI(II) W ŚRODOWISKU
ZASADOWYM — PRÓBA TROMMERA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 450

Doświadczenie 42**REAKCJA CHEMICZNA ETANALU Z AMONIAKALNYM
ROZTWOREM TLENKU SREBRA — PRÓBA TOLLENSA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 451

Doświadczenie 43**DZIAŁANIE KWASU OCTOWEGO NA METALE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 454

Doświadczenie 44**BIURETOWA REAKCJA CHEMICZNA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 484

Doświadczenie 45**DZIAŁANIE WODOROTLENKU MIEDZI(II) NA GLUKOZĘ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 489

Doświadczenie 46

**WYKRYWANIE PRODUKTÓW HYDROLIZY SACHAROZY
ZA POMOCĄ REAKCJI CHEMICZNEJ
Z WODOROTLENKIEM MIEDZI(II)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 490

Doświadczenie 47

**WYKRYWANIE PRODUKTU HYDROLIZY SKROBI ZA
POMOCĄ REAKCJI CHEMICZNEJ Z WODOROTLENKIEM
MIEDZI(II)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 491

Doświadczenie 48

REAKCJA CHEMICZNA ROZKŁADU TLENKU RTEŃCI(II)

Instrukcja eksperymentu na stronie 500

Doświadczenie 49

REAKCJA CHEMICZNA LITU I SODU Z WODĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 44

Doświadczenie 50

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH SODU

Instrukcja eksperymentu na stronie 45

Doświadczenie 51

REAKTYWNOŚĆ CHEMICZNA WAPNIA I MAGNEZU

Instrukcja eksperymentu na stronie 47

Doświadczenie 52

**ZACHOWANIE SIĘ MIEDZI W REAKCJI CHEMICZNEJ
Z CHLOREM I SIARKĄ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 49

Doświadczenie 53

DZIAŁANIE CHLORU NA SÓD

Instrukcja eksperymentu na stronie 54

Doświadczenie 54

**OBSERWACJA ZMIAN WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH
I CHEMICZNYCH MAGNEZU PODCZAS REAKCJI
CHEMICZNEJ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 497

Doświadczenie 55

**BADANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ MAGNEZU
Z KWASEM CHLOROWODOROWYM I KWASEM
ORTOFOSFOROWYM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 90

Doświadczenie 56

**REAKCJE CHEMICZNE ZOBOJĘTNIANIA KWASU
I WODOROTLENKU ZA POMOCĄ TLENKÓW**

Instrukcja eksperymentu na stronie 113

Doświadczenie 57

**BADANIE ROZPUSSZCZALNOŚCI I ODCZYNU
WYBRANYCH WODOROTLENKÓW**

Instrukcja eksperymentu na stronie 116

Doświadczenie 58

**DZIAŁANIE WODOROTLENKU SODU NA CHLOREK
AMONU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 118

Doświadczenie 59

SYNTEZA SIARCZKU MIEDZI(I)

Instrukcja eksperymentu na stronie 502

Doświadczenie 60

**OTRZYMYWANIE SIARCZKU CYNKU ORAZ JEGO
IDENTYFIKACJA CHEMICZNA. REAKCJA CHEMICZNA
SYNTEZY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 504

Doświadczenie 61

REAKCJA CHEMICZNA TLENKU OŁOWIU(II) Z WĘGLEM

Instrukcja eksperymentu na stronie 180

Doświadczenie 62

**REAKCJE CHEMICZNE CYNKU Z KWASEM
CHLOROWODOROWYM O RÓŻNYCH STĘŻENIACH**

Instrukcja eksperymentu na stronie 79

Doświadczenie 63

**PORÓWNYWANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ
KWASU CHLOROWODOROWEGO Z CYNKIEM I ŻELAZEM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 80

Doświadczenie 64

**BADANIE WPŁYWU TEMPERATURY NA
SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ KWASU
CHLOROWODOROWEGO Z ŻELAZEM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 81

Doświadczenie 65

**BADANIE WPŁYWU STĘŻENIA KWASU
CHLOROWODOROWEGO NA PRZEBIEG REAKCJI
CHEMICZNEJ Z CYNKIEM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 83

Doświadczenie 66

**PORÓWNYWANIE SZYBKOŚCI REAKCJI CHEMICZNEJ
KWASU CHLOROWODOROWEGO Z CYNKIEM
O RÓŻNYM STOPNIU ROZDROBNIENIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 84

Doświadczenie 67

**BADANIE WPŁYWU KATALIZATORA NA SZYBKOŚĆ
REAKCJI CHEMICZNEJ CYNKU Z KWASEM
CHLOROWODOROWYM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 85

Doświadczenie 68

OTRZYMYWANIE CHLOROWODORU

Instrukcja eksperymentu na stronie 338

Doświadczenie 69

REAKCJA CHEMICZNA KWASU Z ZASADĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 119

Doświadczenie 70

**BADANIE PRODUKTÓW REAKCJI CHEMICZNEJ
ZOBOJĘTNIANIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 121

Doświadczenie 71**ELEKTROLIZA ROZTWORU SOLI KAMIENNEJ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 342

Doświadczenie 72**OTRZYMYWANIE SOLI**

Instrukcja eksperymentu na stronie 122

Doświadczenie 73**DZIAŁANIE TLENKU WĘGLA(IV) NA ROZTWÓR
WODOROTLENKU WAPNIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 344

Doświadczenie 74**DZIAŁANIE KWASU AZOTOWEGO(V) NA TLENEK
MIEDZI(II)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 346

Doświadczenie 75**DZIAŁANIE TLENKU SIARKI(IV) NA WODĘ WAPIENNĄ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 347

Doświadczenie 76**DZIAŁANIE KWASU CHLOROWODOROWEGO NA
AZOTAN(V) SREBRA(I)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 348

Doświadczenie 77

**UTLENIANIE MANGANIANÓW(VI) DO
MANGANIANÓW(VII)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 229

Doświadczenie 78

**WPLYW ŚRODOWISKA REAKCJI NA REDUKCJĘ JONÓW
MANGANIANOWYCH(VII)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 230

Doświadczenie 79

CZY WSZYSTKO WIEMY O MANGANIE?

Instrukcja eksperymentu na stronie 232

Doświadczenie 80

**REAKCJA CHEMICZNA TLENKU MIEDZI(II)
Z WODOREM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 181

Doświadczenie 81

REAKCJA TLENKU MIEDZI(II) Z TLENKIEM WĘGLA(II)

Instrukcja eksperymentu na stronie 184

Doświadczenie 82**REAKCJA STEŻONEGO KWASU AZOTOWEGO(V)
I KWASU CHLOROWODOROWEGO Z MIEDZIĄ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 188

Doświadczenie 83**REAKCJA CHEMICZNA MIEDZI Z AZOTANEM(V)
SREBRA(I)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 193

Doświadczenie 84**EFEKT ENERGETYCZNY REAKCJI CHEMICZNEJ CYNKU
Z JONAMI MIEDZI(II)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 194

Doświadczenie 85**REAKCJA CHEMICZNA REDUKCJI TLENKU MIEDZI(II)
ZA POMOCĄ AMONIAKU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 202

Doświadczenie 86**BADANIE UTLENIAJĄCYCH WŁAŚCIWOŚCI
AZOTANÓW(III) I AZOTANÓW(V)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 203

Doświadczenie 87

**UTLENIANIE SOLI MANGANU(II) DO KWASU
MANGANOWEGO(VII)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 210

Doświadczenie 88

UTLENIANIE ŻELAZA PARĄ WODNĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 218

Doświadczenie 89

**REAKCJA CHEMICZNA GLINU I ŻELAZA Z KWASAMI
O WŁAŚCIWOŚCIACH UTLENIAJĄCYCH**

Instrukcja eksperymentu na stronie 224

Doświadczenie 90

**REAKCJA CHEMICZNA UTLENIANIA WODOROTLENKU
MANGANU(II) DO WODOROTLENKU MANGANU(IV)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 228

Doświadczenie 91

KONSTRUOWANIE OGNIWA VOLTY

Instrukcja eksperymentu na stronie 530

Doświadczenie 92

KONSTRUKCJA I EKSPLOATACJA OGNIWA LECLANCHEGO

Instrukcja eksperymentu na stronie 533

Doświadczenie 93

NA JAKIEJ ZASADZIE DZIAŁA OGNIWO DANIELLA?

Instrukcja eksperymentu na stronie 535

Doświadczenie 94

**WYZNACZANIE WZGLĘDNEGO POTENCJAŁU
PÓŁOGNIWA CYNKOWEGO I MIEDZIOWEGO**

Instrukcja eksperymentu na stronie 537

Doświadczenie 95

ELEKTROLIZA ROZTWORU CHLORKU MIEDZI(II)

Instrukcja eksperymentu na stronie 548

Doświadczenie 96

**BADANIE WPŁYWU PROTEKTORA NA PRZEBIEG
KOROZJI ŻELAZA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 556

Doświadczenie 97

**BADANIE WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNYCH TLENKÓW
METALI**

Instrukcja eksperymentu na stronie 370

Doświadczenie 98

**CZY ZWIĄZKI CHEMICZNE POWSTAJĄCE Z WODY
I TLENKÓW METALI MOGĄ REAGOWAĆ ZE ZWIĄZKAMI
CHEMICZNYMI POWSTAŁYMI Z WODY I TLENKÓW
NIEMETALI?**

Instrukcja eksperymentu na stronie 161

Doświadczenie 99

REAKCJE CHEMICZNE BROMU I JODU Z METALAMI

Instrukcja eksperymentu na stronie 378

Doświadczenie 100

**BADANIE WPŁYWU TLENKU MANGANU(IV) NA
ROZKŁAD CHLORANU(V) POTASU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 392

Doświadczenie 101

STRĄCANIE WĘGLANU WAPNIA W TWARDEJ WODZIE

Instrukcja eksperymentu na stronie 395

Doświadczenie 102

**REAKCJA CHEMICZNA ALKOHOLU ETYLOWEGO
Z SODEM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 442

Rozdział VIII

Niemetale

Doświadczenie 1

BADANIE ODCZYNU ROZTWORÓW TLENKÓW ZA POMOCĄ WSKAŹNIKÓW

Cel doświadczenia:

- zbadanie rozpuszczalności oraz odczynu roztworów tlenków i określenie charakteru powstałych roztworów.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać odczyny roztworów wybranych tlenków, wykorzystując do tego celu roztwory lakmusu, oranżu metylowego oraz fenoloftaleiny.

Ustalić, które z wybranych tlenków nie rozpuszczają się w wodzie?

Określić, które z badanych tlenków są tlenkami kwasowymi, a które są tlenkami zasadowymi?

Odczynniki: tlenek żelaza(II), tlenek manganu(II), tlenek krzemu(IV), roztwory tlenków z poprzedniego doświadczenia, roztwory wskaźników: fenoloftaleiny, oranżu metylowego i lakmusu

Sprzęt: probówki, statywy do probówek

Przebieg doświadczenia

Zawartość każdej z probówek z roztworami tlenków otrzymanymi w poprzednim doświadczeniu dzielimy kolejno na trzy części, rozlewając do przygotowanych probówek. Do każdej z nich dodajemy odpowiednio po kilka kropli roztworu fenoloftaleiny, oranżu metylowego i lakmusu. Probówki z roztworami umieszczamy w statywie. Następnie do kolejnych probówek wlewamy wodę destylowaną i wrzucamy niewielkie ilości: do jednej probówki tlenku żelaza(II), do drugiej tlenku manganu(II), a do trzeciej tlenku krzemu(IV). Przygotowujemy także dalsze trzy probówki z wodą, do której dodajemy po kilka kropli roztworów tych samych wskaźników. Probówki z wodą i wskaźnikami traktujemy jako wzorce barw - stawiamy je na białym tle. Obserwujemy powstające zmiany barw wskaźników w poszczególnych roztworach. Porównujemy zabarwienie otrzymanych roztworów z barwą wzorców.

Spostrzeżenia

Tlenek żelaza(II), tlenek manganu(II) oraz tlenek krzemu(IV) nie rozpuszczają się w wodzie. Tlenki te są substancjami stałymi.

Pozostałe tlenki dobrze rozpuszczają się w wodzie.

W roztworze wodnym tlenku magnezu lakmus barwi się na kolor niebieski, oranż metylowy na kolor pomarańczowy, a fenoloftaleina na kolor malinowy.

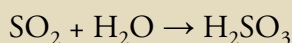
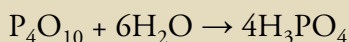
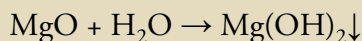
W roztworze tlenku sodu lakmus barwi się na kolor niebieski, oranż metylowy na pomarańczowy, a fenoloftaleina na kolor intensywnie malinowy.

Natomiast w roztworze wodnym tlenku fosforu(V) lakmus barwi się na kolor czerwony, oranż metylowy również na kolor czerwony, a fenoloftaleina pozostaje bezbarwna.

Podobnie wskaźniki zachowują się w roztworze tlenku siarki(IV), lecz czerwone zabarwienie nie jest tak intensywne jak w przypadku roztworu tlenku fosforu(V).

Wnioski

W wyniku roztwarzania w wodzie poszczególnych tlenków, zachodzą odpowiednie reakcje chemiczne wyrażone równaniami:



Ponieważ tlenki, reagując z wodą, tworzą odpowiednie kwasy lub zasady, to wskaźniki w ich roztworach przyjmują różne zabarwienie.

Doświadczenie 2**BADANIE WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH FLUOROWCÓW****Cel doświadczenia**

- zbadanie właściwości fizycznych pierwiastków należących do 17. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, to jest chloru, bromu i jodu.

Zadanie laboratoryjne

Należy określić i porównać właściwości fizyczne odpowiednio przygotowanych próbek chloru, bromu oraz jodu takie, jak barwa, stan skupienia.

Odczynniki: chlor, brom, jod

Sprzęt: probówki, łapa do probówek, palnik gazowy.

Przebieg doświadczenia

Probówkę napełnioną chlorem, ampulkę z bromem oraz lekko ogrzaną probówkę z kilkoma kryształami jodu ustawiamy na tle białej kartki papieru. Określamy właściwości fizyczne obserwowanych pierwiastków chemicznych, to jest chloru, bromu i jodu.

Informacje szczegółowe

Chlor można otrzymać w reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z kwasem solnym i zebrać w probówce.

Spostrzeżenia

Chlor, brom i jod są niemetalami.

Chlor jest gazem o barwie żółtozielonej.

Brom jest lotną cieczą o barwie ciemnobrunatnej, a jego pary mają barwę ciemnopomarańczową.

Jod jest substancją stałą z połyskiem metalicznym.

Jest to pierwiastek chemiczny, ulega sublimacji, co można było obserwować nad kryształami ogrzanego jodu, gdyż gromadzą się tam pary jodu o barwie fioletowej.

Wnioski

W obrębie tej samej grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, w tym przypadku w obrębie grupy 17., mogą występować pierwiastki, które różnią się właściwościami fizycznymi, np. stanem skupienia lub barwą.

Doświadczenie 3

PORÓWNANIE REAKTYWNOŚCI CHEMICZNEJ CHLORU, BROMU I JODU

Cel doświadczenia:

- zbadanie i porównanie reaktywności pierwiastków chemicznych należących do tej samej grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych takich, jak chlor, brom i jod.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać reaktywność chemiczną chloru, bromu i jodu, wykorzystując w tym celu zaproponowany sprzęt i odczynniki chemiczne oraz mając do dyspozycji wodę chlorową i wodę bromową.

Określić, w których próbach następuje zmiana zabarwienia?

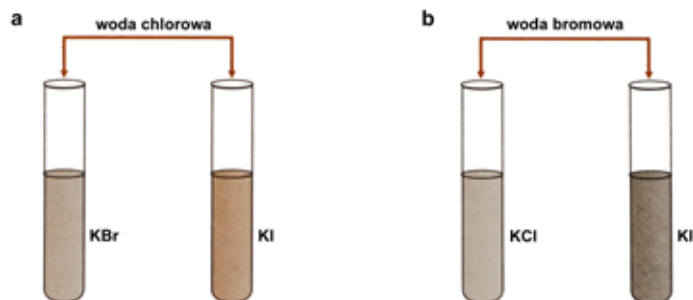
Ustalić, który z badanych pierwiastków chemicznych jest najbardziej reaktywny chemicznie?

Odczynniki: 5% roztwór chlorku potasu, 5% roztwór bromku potasu, 5% roztwór jodku potasu, woda chlorowa, woda bromowa

Sprzęt: probówki, pipety miarowe

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wlewamy kolejno, po 5 cm^3 , do pierwszej roztworu bromku potasu, a do drugiej roztworu jodku potasu. Następnie do każdej probówki dodajemy jeszcze po 1 cm^3 wody chlorowej. Obserwujemy efekty zachodzących reakcji chemicznych.



Rys. 1 a, b. Porównanie reaktywności chemicznej fluorowców

Dalej wykonujemy drugą próbę polegającą na dodaniu wody bromowej do dwu probówek, w których znajdują się odpowiednio roztwory chlorku potasu oraz jodku potasu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Wodę bromową otrzymujemy rozpuszczając około $0,5 \text{ cm}^3$ bromu w 1 dm^3 wody destylowanej. Wodę chlorową można otrzymać nasycając wodę chlorem, otrzymanym w wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z kwasem solnym. W doświadczeniu można zastosować chloroform. Jest to rozpuszczalnik organiczny nie rozpuszczający się w wodzie. W chloroformie bardzo dobrze rozpuszczają się fluorowce. Wobec tego można dodać niewielką ilość chloroformu do probówek z poszczególnymi próbkami. W zależności od powstającego w reakcji chemicznej fluorowca, warstwa chloroformu zabarwia się na odpowiedni kolor.

Podczas pracy z chlorem należy zachować szczególną ostrożność, gdyż jest to gaz silnie trujący. Natomiast brom może powodować poparzenia skóry. Należy więc unikać kontaktu bromu ze skórą, stosując rękawice gumowe. Wszelkie prace z bromem i chlorem należy wykonywać pod wyciągiem.

Spostrzeżenia

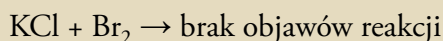
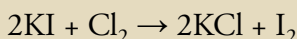
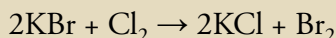
Podczas dodawania wody chlorowej do probówki z roztworem bromku potasu nastąpiło wydzielenie się ciekłego bromu o barwie pomarańczowo-czerwonej. Dodanie wody chlorowej do roztworu jodku potasu spowodowało zabarwienie się roztworu na kolor fioletowy.

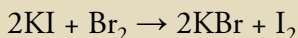
Wyniki prób przeprowadzonych z wodą bromową były nieco inne.

Po dodaniu wody bromowej do probówki z roztworem chlorku potasu nie obserwowano żadnych zmian, natomiast roztwór jodku potasu pod wpływem wody bromowej zmienił swoje zabarwienie na fioletowe.

Wnioski

Oto równania reakcji chemicznych, zachodzących w wykonanych próbach:

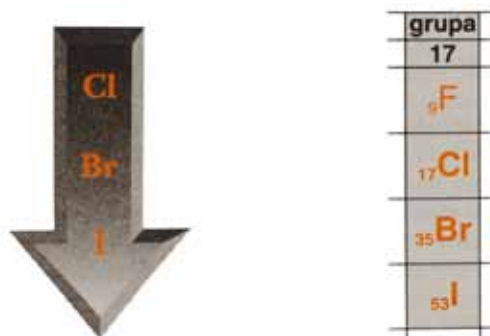




W grupie badanych pierwiastków chemicznych, to jest w grupie fluorowców, obserwujemy duże podobieństwo chemiczne.

W tym jednak przypadku pierwiastek chemiczny o większej liczbie atomowej wykazuje niższą reaktywność chemiczną od poprzedzającego go pierwiastka w grupie, mającego mniejszą liczbą atomową.

Dlatego chlor wypiera z roztworów soli bromu i jodu wolny brom i jod, natomiast brom z roztworu soli chloru nie wypiera chloru, a jedynie z roztworu soli jodu wypiera wolny jod. Oznacza to, że reaktywność tych pierwiastków uszeregować można w następującej kolejności:



Doświadczenie 4

ROZKŁAD NADTLENU WODORU Z UDZIAŁEM KATALIZATORA

Cel doświadczenia

- wykazanie wpływu katalizatora na reakcję chemiczną rozkładu nadtlenu wodoru.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać odpowiednie próby w celu sprawdzenia wpływu tlenku manganu(IV) i drożdży na rozkład nadtlenu wodoru.

Odczynniki: drożdże, 30% roztwór nadtlenu wodoru (perhydrol), tlenek manganu(IV)

Sprzęt: probówki, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do trzech probówek nalewamy stężony roztwór nadtlenu wodoru. Do jednej z probówek wrzucamy niewielką ilość tlenku manganu(IV), do probówki następniej dodajemy grudkę drożdży, natomiast trzecią probówkę pozostawiamy z roztworem nadtlenu wodoru, traktując ją jako próbkę porównawczą. Identyfikujemy gaz wydzielający się w poszczególnych probówkach.

Spostrzeżenia

Pod wpływem tlenku manganu(IV) oraz pod wpływem drożdży z roztworu nadtlenu wodoru wydzielają się pęcherzyki gazu.

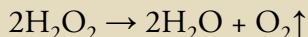
Zbliżenie do wylotu obu probówek tłącego się łuczywa powodowało jego zapalenie się. Zbliżenie żarzącego się łuczywa do wylotu probówki z próbką porównawczą nie powodowało żadnych zmian.

Wnioski

Tlenek manganu(IV) powoduje szybszą reakcję chemiczną rozkładu nadtlenu wodoru. Również drożdże (a właściwie zawarty w nich enzym o nazwie zymaza) mają działanie katalityczne i powodują przyspieszenie reakcji rozkładu badanej substancji.

W tym przypadku zastosowano katalizator chemiczny i katalizator biochemiczny.

Równanie reakcji rozkładu nadtlenu wodoru przedstawia się następująco:



W wyniku reakcji chemicznej rozkładu nadtlenu wodoru wydzielą się tlen.

Doświadczenie 5

REAKCJE CHEMICZNE TLENKÓW Z KWASAMI I WODOROTLENKAMI

Cel doświadczenia:

- zbadanie rozpuszczalności tlenku żelaza(II), tlenku manganu(II) i tlenku krzemu(IV) w roztworach kwasu i wodorotlenku.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, który z wymienionych tlenków, to jest tlenek żelaza(II), tlenek manganu(II), a także tlenek krzemu(IV) reaguje z kwasem, a który z wodorotlenkiem.

Określić, do której grupy tlenków, kwasowych czy zasadowych, można zaliczyć badane związki chemiczne.

Odczynniki: tlenek żelaza(II), tlenek manganu(II), tlenek krzemu(IV), 2-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), 2-molowy roztwór wodorotlenku sodu

Sprzęt: probówki, korki gumowe do probówek, łapy do probówek, statyw do probówek, tygiel porcelanowy, palnik gazowy.

Przebieg doświadczenia

Do trzech kolejnych probówek wsypujemy po około 0,5 g tlenku żelaza(II), tlenku manganu(II) oraz tlenku krzemu(IV), a następnie do każdej z nich wlewamy roztwór kwasu siarkowego(VI). Probówki ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego. Obserwujemy, które tlenki reagują z kwasem, czyli w których probówkach zanika osad tlenku.

Następnie wykonujemy podobną próbę, lecz do probówek wlewamy roztwór zasady sodowej i również obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Użyty do doświadczenia tlenek krzemu(IV) w postaci piasku należy w tyglu porcelanowym stapiać ze stałym wodorotlenkiem sodu.

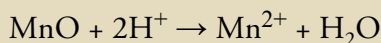
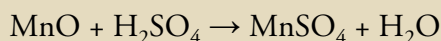
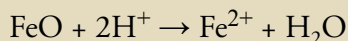
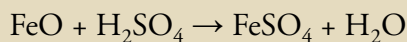
Spostrzeżenia

Tlenek żelaza(II) i tlenek manganu(II) reagowały z kwasem siarkowym(VI).

Tlenek krzemu(IV) reagował z wodorotlenkiem sodu.

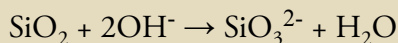
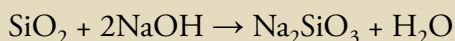
Wnioski

Zachodzące reakcje chemiczne można wyrazić następującymi równaniami:



Reakcje chemiczne tych tlenków z kwasem siarkowym(VI) wskazują na ich właściwości zasadowe.

Tlenek krzemu(IV) reaguje z wodorotlenkiem sodu:



Reakcja tlenku krzemu(IV) z wodorotlenkiem sodu wskazuje na kwasowe właściwości tego tlenku.

Doświadczenie 6

REAKCJA CHEMICZNA TLENKU CYNKU Z KWASEM I Z WODOROTLENKIEM

Cel doświadczenia:

- badanie właściwości amfoterycznych tlenku cynku.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując zaproponowane odczynniki chemiczne i sprzęt laboratoryjny należy zbadać, jak zachowuje się tlenek cynku wobec kwasów i wodorotlenków.

Ustalić, na podstawie jakich zmian zachodzących podczas eksperymentu, można sformułować odpowiednie wnioski?

Odczynniki: tlenek cynku, stężony kwas chlorowodorowy, 5-molowy roztwór wodorotlenku sodu, woda destylowana.

Sprzęt: probówki, łąpy do probówek, pipety, palnik gazowy.

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wsypujemy po około 0,5 g tlenku cynku, a następnie do jednej z nich wlewamy około 2 cm³ stężonego kwasu chlorowodorowego, a do drugiej stężony roztwór wodorotlenku sodu. Obie probówki ostrożnie ogrzewamy w płomieniem palnika gazowego.

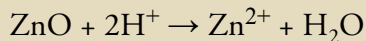
Z kolei do trzeciej probówki wlewamy kilka cm³ wody destylowanej i wsypujemy 0,5 g tlenku cynku. Probówkę również ogrzewamy. Obserwujemy, jakie zmiany zaszły w badanych próbach.

Spostrzeżenia

Tlenek cynku reagował zarówno z kwasem chlorowodorowym, jak i z wodorotlenkiem sodu. Tylko z wodą tlenek ten nie reagował.

Wnioski

Fakt, że osad tlenku cynku zanikł w roztworze kwasu i zasady może świadczyć o tym, że zaszła reakcja chemiczna pomiędzy tlenkiem cynku i kwasem oraz pomiędzy tlenkiem cynku i wodorotlenkiem.

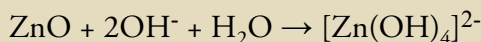


W stosunku do kwasu tlenek cynku zachowuje się jak tlenek zasadowy.

Tworzy się sól - chlorek cynku.

W reakcji chemicznej z wodorotlenkiem sodu, tlenek cynku zachowuje się jak tlenek kwasowy.

Powstaje sól - tetrahydroksycynkan sodu.



Wszystkie tlenki, które mają takie właściwości chemiczne, nazwano tlenkami amfoterycznymi.

Można stwierdzić, że tlenkami amfoterycznymi nazywamy tlenki, które wobec mocnych kwasów wykazują właściwości tlenków zasadowych, a wobec mocnych zasad wykazują właściwości tlenków kwasowych.

Doświadczenie 7

DZIAŁANIE KWASU AZOTOWEGO(V) NA AZOTAN(III) SODU

Cel doświadczenia:

- zbadanie zachowania się soli kwasu azotowego(III) w obecności kwasu azotowego(V).

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać trwałość azotanu(III) sodu, mając proponowany w doświadczeniu sprzęt laboratoryjny i odczynniki chemiczne.

Na podstawie wyników doświadczenia sformułować odpowiednie wnioski.

Odczynniki: azotan(III) sodu, stężony 18% kwas azotowy(V)

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

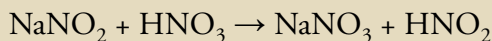
Do probówki wsypujemy 1 g azotanu(III) sodu, a następnie wlewamy do niej kilka cm^3 roztworu kwasu azotowego(V). Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

W wyniku działania kwasem azotowym(V) na azotan(III) sodu następuje silne pienie się zawartości probówki. Zachodzi gwałtowna reakcja chemiczna.

Wnioski

W wyniku działania kwasem azotowym(V) na azotan(III) sodu zachodzi reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



W reakcji tej powstaje kwas azotowy (III), który zostaje wyparty z roztworu jego soli, to jest z azotanu(III) sodu przez kwas azotowy(V).

Pienienie się roztworu podczas reakcji spowodowane jest częściowym rozkładem powstającego kwasu azotowego(III), co świadczy o określonej nietrwałości tego kwasu. Doświadczenie to wskazuje na większą moc kwasu azotowego(V) od mocy kwasu azotowego(III).

Wśród kilku kwasów tlenowych tego samego pierwiastka chemicznego największą mocą charakteryzuje się ten kwas, w którego cząsteczkach atomy centralne znajdują się na najwyższym stopniu utlenienia.

Doświadczenie 8

BADANIE ZACHOWANIA SIĘ WĘGLANU WAPNIA WOBEC KWASU CHLOROWODOROWEGO

Cel doświadczenia:

- wykazanie, że kwasy mogą wchodzić w reakcje chemiczne z solami słabych kwasów, o mniejszej trwałości, oraz że produktem reakcji w tych przypadkach jest także sól.

Zadanie laboratoryjne

Działając wybranym kwasem na węglan wapnia, należy zbadać zachowanie się tej soli w stosunku do kwasu oraz produkt powstały w wyniku reakcji chemicznej.

Odczynniki: stężony kwas solny, węglan wapnia

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

Do probówki wsypujemy około 2 g węglanu wapnia i następnie wlewamy do niej około 2 cm³ stężonego kwasu chlorowodorowego.

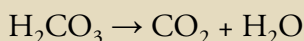
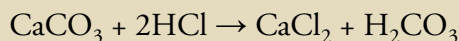
Obserwujemy zmiany zachodzące po dodaniu kwasu chlorowodorowego do probówki z węglanem.

Spostrzeżenia

Po wlaniu kwasu chlorowodorowego do probówki z węglanem wapnia zachodzi gwałtowna reakcja chemiczna, której towarzyszy wydzielanie się dużej ilości pęcherzyków gazu, co powoduje pienienie się roztworu.

Wnioski

W wyniku działania kwasem chlorowodorowym na węglan wapnia zachodzi reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



W wyniku tej reakcji mocny kwas chlorowodorowy wypiera słaby kwas węglowy z jego soli, to jest z węglanu wapnia.

Kwas węglowy jest kwasem słabym i nietrwałym - rozkłada się natychmiast z wydzieleniem dużej ilości tlenku węgla(IV), co powoduje pienienie się roztworu. W reakcji tej powstaje również sól, chlorek wapnia. Jest to przykład na jeden ze sposobów otrzymywania soli.

Doświadczenie 9

OTRZYMYWANIE CHLOROWODORU

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej otrzymywania chlorowodoru z chlorku sodu.

Zadanie laboratoryjne

Mając stężony kwas siarkowy(VI) oraz chlorek sodu należy otrzymać chlorowódor.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jaka jest barwa oraz woń powstającego gazu.

Określić, co unosi się nad probówką z chlorowodorem oraz nad wylotem otwartej butelki, w której znajduje się stężony kwas chlorowodorowy?

Wyjaśnić co jest przyczyną tego zjawiska?

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI), chlorek sodu, stężony kwas chlorowodorowy

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy około 1 cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI) i wsypujemy do niej około 1 g chlorku sodu. Obserwujemy zachodzące zmiany. Badamy zapach powstałych produktów gazowych. Badamy również zapach stężonego kwasu chlorowodorowego znajdującego się w butelce.

Informacje szczegółowe

Ponieważ w doświadczeniu prowadzone są badania z użyciem stężonego kwasu siarkowego(VI), należy pamiętać, aby eksperyment wykonywać w okularach ochronnych, w rękawicach gumowych i pod wyciągiem lub w miejscu intensywnie wentylowanym.

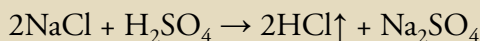
Spostrzeżenia

Po wsypaniu chlorku sodu do stężonego kwasu siarkowego(VI) nad powierzchnią roztworu tworzyły się bezbarwne opary substancji gazowej. Gaz ten ma ostry i przenikliwy zapach, podobny do tego, jaki ma stężony kwas chlorowodorowy znajdujący się w otwartej butelce.

Nad otwartą butelką ze stężonym kwasem chlorowodorowym unosiły się opary podobnie jak w probówce.

Wnioski

W wyniku działania stężonym kwasem siarkowym(VI) na chlorek sodu powstaje chlorowódor:



Chlorowódor jest gazem bezbarwnym o ostrej duszącej woni.

Ze stężonego kwasu chlorowodorowego, który jest 35% roztworem chlorowodoru w wodzie, ulatnia się chlorowódor i dlatego wyczuwalna jest ostra woń.

Chlorowódor w zetknięciu z powietrzem dymi na skutek łączenia się cząsteczek chlorowodoru HCl z parą wodną znajdującą się w powietrzu, tworząc mgłę kwasu chlorowodorowego.

Doświadczenie 10

BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO ROZTWORÓW KWASÓW

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie badań nad przewodnictwem prądu elektrycznego wodnych roztworów kwasów.

Zadanie laboratoryjne

Mając kwas siarkowy(VI) oraz kwas chlorowodorowy należy zbadać, czy ich wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny.

W doświadczeniu należy zastosować zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego.

Określić, jakie zjawiska zachodzą na elektrodach podczas przepływu prądu elektrycznego przez roztwory kwasów.

Sprawdzić, czy na obu elektrodach wydzielają się produkty gazowe.

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, kwas siarkowy(VI)

Sprzęt: zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego roztworów, zlewki o pojemności 200 cm³

Przebieg doświadczenia

Podobnie jak w doświadczeniu dotyczącym zasad, badamy przewodnictwo elektryczne rozcieńczonych roztworów: kwasu chlorowodorowego oraz kwasu siarkowego(VI). Obserwujemy zachodzące zjawiska na elektrodach oraz żarówkę znajdującą się w obwodzie.

Spostrzeżenia

Podczas przepływu prądu elektrycznego przez roztwory kwasu chlorowodorowego i siarkowego(VI) można było zaobserwować wydzielanie się pęcherzyków gazu na obu elektrodach.

Równocześnie żarówka świeciła się.

Wnioski

Kwas chlorowodorowy oraz kwas siarkowy(VI) są przewodnikami prądu elektrycznego. Przepływowi prądu elektrycznego przez roztwory kwasów towarzyszy zjawisko elektrolizy połączone z wydzielaniem się produktów gazowych na elektrodach.

Doświadczenie 11**BADANIE PRZEWODNICTWA ELEKTRYCZNEGO
STĘŻONEGO ROZTWORU KWASU SIARKOWEGO(VI)****Cel doświadczenia:**

- wykazanie, że stężone kwasy nie przewodzą prądu elektrycznego.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, w taki sam sposób jak w poprzednim doświadczeniu, przewodnictwo elektryczne stężonego kwasu siarkowego(VI).

Ustalić, czy stężony kwas siarkowy(VI) jest przewodnikiem prądu elektrycznego? Wyjaśnić różnicę pomiędzy zachowaniem się rozcieńczonego i stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)?

Zbadać, co należy dodać do stężonego kwasu siarkowego(VI), aby stał się dobrym przewodnikiem prądu elektrycznego?

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI)

Sprzęt: zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego roztworów, zlewki o pojemności 200 cm³

Przebieg doświadczenia

Do doświadczenia wykorzystujemy zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego roztworów z poprzednich doświadczeń. Przed eksperymentem oczyszczamy dokładnie obie elektrody. Następnie zanurzamy elektrody w zlewce, w której znajduje się stężony roztwór kwasu siarkowego(VI). Włączamy w obwodzie prąd elektryczny płynący z baterii. Obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany na elektrodach zanurzonych w kwasie oraz badamy zachowanie się żarówki podłączonej do obwodu. Następnie wyjmujemy elektrody ze stężonego kwasu

i kwas przelewamy do drugiej zlewki, w której znajduje się taka sama ilość wody. Roztwór mieszamy bagietką i ponownie zanurzamy w nim elektrody, badając jego przewodnictwo.

Informacje szczegółowe

Ponieważ doświadczenie polega na badaniu stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI), należy bezwzględnie stosować okulary ochronne oraz gumowe rękawice. Do doświadczenia tego należy stosować elektrody grafitowe, gdyż elektrody z metalu mogą reagować ze stężonym kwasem.

Spostrzeżenia

Podczas przepływu prądu elektrycznego przez stężony kwas siarkowy(VI) nie zachodzą żadne zmiany na elektrodach.

Również żarówka nie świeci się.

Natomiast po rozcieńczeniu kwasu wodą na elektrodach wydzielają się produkty gazowe, a żarówka świeciła.

Wnioski

Stężony kwas siarkowy(VI) nie przewodzi prądu elektrycznego.

Jednak po rozcieńczeniu tego kwasu wodą staje się on dobrym przewodnikiem elektryczności.

Dzieje się tak dlatego, ponieważ w stężonym kwasie nie ma swobodnych jonów, gdyż cząsteczki kwasu w tej postaci nie są zdysocjowane na jony.

Po rozcieńczeniu kwasu wodą zachodzi dysocjacja jonowa jego cząsteczek na kationy wodorowe H^+ oraz aniony siarczanowe(VI) SO_4^{2-} , które przewodzą prąd elektryczny.

Doświadczenie 12

ELEKTROLIZA ROZTWORU SOLI KAMIENNEJ

Cel doświadczenia:

- badanie przewodnictwa elektrycznego roztworu chlorku sodu.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać przewodnictwo elektryczne roztworu soli kamiennej stosując w tym celu zestaw do badania przewodnictwa cieczy.

Odczynniki: 1-molowy roztwór chlorku sodu

Sprzęt: prosty zestaw do badania przewodnictwa elektrycznego roztworów z elektrodami grafitowymi, żarówka, płaska bateria o napięciu 4,5V, zlewka o pojemności 150 cm³

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy roztwór chlorku sodu i zanurzamy w nim dwie grafitowe elektrody, znajdujące się w obwodzie połączonym ze źródłem prądu stałego. Obserwujemy zmiany zachodzące na elektrodach oraz żarówkę znajdującą się w obwodzie.

Roztwory jakich związków chemicznych są przewodnikami prądu elektrycznego? Do jakiej grupy związków chemicznych zalicza się chlorek sodu?

Spostrzeżenia

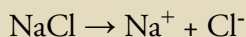
W wyniku zanurzenia elektrod w roztworze chlorku sodu i przepuszczenia przez roztwór prądu elektrycznego, na elektrodach wydzielają się substancje gazowe: na elektrodzie ujemnej bezbarwny gaz, a na elektrodzie dodatniej - gaz o barwie żółtozielonej.

Podczas przepuszczania prądu przez roztwór chlorku sodu żarówka świeciła się.

Wnioski

Chlorek sodu, którego roztwór bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny zalicza się do elektrolitów.

W roztworze wodnym ulega on procesowi dysocjacji elektrolitycznej na jony:



Doświadczenie 13

DZIAŁANIE TLENKU WĘGLA(IV) NA ROZTWÓR WODOROTLENKU WAPNIA

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej tlenku węgla(IV) z wodorotlenkiem wapnia i zwrócenie uwagi na rodzaj związku chemicznego, jaki powstaje w tej reakcji,
- zastosowanie omawianej reakcji chemicznej do wykrywania tlenku węgla(VI).

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy wodorotlenkiem wapnia i tlenkiem węgla(IV).

Które z wymienionych odczynników i sprzętu laboratoryjnego są niezbędne do wykonania tego doświadczenia?

Należy wybrać je i zaprojektować sposób przeprowadzenia odpowiedniej reakcji chemicznej. Ustalić, jakie zmiany pozwolą na stwierdzenie, że zachodzi reakcja chemiczna?

Do czego można wykorzystać w chemii reakcję tlenku węgla(IV) z wodorotlenkiem wapnia?

Odczynniki: wodny roztwór wodorotlenku wapnia (woda wapienna), tlenek węgla(IV), wodorotlenek sodu, tlenek miedzi(II), kwas chlorowodorowy

Sprzęt: probówki, korek gumowy do probówek z osadzoną w nim rurką szklaną do zbierania gazu, lejek szklany, rozdzielacz, zlewka

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy kilka cm^3 klarownego roztworu wodorotlenku wapnia (wody wapiennej) i wylot jej zatykamy korkiem gumowym z rurką szklaną, której koniec zanurzamy w roztworze wodorotlenku. Następnie do górnej części rurki szklanej podłączamy gumowy wąż, przez który wprowadzamy tlenek węgla(IV) do probówki. Obserwujemy zmiany zachodzące w roztworze wodorotlenku w pierwszym etapie. Na chwilę przerywamy dopływ tlenku węgla(IV) do roztworu. Oglądamy produkt powstały w probówce. Następnie w dalszym ciągu przepuszczamy przez roztwór tlenek węgla(IV) i obserwujemy zachodzące zjawisko.

Informacje szczegółowe

Tlenek węgla(IV) potrzebny do wykonania doświadczenia można wcześniej zebrać do gumowego balonu z butli zawierającej ten gaz.

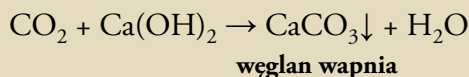
Można również otrzymać go działając rozcieńczonym roztworem kwasu chlorowodorowego lub siarkowego(VI) na stężony roztwór węglanu sodu lub bezpośrednio na stały węglan wapnia. W ostateczności można przez rurkę szklaną wtlaczać do badanego roztworu tlenek węgla(IV) wydychany z płuc.

Spostrzeżenia

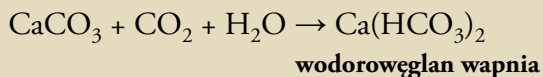
Początkowe przepuszczanie tlenku węgla(IV) przez roztwór wodorotlenku wapnia spowodowało zmętnienie roztworu i powstanie osadu o białej barwie. Dalsze nasycanie roztworu tlenkiem węgla(IV) spowodowało zanik osadu i powstanie z powrotem klarownego roztworu.

Wnioski

Tlenek węgla(IV) przepuszczony przez wodny roztwór wodorotlenku wapnia powoduje jego zmętnienie, gdyż zachodzi reakcja chemiczna, w wyniku której powstaje trudno rozpuszczalny związek chemiczny:



Dalsze przepuszczanie tlenku węgla(IV) przez powstałą zawiesinę powoduje zanik osadu. Zaszła reakcja chemiczna, której produktem jest związek chemiczny dobrze rozpuszczalny w wodzie:



Pierwsze równanie przedstawia reakcję chemiczną, którą w chemii wykorzystuje się do wykrywania tlenku węgla(IV).

Obecność tego gazu stwierdza się na podstawie mętnienia wody wapiennej. W obu reakcjach powstają związki chemiczne, które zalicza się do grupy związków zwanych solami.

Doświadczenie 14

DZIAŁANIE KWASU AZOTOWEGO(V) NA TLENEK MIEDZI(II)

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej nierozpuszczalnego w wodzie tlenku miedzi(II) z kwasem azotowym(V), będącej jedną z metod otrzymywania soli.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić czy tlenek miedzi(II) rozpuszcza się w wodzie oraz czy reaguje z kwasem azotowym(V).

Odczynniki: tlenek miedzi(II), 18% kwas azotowy(V), woda

Sprzęt: probówki, łapy do probówek, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do jednej probówki wlewamy wodę do połowy jej pojemności, a następnie wysypujemy do niej szczyptę czarnego tlenku miedzi(II). Obserwujemy, czy tlenek rozpuszcza się w wodzie. Podgrzewamy powstałą mieszaninę i obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany. Następnie do drugiej probówki wysypujemy niewielką ilość tlenku miedzi(II) i dodajemy do niej około 6 cm³ roztworu kwasu azotowego(V). Obserwujemy, co dzieje się z badanym tlenkiem w kwasie.

Spostrzeżenia

Po wsypaniu do wody tlenku miedzi(II) i dokładnym wymieszaniu nie zaobserwowano żadnych zmian.

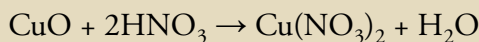
Nawet ogrzanie powstałej mieszaniny nie spowodowało reakcji tlenku miedzi(II) z wodą.

W wyniku działania kwasu azotowego(V) na tlenek miedzi(II) nastąpił zanik tlenku i powstał klarowny roztwór o niebieskim zabarwieniu.

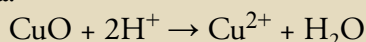
Wnioski

Tlenek miedzi(II) roztwarza się w kwasie azotowym(V).

Między nimi zachodzi reakcja chemiczna przedstawiona równaniem:



Postać jonowa równania:



Powstaje sól azotan(V) miedzi(II).

Doświadczenie 15

DZIAŁANIE TLENKU SIARKI(IV) NA WODĘ WAPIENNĄ

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej tlenku siarki(IV) z wodorotlenkiem wapnia i określenie typu powstałego związku chemicznego w tej reakcji.

Zadanie laboratoryjne

Należy wprowadzić do wody wapiennej tlenek siarki(IV) i na podstawie obserwacji zmian określić, czy zachodzi reakcja chemiczna.

Odczynniki: tlenek siarki(IV), woda wapienna

Sprzęt: probówki, zestaw do otrzymywania tlenku siarki(IV)

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy kilka cm^3 roztworu wodorotlenku wapnia (wody wapiennej), a następnie przepuszczamy przez ten roztwór tlenek siarki(IV). Obserwujemy zachodzące w czasie doświadczenia zmiany.

Informacje szczegółowe

Niezbędny do doświadczenia tlenek siarki(IV) można przygotować z butli, napełniając nim balon gumowy. W warunkach szkolnych gaz ten najprościej można otrzymać w reakcji siarczanu(IV) sodu z rozcieńczonym roztworem kwasu chlorowodorowego. Potrzebny do otrzymania tego gazu zestaw powinien składać się z takich podstawowych elementów, jak: probówka z korkiem gumowym z osadzoną w nim rurką szklaną lub kolba stożkowa z korkiem gumowym,

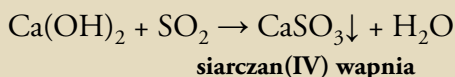
w którym znajduje się wkraplacz z kwasem oraz druga rurka odprowadzająca wytworzony gaz. W kolbie umieszczamy siarczan(IV) sodu.

Spostrzeżenia

Podczas przepuszczania tlenku siarki(IV) przez wodę wapienną nastąpiło wydzielenie się białego osadu, który opadał na dno probówki.

Wnioski

Powstający osad pozwala na sformułowanie wniosku, że pomiędzy tlenkiem siarki(IV) a wodorotlenkiem wapnia zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Powstającym w tej reakcji chemicznej związkem chemicznym jest sól, siarczan(IV) wapnia. Przepuszczając tlenki kwasowe przez roztwory wodorotlenków, można otrzymać sole.

Doświadczenie 16

DZIAŁANIE KWASU CHLOROWODOROWEGO NA AZOTAN(V) SREBRA(I)

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z azotanem(V) srebra(I), jako przykład na otrzymywanie soli słabo rozpuszczalnej w wodzie,
- dokonanie obserwacji powstałej soli i produktów jej rozkładu na świetle, będącego przykładem reakcji chemicznej analizy.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić, czy kwas chlorowodorowy reaguje z azotanem(V) srebra(I). Z badać, jakie zmiany zachodzą w produkcie reakcji wystawionym przez pewien czas na działanie światła.

Odczynniki: 2% roztwór kwasu chlorowodorowego, 0,1-molowy roztwór azotanu(V) srebra(I)

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

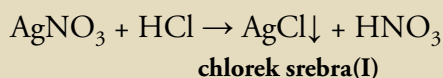
Do probówki wlewamy roztwór azotanu(V) srebra i następnie dodajemy do niego kilka cm³ rozcieńczonego roztworu kwasu chlorowodorowego. Obserwujemy powstałe w roztworze zmiany. Produkt reakcji chemicznej pozostawiamy w probówce w miejscu silnie nasłonecznionym. Badamy po upływie kilku minut co dzieje się z produktem reakcji.

Spostrzeżenia

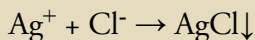
W wyniku dodania kwasu chlorowodorowego do roztworu azotanu(V) srebra(I) nastąpiło natychmiastowe wydzielenie się białego, serowatego osadu. Pozostawienie tego osadu na pewien czas w nasłonecznionym miejscu spowodowało, że osad ten przybierał fioletowe zabarwienie, a po około godzinie stał się prawie czarny.

Wnioski

Zaszła reakcja chemiczna, ponieważ strącił się biały osad. Równanie tej reakcji jest następujące:



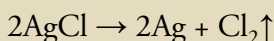
zapis w postaci jonowej



Powstały osad to sól, chlerek srebra.

Pod wpływem światła jego wygląd ulegał zmianie, ma więc właściwości światłoczułe.

Chlerek srebra ulega pod wpływem światła reakcji chemicznej rozkładu, czyli reakcji analizy:



W reakcji rozkładu chlorku srebra(I) pod wpływem światła powstaje srebro,

które ma taki stopień rozdrobnienia, że przybiera barwę od fioletowej, przez brunatną aż po czarną.

Doświadczenie 17

OTRZYMYWANIE KWASU AZOTOWEGO(V) WEDŁUG ŚREDNIOWIECZNEJ RECEPTURY

Cel doświadczenia:

- zapoznanie się z średniowiecznym sposobem otrzymywania kwasu azotowego(V), jaki przypisuje się arabskiemu alchemikowi Dschabir Ibn Jaijan, żyjącemu w VIII w. naszej ery.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać eksperyment chemiczny dokładnie według podanego opisu. Z badać, jaki kwas powstaje w przeprowadzonym eksperymencie.

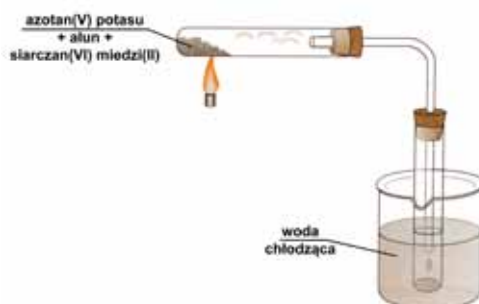
Odczynniki: azotan(V) potasu, uwodniony siarczan(VI) glinu i potasu (ałun glinowo-potasowy), uwodniony siarczan(VI) miedzi(II), blaszka lub drut miedziany

Sprzęt: probówki skorek gumowy z osadzoną w nim rurką szklaną zgiętą pod kątem prostym, zlewka pojemności 500 cm³, palnik gazowy, statyw z metalową łapą

Przebieg doświadczenia

Mieszmamy ze sobą 3 g azotanu(V) potasu, 3 g siarczanu(VI) glinu i potasu oraz 3 g siarczanu(VI) miedzi(II). Mieszaninę tę wsypujemy do probówki, którą umocowujemy w łapie statywu, a jej wylot zatykamy korkiem ze szklaną rurką zgiętą pod kątem prostym. Koniec rurki wprowadzamy do drugiej probówki umocowanej w łapie statywu i zanurzamy ją w zlewce z zimną wodą. Probówka ta pełni funkcję odbieralnika. Mieszaninę substancji umieszczoną w probówce zaczynamy ogrzewać w płomieniu palnika gazowego.

Obserwujemy, co zbiera się w odbieralniku. Następnie odbieralnik usuwamy, i w to miejsce wstawiamy probówkę zawierającą 3–4 cm³ wody i kontynuujemy ogrzewanie (rurka szklana może być zanurzona w wodzie nie głębiej niż na 1–2 mm). Do otrzymanego w pierwszej fazie doświadczenia destylatu dodajemy mały



Rys. 2. Zestaw do otrzymywania kwasu azotowego(V) metodą średniowieczną

kawałek blaszki miedzianej i obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w próbówce. W podobny sposób badamy na obecność kwasu azotowego(V) destylat otrzymany w drugiej fazie doświadczenia.

Spostrzeżenia

Podczas ogrzewania mieszaniny związków chemicznych całość topiła się i ulegała czernieniu.

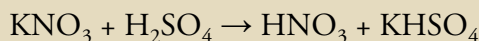
Również w próbówce powstawał ciemnobrązowy gaz.

W odbieralniku zebrano około 1 cm³ klarownej cieczy.

Po dodaniu do obu porcji destylatu kawałka blaszki miedzianej zachodziła reakcja chemiczna, w wyniku której powstawał gaz o barwie brunatnej, a roztwór przybierał niebieskie zabarwienie.

Wnioski

Podczas prażenia siarczanu(VI) miedzi(II) oraz siarczanu(VI) glinu i potasu powstaje niewielka ilość kwasu siarkowego(VI), który reagując z azotanem(V) potasu tworzy kwas azotowy(V):



Jednak dalsze ogrzewanie powoduje przesunięcie równowagi reakcji, przedstawionej poniżej równaniem, w stronę prawą:



W wyniku tego kwas azotowy(V) ulega rozkładowi, przy czym powstaje,

między innymi, tlenek azotu(IV) o brunatnej barwie.

Tlenek ten powstaje również, jeżeli działamy na kwas azotowy(V) miedzią.

Zachodzi wówczas reakcja chemiczna przedstawiona następującym równaniem:



Tlenek azotu(IV) może również powstawać przez rozkład azotanu(V) miedzi(II), który tworzy się podczas opisanej reakcji chemicznej z siarczanu(VI) miedzi(II) i azotanu(V) potasu.

Doświadczenie 18

WYTWARZANIE KWASU AZOTOWEGO(V) METODĄ OSTWALDA

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z otrzymywaniem kwasu azotowego(V) w wyniku katalitycznego utleniania amoniaku.

Zadanie laboratoryjne

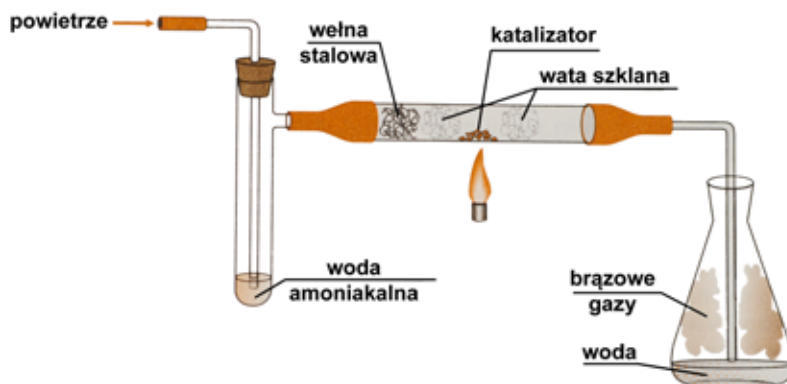
Mając podany sprzęt i odczynniki chemiczne, należy przeprowadzić odpowiedni eksperyment i zbadać powstały produkt reakcji chemicznej, wykorzystując w tym celu analityczną reakcję chemiczną zwaną „reakcją pierścieniową” oraz reakcję z difenylaminą.

Odczynniki: tlenek żelaza(III), tlenek manganu(IV), azotan(V) kobaltu(II), powietrze, woda, 25% roztwór amoniaku (woda amoniakalna), difenylamina, siarczan(VI) żelaza(II), stężony kwas siarkowy(VI)

Sprzęt: statyw z metalową łapą, palnik gazowy, probówka z boczną rurką, rurka szklana o średnicy około 5 mm i długości 15 cm, wata szklana, wełna stalowa, kolba stożkowa o pojemności 200 cm³, wężyki gumowe, tygiel, probówka, korek gumowy

Przebieg doświadczenia

Montujemy aparaturę zgodnie z przedstawionym rysunkiem.



Rys. 3. Aparatura do katalitycznego spalania amoniaku do tlenku azotu(II)

W rurce szklanej umieszczamy katalizator, a na jej końcach wełnę stalową oraz watę szklaną. Do probówki wprowadzamy kilka cm^3 stężonego roztworu amoniaku i jej wylot zatykamy korkiem z rurką.

Przez rurkę przetaczamy powietrze, a następnie palnikiem gazowym ogrzewamy katalizator. Katalizator musi być w taki sposób ogrzewany, aby żarzył się przez cały czas trwania eksperymentu. Obserwujemy, jakie powstają produkty reakcji w wyniku ogrzewania.

Do odbieralnika, którym jest kolba stożkowa, wlewamy kilka cm^3 wody. Po zakończeniu doświadczenia zatykamy wylot kolby korkiem i wstrząsamy jej zawartością. Następnie część roztworu badamy, wykonując próbę z difenyloaminą, a resztę gotujemy i przeprowadzamy próbę pierścieniową (obrączkową).

Informacje szczegółowe:

Potrzebny do doświadczenia katalizator przygotowujemy przez zmieszanie 2 g wyżarzonego tlenku żelaza(III) Fe_2O_3 z 3 g tlenku manganu(IV) MnO_2 , do których dodajemy kilka kropeł stężonego roztworu azotan(V) kobaltu(II). Całą mieszaninę wyżarzamy w tyglu. W zależności od intensywności ogrzewania katalizatora i prędkości przepływającego powietrza otrzymuje się białą mgłę azotan(V) amonu i azotan(III) amonu albo brązowy tlenek azotu(IV).

Podczas wykonywania eksperymentu obowiązują okulary ochronne oraz gumowe rękawice. Należy stosować ilości odczynników podane w doświadczeniu. W większych ilościach mieszanina amoniaku z powietrzem charakteryzuje się właściwościami wybuchowymi.

Za pomocą difenyloaminy można wykrywać obecność kwasu azotowego(V). Miesza się na szkiełku zegarkowym 1 kroplę stężonego kwasu siarkowego(VI), w którym rozpuszczono parę kryształków difenyloaminy, z 1 kroplą badanego

roztworu. Jeżeli w badanym roztworze znajduje się kwas azotowy(V) lub azotany(V), wystąpi intensywne niebieskie zabarwienie. Dzieje się tak dlatego, ponieważ bezbarwna difenyloamina utlenia się w tych warunkach, tworząc barwnik o niebieskim kolorze. Natomiast próba pierścieniowa, jak to przedstawiono w doświadczeniu 74 rozdz. III, jest dowodem na obecność azotanów(V), jeżeli w próbówce z badanym roztworem, stężonym kwasem siarkowym(VI) oraz z siarczanem(VI) żelaza(II) powstanie brunatny pierścień. Badany roztwór przed próbą pierścieniową należy kilka minut gotować, aby usunąć z niego nadmiar tlenu azotu(IV), który może być przyczyną niewłaściwych wyników próby.

Spostrzeżenia

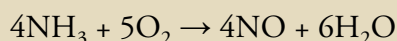
Podczas ogrzewania stężonego roztworu amoniaku z powietrzem powstawał za katalizatorem gaz o brunatnej barwie, który zbierał się w kolbie stożkowej. Po wymieszaniu brunatnego gazu w kolbie z wodą zanikła jego barwa i powstał klarowny roztwór.

Dodanie difenyloaminy do próbki roztworu spowodowało pojawienie się niebieskiego zabarwienia.

Natomiast w próbie z roztworem siarczanu(VI) żelaza(II) (próba pierścieniowa) powstał w próbówce brunatny pierścień.

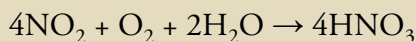
Wnioski

Podczas doświadczenia następuje na katalizatorze proces utleniania amoniaku do tlenu azotu(II):



który utlenia się dalej tlenem powietrza do tlenu azotu(IV).

Następnie tlenek azotu(IV) rozpuszcza się w wodzie w obecności tlenu, tworząc kwas azotowy(V):



Powstanie fioletowego zabarwienia podczas próby z difenyloaminą jest potwierdzeniem obecności jonów azotanowych(V) w badanym roztworze.

Także próba pierścieniowa, w której powstaje brunatny pierścień, jest dowodem na obecność tych jonów.

Doświadczenie 19

OTRZYMYWANIE KWASU SIARKOWEGO(VI) Z SIARCZANU(VI) ŻELAZA(II)

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej otrzymywania kwasu siarkowego(VI) z siarczanu(VI) żelaza(II) w warunkach laboratoryjnych

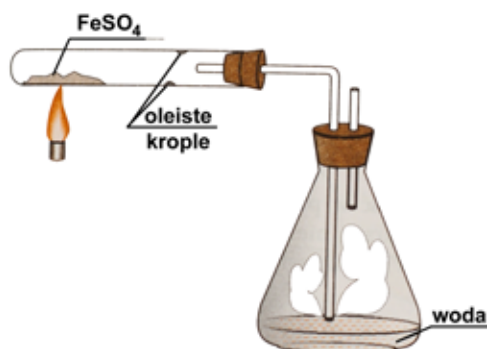
Zadanie laboratoryjne

Należy zaprojektować zestaw aparatury oraz sposób otrzymywania kwasu siarkowego(VI) w wyniku reakcji chemicznej rozkładu siarczanu(VI) żelaza(II). Przeprowadzić identyfikację powstałego produktu reakcji.

Odczynniki: uwodniony siarczan(VI) żelaza(II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, roztwór 2% chlorku baru

Sprzęt: probówka, korek gumowy z rurką szklaną, statyw z metalową łapą, kolba stożkowa o pojemności 200 cm^3 , szkiełko zegarkowe, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia



Rys. 4. Aparatura do otrzymywania kwasu siarkowego(VI) z siarczanu(VI) żelaza(II)

Drobno sproszkowany siarczan(VI) żelaza(II) wsypujemy do probówki ze szkła trudno topliwego. Zestaw aparatury przedstawiono na rysunku.

Rurka odprowadzająca do kolby stożkowej powstający gaz nie może być zanurzona w wodzie znajdującej się w tej kolbie. Zaczynamy ogrzewać probówkę z siarczanem i obserwujemy, jakie zachodzą w niej zmiany oraz co

dzieje się w kolbie stożkowej. Następnie oleiste krople powstałe na ściankach probówki spłukujemy niewielką ilością wody na szkiełko zegarkowe i dodajemy kilka kropeł roztworu chlorku baru. Do próbki roztworu powstałego w kolbie stożkowej również dodajemy kilka kropeł roztworu chlorku baru. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Podczas pracy z chlorkiem baru należy zachować szczególną ostrożność, gdyż jest to sól silnie trująca. Należy pracować w rękawicach gumowych, a ze względu na powstający kwas siarkowy(VI) stosować okulary ochronne.

Spostrzeżenia

W kolbie stożkowej podczas ogrzewania probówki zbierała się biała mgła, a w zimniejszej, górnej części probówki osadzały się krople oleistej cieczy, które po ogrzaniu również wytwarzały białą mgłę.

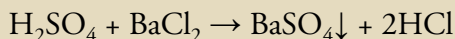
Podczas ogrzewania siarczan(VI) żelaza(II) o barwie jasnozielonej przekształcał się on w substancję o barwie białej, a następnie w proszek o barwie czerwono-brązowej.

Zarówno oleiste krople spłukane wodą z probówki, jak i próbka roztworu powstałego w kolbie, tworzyły z chlorkiem baru biały osad.

Wnioski

Ciecz znajdująca się w kolbie zawiera kwas siarkowy(VI).

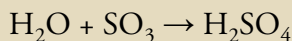
Wskazuje na to próba przeprowadzona z chlorkiem baru.



Powstaje biały osad siarczanu(VI) baru. Podczas ogrzewania siarczanu(VI) żelazawa(II) w pierwszym etapie reakcji ulatnia się woda krystalizacyjna, a następnie przebiega jego rozkład:



Oprócz tlenku siarki(VI) powstaje tlenek siarki(IV), który można zidentyfikować badając jego zapach. Tlenek siarki(VI) łączy się z wodą w kolbie lub ze śladami wilgoci w probówce, tworząc kwas siarkowy(VI):



Czerwonobrazowa pozostałość w probówce po prażeniu jest tlenkiem żelaza(III). Opisany sposób to najstarsza metoda otrzymywania kwasu siarkowego(VI). Uzyskiwany z siarczanu(VI) żelaza(II) kwas nazywano kwasem witiolowym czyli pochodzącym od siarczanów na przykład siarczan(VI) żelaza(II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ma stare łacińskie nazwy Vitriol Romanum, Vitriol viride, Vitriol Goslariense.

Doświadczenie 20

KOMOROWA METODA OTRZYMYWANIA KWASU SIARKOWEGO(VI)

Cel doświadczenia:

- zademonstrowanie zasady, na podstawie której oparta jest metoda komorowa otrzymywania kwasu siarkowego(VI).

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać zaproponowane doświadczenie ściśle według instrukcji i zbadać, jaki kwas powstaje w przeprowadzonym doświadczeniu.

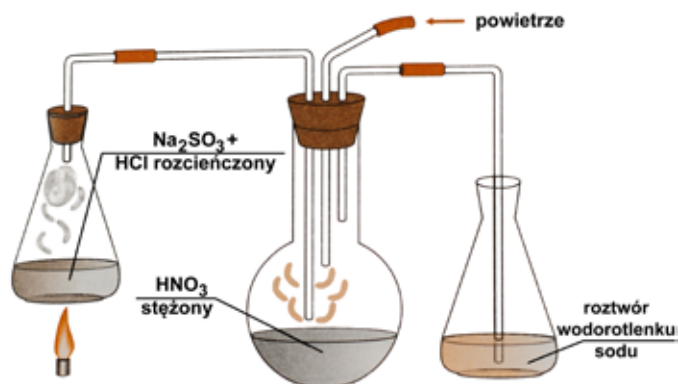
Odczynniki: siarczan(IV) sodu, 2% roztwór kwasu chlorowodorowego, stężony kwas azotowy(V), wodorotlenek sodu, chlorek baru

Sprzęt: dwie kolby stożkowe o pojemności 200 cm³, kolba kulista okrągłodenna, rurki szklane, korki gumowe ze szklanymi rurkami odprowadzającymi, statyw metalowy z łapą, palnik gazowy, płytka metalowa

Przebieg doświadczenia

Montujemy zestaw aparatury, jak przedstawiono na rysunku. Do kolby stożkowej umieszczonej nad palnikiem sypujemy siarczan(IV) sodu i wlewamy rozcieńczony roztwór kwasu chlorowodorowego. Wylot kolby natychmiast zatykamy korkiem z rurką szklaną. Kolbę ogrzewamy płomieniem palnika. Powstający gaz przepływa dalej do kolby w której tworzą się brązowe pary. Ich barwa pogłębia się, gdy wtlaczamy powietrze do kolby reakcyjnej. Obserwujemy

zmiany zachodzące po pewnym czasie na ściankach tej kolby. Ostatnia kolba stożkowa napełniona zasadą sodową pełni funkcję pochłaniacza powstających



Rys. 5. Otrzymywanie kwasu siarkowego(VI) metodą komorową

w nadmiarze szkodliwych gazów. Gdy zajdą wyraźne zmiany na ściankach kolby reakcyjnej, kończymy wytwarzanie tlenku siarki(IV), przerywając ogrzewanie. Następnie wyjmujemy z kolby reakcyjnej korki z trzema otworami i natychmiast zatykamy jej wylot korkiem gumowym. Z kolei zawartość kolby przelewamy do szczelnego słoja, w którym znajduje się woda, a do pozostałości w kolbie wlewamy kilka cm^3 wody i zatykamy ją ponownie. Wykonujemy na niewielkiej ilości powstałego roztworu próbę z chlorkiem baru.

Informacje szczegółowe

Ze względu na pracę z tlenkiem siarki(IV) należy wykonywać doświadczenie pod wyciągiem albo w dobrze wentylowanym miejscu lub na otwartej przestrzeni.

Spostrzeżenia

Po pewnym czasie od momentu wdmuchiwanego powietrza do kolby reakcyjnej, jej ścianki pokryły się powłoką zbudowaną z kryształów. Podczas próby z chlorkiem baru powstał osad o barwie białej. Utworzone kryształy dobrze rozpuszczały się w wodzie.

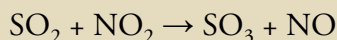
Wnioski

Powstałe kryształy to kwas nitrozylosiarkowy(VI). Kryształy kwasu nitrozylosiarkowego(VI) dobrze rozpuszczają się w wodzie. Próba z chlorkiem baru wskazała na obecność kwasu siarkowego(VI).

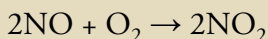
Katalityczne utlenianie tlenków azotu polega w tym procesie na przenoszeniu tlenu.

Tlenek azotu(IV), pochodzący z kwasu azotowego(V), powoduje utlenianie tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI).

Tlenek azotu(IV) zostaje zredukowany do tlenku azotu(II):

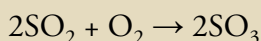


Tlenek azotu(II) ponownie zostaje utleniony tlenem z powietrza:

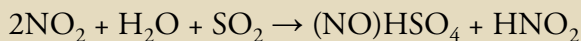
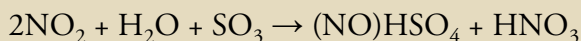


Jak widać, tlenek azotu(IV) potrzebny do utleniania tlenku siarki(IV) wytwarza się ponownie.

Oto sumaryczne równanie reakcji:

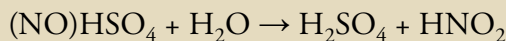


W sytuacji niedoboru wody, tworzy się kwas nitrozylosiarkowy(VI):



Kwas ten w postaci stałej wytworzył w doświadczeniu powłokę na ściankach kolby.

Po dodaniu wody kwas nitrozylosiarkowy(VI) rozkłada się na kwas siarkowy(VI) oraz kwas azotowy(III) zgodnie z równaniem:



Kwas siarkowy(VI) powstaje również w bezpośredniej reakcji chemicznej z nieprzereagowanym tlenkiem siarki(VI) i wody

Doświadczenie 21

IDENTYFIKACJA KWASU ORTOFOSFOROWEGO

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie kilku charakterystycznych reakcji chemicznych, pozwalających na zidentyfikowanie i potwierdzenie obecności kwasu ortofosforowego w roztworach.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać kilka prób identyfikujących roztwory kwasu ortofosforowego, stosując zaproponowane odczynniki chemiczne.

Obserwować zmiany zachodzące w poszczególnych próbach, które mogą świadczyć o obecności tego kwasu w roztworze.

Odczynniki: 10% roztwór molibdenianu(VI) amonu $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$, kwas azotowy(V), 1-molowy roztwór chlorku baru, 1-molowy roztwór azotanu(V) srebra, roztwór amoniaku, kwas octowy, chlorek magnezu, chlorek amonu, rozcieńczony roztwór kwasu ortofosforowego, 1-molowy roztwór wodorortofosforanu(V) potasu K_2HPO_4

Sprzęt: probówki, cylinder miarowy o pojemności 10 cm^3 , pipety

Przebieg doświadczenia

1. Próba z molibdenianem(VI) amonu.

Do probówki z kwasem ortofosforowym dodajemy około 3 cm^3 10% roztworu molibdenianu(VI) amonu. Roztwór zakwaszamy dodatkowo kwasem azotowym(V). Obserwujemy powstające zmiany, a na produkt reakcji działamy wodą amoniakalną.

2. Próba z chlorkiem baru.

Do probówki z rozcieńczonym roztworem kwasu ortofosforowego dodajemy kilka kropel roztworu chlorku baru. Na powstały produkt reakcji działamy kwasem octowym.

3. Próba z azotanem(V) srebra.

Do próbki wlewamy około 5 cm³ roztworu wodorooortofosforanu potasu, a następnie dodajemy do niej kilka kropel roztworu azotanu(V) srebra. Dzielimy powstały produkt reakcji na dwie części i do jednej z nich dodajemy kwas octowy, a do drugiej wodę amoniakalną. Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą pod wpływem dodanych odczynników.

4. Próba z mieszaniną magnezową.

Przygotowujemy roztwór mieszaniny magnezowej. W tym celu do jednej próbki sypiemy około 0,5g chlorku magnezu, 0,5g chlorku amonu i dodajemy około 10 cm³ wody oraz 1 cm³ wody amoniakalnej. Do drugiej próbki wlewamy rozcieńczony roztwór kwasu ortofosforowego. Do tego roztworu dodajemy około 3 cm³ przygotowanego roztworu mieszaniny magnezowej i obserwujemy, jakie zachodzą zmiany. Na powstały produkt reakcji chemicznej działamy roztworem kwasu octowego i obserwujemy, co się dzieje.

Spostrzeżenia

W próbie z molibdenianem(VI) amonu powstał żółty, drobnokrystaliczny osad.

W roztworze wody amoniakalnej osad ten rozpuścił się.

Pod wpływem chlorku baru strącił się z badanego roztworu kwasu biały osad.

Osad ten dobrze rozpuszczał się w kwasie octowym.

W próbie z azotanem(V) srebra powstał żółty osad.

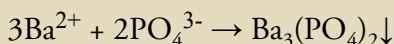
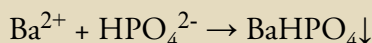
Osad ten rozpuszczał się zarówno w wodzie amoniakalnej, jak i w roztworze kwasu octowego.

Natomiast w przypadku próby z mieszaniną magnezową powstał osad o barwie białej, który również rozpuszczał się w kwasie octowym.

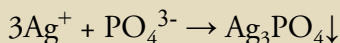
Wnioski

W wyniku próby pierwszej powstaje żółty osad związku chemicznego o nazwie dwunastomolibdenianofosforan amonu i wzorze chemicznym (NH₃)₃[P(Mo₁₂O₄₀)].

W próbie drugiej powstaje osad wodorooortofosforanu lub ortofosforanu baru:



Azotan(V) srebra tworzy z obojętnymi roztworami ortofosforanów żółty osad ortofosforanu srebra, co można wyrazić następującym równaniem:



Sole magnezu zawierające także chlorek amonu i amoniak, po wprowadzeniu do roztworów ortofosforanów, ulegają reakcji chemicznej, tworząc biały osad ortofosforanu amonu i magnezu:



Doświadczenie 22

OTRZYMYWANIE WODORU Z SOLI KWASU MRÓWKOWEGO

Cel doświadczenia:

- przeprowadzenie reakcji chemicznej wodorotlenku sodu z solą kwasu mrówkowego w taki sposób, aby jednym z produktów reakcji był wodór.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy solą kwasu mrówkowego i wodorotlenkiem sodu w fazie stałej oraz zidentyfikować produkty reakcji, stosując w tym celu zaproponowane odczynniki chemiczne.

Odczynniki: mrówczan sodu, wodorotlenek sodu, woda wapienna, 2% roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: probówka korkowa z osadzoną w niej rurką do odprowadzania gazu, cylinder miarowy o pojemności 50 cm³, krystalizator, szkiełko zegarkowe, łuczywo, statyw metalowy z łapą, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Mocujemy probówkę w łapie statywu w pozycji poziomej. Następnie do probówki wsypujemy około 2g wodorotlenku sodu i 3,5g mrówczanu sodu. Wylot probówki zatykamy korkiem z rurką odprowadzającą, której koniec

umieszczamy przy wylocie cylindra napełnionego wodą, skierowanego dnem do góry i zanurzonego w krystalizatorze z wodą. Następnie rozpoczynamy powolne ogrzewanie zawartości próbówki.

Obserwujemy zachodzące zmiany. Zawartość cylindra identyfikujemy za pomocą palącego się łuczywka, a do pozostałości po ogrzewaniu w próbówce dodajemy niewielką ilość rozcieńzonego roztworu kwasu chlorowodorowego. Nad próbówką umieszczamy szkiełko zegarkowe, którego powierzchnię zwilżamy wodą wapienną. Obserwujemy zachodzące zjawisko.

Spostrzeżenia

Podczas ogrzewania mieszaniny wodorotlenku sodu z mrówczanem sodu w cylindrze zbierały się pęcherzyki bezbarwnego gazu, które wyparty z niego wodę.

Po zbliżeniu palącego się łuczyciela do wylotu cylindra nastąpił charakterystyczny trzask. Dodanie do próbówki, w której znajdowała się pozostałość po ogrzewaniu, roztworu kwasu chlorowodorowego spowodowało silne pienienie się roztworu i zmętnienie wody wapiennej na szkiełku zegarkowym.

Wnioski

W wyniku ogrzewania wodorotlenku sodu z mrówczanem sodu zachodzi reakcja chemiczna wyrażona następującym równaniem:

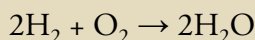


W reakcji tej powstaje węglan sodu, który można zidentyfikować, działając na niego kwasem chlorowodorowym.

Powstaje także wodór, którego obecność potwierdzono za pomocą próby z palącym się łuczycielem.

Charakterystyczny trzask pochodzi od gwałtownego spalania się wodoru

w powietrzu z utworzeniem wody:



Doświadczenie 23

OTRZYMYWANIE CHLORU NA SKALĘ LABORATORYJNĄ

Cel doświadczenia

- zapoznanie uczniów z metodą otrzymywania chloru na skalę laboratoryjną
- zwrócenie uwagi na utleniające właściwości manganianu(VII) potasu

Zadanie laboratoryjne

Mając manganian(VII) potasu oraz inne substancje chemiczne, należy wybrać te, które są niezbędne do otrzymania chloru dwiema metodami.

Zbadać, czy w obu reakcjach wydziela się produkt o stanie skupienia gazowym.

Ustalić barwę i woń powstałego gazu?

Co można powiedzieć o gęstości tego gazu względem powietrza, na podstawie obserwacji, podczas jego powstawania?

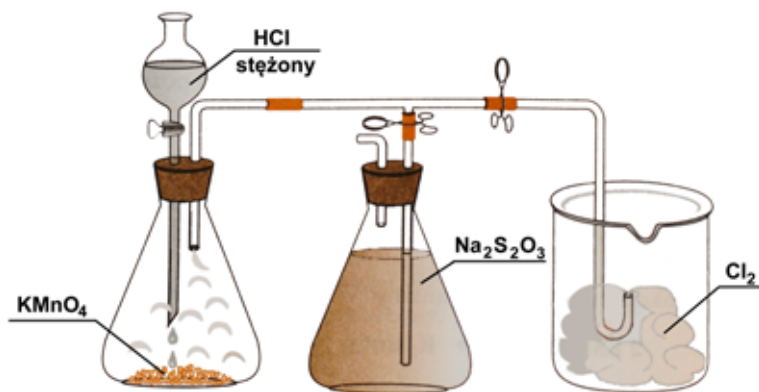
Ustalić czy manganian(VII) potasu jest słabym lub silnym utleniaczem?

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI), tlenek manganu(IV), stężony kwas chlorowodorowy, manganian(VII) potasu, chlorek sodu, woda utleniona, wodorotlenek amonu, 5% roztwór tiosiarczanu(VI) sodu

Sprzęt: dwie kolby stożkowe o pojemności 250 cm³, wkrapłacz, rurki szklane, cylinder lub szeroka zlewka o pojemności 1 dm³ do zbierania powstającego gazu

Przebieg doświadczenia

Montujemy zestaw aparatury zgodnie z przedstawionym rysunkiem.

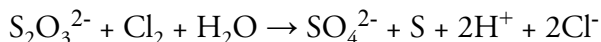
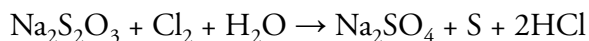


Rys. 6. Zestaw aparatury do otrzymywania chloru z manganianu(VII) potasu

1. W kolbie stożkowej umieszczamy manganian(VII) potasu. Następnie wkraplamy ostrożnie stężony kwas chlorowodorowy. Obserwujemy, jakie produkty powstają w wyniku reakcji.
2. Do probówki wsypujemy około 1 g tlenku manganu(IV), a następnie dodajemy około 1 cm³ stężonego kwasu chlorowodorowego. Ponownie obserwujemy powstające produkty reakcji.

Informacje szczegółowe

Nadmiar wydzielającego się chloru kierujemy do roztworu tiosiarczanu(VI) sodu, w którym gaz ten jest pochłaniany. Zachodzi wtedy reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



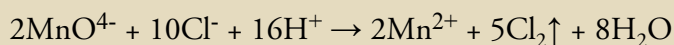
W ten sposób, w przemyśle papierniczym prowadzono proces usuwania nadmiaru chloru podczas bielienia papieru. Z tego względu tiosiarczan(VI) sodu dawniej nazywano antychlorem.

Spostrzeżenia

Pod wpływem działania stężonego kwasu chlorowodorowego na manganian(VII) potasu tworzył się żółtozielony gaz o duszącym i przenikliwym zapachu. Działanie tym kwasem na tlenek manganu(IV) prowadziło do otrzymania tego samego gazu. Powstały gaz opadał na dno naczynia, w którym był zbierany.

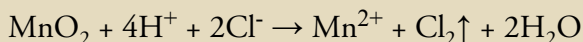
Wnioski:

W wyniku reakcji stężonego kwasu chlorowodorowego z manganianem(VII) potasu powstaje chlor. Oto równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej i w postaci jonowej:



Podobnie działanie stężonym kwasem chlorowodorowym na tlenek manganu(IV) prowadzi do powstania chloru, zgodnie z równaniem

reakcji chemicznej:



Manganian(VII) potasu ma silne właściwości utleniające, ponieważ powoduje utlenianie nawet anionów chlorkowych, pochodzących z kwasu chlorowodorowego, do chloru.

Doświadczenie 24

REAKCJA CHEMICZNA MANGANIANU(VII) POTASU Z NADTLENKIEM WODORU

Cel doświadczenia

- wykazanie utleniających właściwości manganianu(VII) potasu
- wykazanie, że nadtlenek wodoru może w pewnych warunkach zachowywać się jak reduktor

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną manganianu(VII) potasu z nadtlenkiem wodoru. Ustalić co stanie się z zabarwieniem roztworu manganianu(VII) potasu. Czego to dowodzi? Wykazać, jakie właściwości chemiczne ma w tej reakcji nadtlenek wodoru, a jakie manganian(VII) potasu?

Odczynniki: 3% roztwór nadtlenku wodoru, 5% roztwór kwasu siarkowego(VI), 1% roztwór manganianu(VII) potasu

Sprzęt: probówka, wkrapłacz

Przebieg doświadczenia

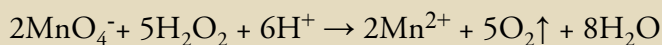
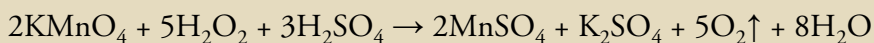
Do probówki wlewamy około 3 cm³ wody utlenionej i dodajemy do niej jeszcze około 3 cm³ roztworu kwasu siarkowego(VI). Następnie do przygotowanej mieszaniny dodajemy wkrapłaczem jedną kroplę roztworu manganianu(VII) potasu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia:

Po dodaniu roztworu manganianu(VII) potasu do zakwaszonego roztworu wody utlenionej wydzielają się pęcherzyki gazu, a fioletowy roztwór manganianu(VII) potasu uległ całkowitemu odbarwieniu.

Wnioski:

W wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z nadtlenkiem wodoru powstaje tlen. Przedstawia to poniższe równanie reakcji:



W tej reakcji jony manganianowe(VII) MnO_4^- zostały zredukowane do jonów manganu(II) Mn^{2+} , natomiast w procesie utleniania nadtlenku wodoru powstał tlen O_2 .

Wynika z tego, że nadtlenek wodoru zachowuje się w tej reakcji chemicznej jak reduktor. Świadczy o tym odbarwienie się roztworu manganianu(VII) potasu. W ten sposób manganian(VII) potasu zawsze ulega redukcji w środowisku kwasowym.

Istnieje pewna prawidłowość, według której utleniacz może zachowywać się jak reduktor, jeżeli znajduje się w obecności silniejszego od siebie utleniacza. Również reduktor może zachowywać się jak utleniacz, jeżeli znajduje się w obecności silniejszego od siebie reduktora.

Doświadczenie 25**WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE TLENKU SIARKI(IV)****Cel doświadczenia**

- wykazanie redukujących właściwości tlenku siarki(IV)

Zadanie laboratoryjne

Należy podzielać tlenkiem siarki(IV) lub jego wodnym roztworem na roztwory bromu i jodu. Opisać produkty powstałe w przeprowadzonych reakcjach chemicznych.

Odczynniki: tlenek siarki(IV) lub jego wodny roztwór, wodny roztwór jodu, wodny roztwór bromu

Sprzęt: probówki

Przebieg doświadczenia

Do dwóch probówek zawierających wodne roztwory jodu i bromu wprowadzamy tlenek siarki(IV) lub jego wodny roztwór. Zwracamy uwagę na

zmianę zabarwienia roztworów.

Spostrzeżenia

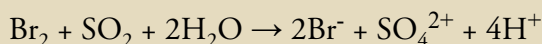
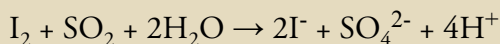
Zarówno w roztworze wodnym bromu jak i w roztworze jodu nastąpiła zmiana barwy. Roztwory pod wpływem tlenku siarki(IV) odbarwiły się.

Wnioski

Odbarwienie się roztworów zostało spowodowane redukcją jodu i bromu na skutek działania tlenku siarki(IV).

W środowisku wodnym, w którym przebiega reakcja, powstaje kwas siarkowy(VI).

Można to przedstawić następującymi równaniami reakcji chemicznych:



W obu przypadkach tlenek siarki(IV) pełni funkcję reduktora, ponieważ atom siarki zawarty w cząsteczce tego gazu jest na czwartym stopniu utlenienia i podwyższa go do stopnia szóstego, przechodząc w cząsteczkę kwasu siarkowego(VI).

Natomiast jod i brom, będące na zerowym stopniu utlenienia, tworzą jodki i bromki, w których są na ujemnym, pierwszym stopniu utlenienia.

Jod i brom są utleniaczami.

Doświadczenie 26

JAK WYKRYĆ KWAS AZOTOWY(V) I AZOTANY(V) W ROZTWORZE

Cel doświadczenia

- zaprezentowanie analitycznej reakcji chemicznej wykrywania kwasu azotowego(V) i jego soli obecnych w roztworze na przykładzie próby pierścieniowej.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie, które pozwoli stwierdzić, czy w badanym roztworze znajduje się kwas azotowy(V) lub jego sole.

Odczynniki: 1-molowy roztwór siarczanu(VI) żelaza(II), stężony kwas siarkowy(VI)

Sprzęt: szerokie probówki o średnicy około 20 mm, wkraplacze, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

W szerokiej probówce mieszamy około 4 cm³ badanego roztworu na zawartość kwasu azotowego(V) lub azotanów(V) z taką samą objętością roztworu siarczanu(VI) żelaza(II). Następnie bardzo ostrożnie wpuszczamy z wkraplacza po ściance probówki około 3 cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI). Probówkę pozostawiamy w statywie. Należy bardzo uważać, by nie nastąpiło wymieszanie zawartości probówki. Obserwujemy powstające zmiany.

Spostrzeżenia

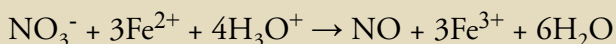
Podczas wlewania kwasu po ściance probówki, kwas siarkowy(VI) o dużej gęstości opadał na jej dno.

Utworzyły się dwie warstwy: warstwa badanego roztworu oraz pod nią warstwa kwasu.

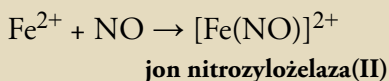
Na powierzchni rozgraniczającej obie warstwy powstał brązowy pierścień.

Wnioski

Jony żelaza(II) w roztworze o odczynie kwasowym redukują jony azotanowe do tlenku azotu(II).



Powstający w reakcji tlenek azotu(II) ulega rozpuszczaniu w roztworze siarczanu(VI) żelaza(II), tworząc ciemnobrązowe zabarwienie, które pochodzi od utworzonego związku kompleksowego, jonu nitrozyłóżelaza(II).



Proces redukcji jonów azotanowych(V) NO_3^- do tlenku azotu(II) NO zachodzi jedynie w silnie stężonych roztworach.

Dlatego brązowe zabarwienie pojawia się na granicy roztworów, gdyż właśnie tam stężony kwas siarkowy(VI) odbiera wodę badanemu roztworowi.

Doświadczenie 27

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNYCH TLENKÓW METALI

Cel eksperymentu

- badanie zachowania się wybranych tlenków metali w stosunku do wody

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się tlenków metali w wodzie. Do doświadczenia należy użyć odpowiednie wskaźników.

Odczynniki: tlenek wapnia, tlenek miedzi(II), tlenek żelaza(II),(III), tlenek magnezu, tlenek sodu, roztwór lakmusu, roztwór oranżu metylowego, roztwór fenoloftaleiny

Sprzęt: probówki, statyw do probówek, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do probówek wlewamy po kilka cm^3 wody destylowanej, a następnie wypujemy kolejno: do pierwszej probówki niewielką ilość tlenku wapnia, do probówki drugiej taką samą ilość tlenku miedzi(II), do trzeciej tę samą ilość tlenku żelaza(II),(III), do następnej (czwartej) tlenku magnezu, a do ostatniej (piątej) niewielką ilość tlenku sodu. Zawartości wszystkich probówek mieszamy i dzielimy je na trzy części, przelewając do kolejnych probówek. Badamy, który z roztworów spowoduje zmianę zabarwienia któregośkolwiek z trzech wskaźników, to jest: fenoloftaleiny, lakmusu i oranżu metylowego. W tym celu do każdej probówki dodajemy po trzy krople roztworu wskaźnika. W celu porównania barw przygotowujemy również trzy probówki zawierające wodę destylowaną z kilkoma kroplami roztworu każdego wskaźnika. Obserwujemy zmiany powstałe w roztworach.

Spostrzeżenia

Lakmus w wodzie destylowanej ma zabarwienie fioletowe, oranż metylowy ma barwę pomarańczową, a fenoloftaleina jest w wodzie bezbarwna.

Zmiana barwy lakmusu nastąpiła w roztworze tlenku magnezu i tlenku wapnia. W roztworach tych przyjął on zabarwienie niebieskie.

Oranż metylowy w przypadku tych tlenków zabarwił się na żółto, a fenoloftaleina przyjęła zabarwienie malinowe.

Podobna zmiana barwy wskaźników nastąpiła w roztworze tlenku sodu w wodzie. W przypadku tlenku miedzi(II) oraz tlenku żelaza(II),(III) nie obserwowano żadnych zmian barwy wskaźników.

Wnioski

Tlenki metali dzieli się na tlenki rozpuszczalne i nierozpuszczalne w wodzie.

Do tlenków metali, które nie reagują z wodą i nie rozpuszczają się w niej, zaliczamy między innymi tlenek miedzi(II) i tlenek żelaza(II),(III).

Tlenki te nie powodują zmiany barwy wskaźnika.

Natomiast do tlenków metali rozpuszczalnych w wodzie, których roztwory powodują zabarwienie fenoloftaleiny na malinowo oraz zmieniają barwę lakmusu na niebieską, a oranżu metylowego na żółtą zaliczamy takie tlenki, jak: tlenek wapnia, tlenek magnezu lub tlenek sodu.

Tlenki te nazywamy tlenkami zasadowymi.

Doświadczenie 28

BADANIE ZACHOWANIA SIĘ TLENKÓW NIEMETALI W WODZIE

Cel doświadczenia

- badanie zachowania się tlenków niemetali w wodzie w obecności odpowiednich wskaźników

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jak zachowują się wybrane tlenki niemetali w wodzie. Sprawdzić, czy wszystkie tlenki niemetali rozpuszczają się w wodzie. Określić, jak zmieniło się zabarwienie lakmusu, oranżu metylowego i fenoloftaleiny w poszczególnych roztworach tlenków.

Odczynniki: tlenek fosforu(V), tlenek siarki(IV), tlenek węgla(IV), tlenek krzemu(IV), roztwory fenoloftaleiny, oranżu metylowego, lakmusu

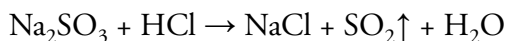
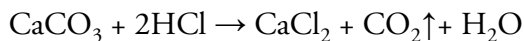
Sprzęt: zestawy do otrzymywania gazów, probówki, statyw do probówek, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do probówki wsypujemy około 0,5 g tlenku krzemu(IV) i wlewamy kilka cm³ wody destylowanej. Zawartość probówki mieszamy i dzielimy na trzy części, dodając do każdej z nich po kilka kropel roztworu wskaźnika: do pierwszej lakmusu, do drugiej oranżu metylowego, a do trzeciej fenoloftaleiny. Obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany. Następnie w podobny sposób przygotowujemy roztwór tlenku fosforu(V) i badamy zachowanie się w nim wybranych wskaźników. Podobnie postępujemy z roztworami tlenku siarki(IV) i tlenku węgla(IV).

Informacje szczegółowe

Potrzebny do doświadczenia tlenek węgla(IV) i tlenek siarki(IV) można otrzymać w zestawie składającym się z probówki z korkiem zaopatrzonym w rurkę odprowadzającą powstający gaz. Tlenek węgla(IV) otrzymujemy najprościej w reakcji chemicznej węglanu wapnia z rozcieńczonym roztworem kwasu chlorowodorowego, a tlenek siarki(IV), w reakcji rozcieńczonego roztworu kwasu chlorowodorowego z siarczanem(IV) sodu. Niżej przedstawiono równania reakcji chemicznych zachodzących podczas tworzenia się odpowiednich gazów.



Spostrzeżenia

W roztworach tlenku siarki(IV), tlenku węgla(IV) oraz tlenku fosforu(V) wskaźniki zmieniały swoje zabarwienie: lakmus z niebieskiego na czerwone, oranż metylowy z pomarańczowego na czerwone, natomiast fenoloftaleina pozostała bezbarwna. Tlenek krzemu(IV) w wodzie nie zmieniał zabarwienia wymienionych wskaźników.

Wnioski

Tlenki niemetalu dzieli się na tlenki rozpuszczalne i nierozpuszczalne w wodzie. Tylko tlenek krzemu(IV) nie rozpuszcza się w wodzie.

Roztwory większości rozpuszczalnych w wodzie tlenków niemetalu, a pośród nich również tlenek fosforu(V), tlenek siarki(IV) oraz tlenek węgla(IV), powodują zmianę barwy lakmusa i oranżu metylowego na czerwoną i nie powodują zmiany zabarwienia fenoloftaleiny.

Zbadane w doświadczeniu tlenki niemetalu nazywamy tlenkami kwasowymi.

Doświadczenie 29

BADANIE HIGROSKOPIJNYCH WŁAŚCIWOŚCI STĘŻONEGO KWASU SIARKOWEGO(VI)

Cel doświadczenia

- wykazanie, że stężony kwas siarkowy(VI) ma właściwość pochłaniania wody z otoczenia

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, czy zmieni się masa stężonego kwasu siarkowego(VI) pozostawionego w otwartym naczyniu na pewien czas. Ustalić jaki będzie efekt działania stężonym kwasem siarkowym(VI) na niebieski, uwodniony siarczan(VI) miedzi(II)?

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI), uwodniony siarczan(VI) miedzi(II)

Sprzęt: probówki, palnik gazowy, łąpy do probówek, krystalizator, waga

Przebieg doświadczenia

1. Do małego krystalizatora wlewamy ostrożnie stężony kwas siarkowy(VI). Następnie stawiamy go na wadze i ważymy. Po upływie około pół godziny sprawdzamy wskazania wagi.
2. W jednej probówce ogrzewamy nad płomieniem palnika gazowego niewielką ilość siarczanu(VI) miedzi(II), który ma barwę niebieską i obserwujemy zmiany, jakie zachodzą podczas ogrzewania. Następnie do drugiej probówki wysypujemy szczyptę uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II) i dolewamy 2 cm^3 stężonego kwasu siarkowego(VI). Sprawdzamy, czy w probówce zachodzą określone zmiany.

Spostrzeżenia

Po upływie około 30 minut masa stężonego kwasu siarkowego(VI) wzrosła. Ogrzewanie uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II) spowodowało zmianę barwy soli z niebieskiej na białą i powstanie na ściankach probówki kropeł wody. Dodanie do uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II) stężonego kwasu siarkowego(VI) spowodowało taki sam efekt. Niebieska sól zmieniała barwę na białą.

Wnioski

Zwiększenie się masy stężonego kwasu siarkowego(VI) pozostawionego na otwartym powietrzu jest związane z jego właściwościami fizycznymi do pochłaniania wody z otoczenia.

Zmiana barwy uwodnionej soli miedzi(II) pod wpływem ogrzewania jest spowodowana dehydratacją i powstaniem białego siarczanu(VI) miedzi(II).

Taki sam efekt powoduje stężony kwas siarkowy(VI), który pochłania wodę krystalizacyjną z uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II).

Substancje, które mają zdolność do pochłaniania wody z otoczenia nazywamy substancjami higroskopijnymi a tę właściwość nazywamy higroskopijnością.

Doświadczenie 30

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI CHLOROWODORU W WODZIE ORAZ BADANIE WŁAŚCIWOŚCI OTRZYMANEGO ROZTWORU

Cel doświadczenia

- wykazanie bardzo dobrej rozpuszczalności chlorowodoru w wodzie oraz potwierdzenie faktu, że wodny roztwór chlorowodoru ma właściwości kwasowe.

Zadanie laboratoryjne

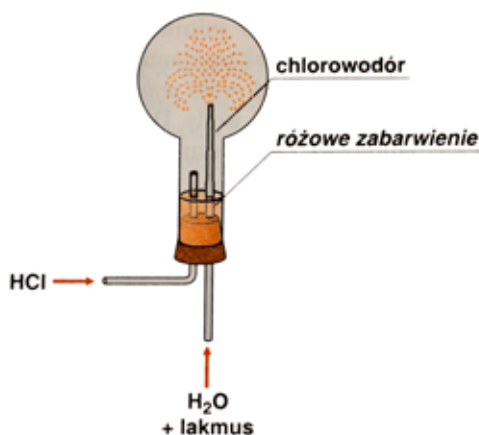
Należy zaprojektować i wykonać eksperyment, dzięki któremu można sprawdzić jaka jest rozpuszczalność chlorowodoru w wodzie. Pomocny w projektowaniu doświadczenia może być fakt, że wszystkie proponowane odczynniki i sprzęt laboratoryjny są niezbędne w celu wykonania doświadczenia.

Odczynniki: chlorowódór, roztwór lakmusu

Sprzęt: kolba kulista okrągłodenna o pojemności 1000 cm³, korek gumowy z dwiema rurkami, krystalizator

Przebieg doświadczenia

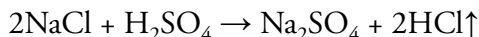
Do suchej kolby wprowadzamy przez jedną rurkę szklaną chlorowódór, a następnie drugą rurkę zanurzamy w krystalizatorze napełnionym wodą, w której znajduje się rozpuszczony lakmus. Obserwujemy zachodzące zmiany.



Rys. 7. Zestaw do otrzymywania fontanny chlorowodorowej

Informacje szczegółowe

Potrzebny do doświadczenia chlorowodór można otrzymać w zestawie do otrzymywania gazów. Składa się on z probówki lub kolby kulistej okrągłodennej zatkanej korkiem, w którym znajduje się rurka odprowadzająca powstały gaz oraz wkraplacz. W kolbie lub probówce umieszczamy stały chlorek sodu i wkraplamy do niej stężony kwas siarkowy(VI). W tym przypadku zachodzi reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



Ponieważ do reakcji używamy stężony kwas siarkowy(VI), należy bezwzględnie stosować okulary ochronne oraz gumowe rękawice.

Spostrzeżenia

Po zanurzeniu rurki w wodzie, której drugi koniec znajduje się we wnętrzu kolby z chlorowodorem, w momencie gdy pierwsza kropla wody przedostała się do wnętrza kolby, nastąpiło gwałtowne wciągnięcie wody z krystalizatora do kolby.

Równocześnie wodny roztwór lakmusa zmienił swoje zabarwienie z fioletowego na czerwone.

Wnioski

Chlorowodór jest bezbarwnym gazem o ostrej woni, bardzo dobrze rozpuszczającym się w wodzie.

Powstała fontanna jest właśnie dowodem na bardzo dobrą rozpuszczalność chlorowodoru.

W jednym dm^3 wody rozpuszcza się kilkaset dm^3 chlorowodoru.

Powstały roztwór wodny chlorowodoru ma właściwości kwasowe, o czym świadczy zmiana barwy lakmusa z fioletowej na czerwoną.

Roztwór chlorowodoru w wodzie nazywa się kwasem chlorowodorowym lub zwyczajowo kwasem solnym.

Doświadczenie 31

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH BROMU I JODU

Cel doświadczenia

- badanie i porównanie właściwości fizycznych bromu i jodu

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać podstawowe właściwości fizyczne bromu i jodu. Ustalić w jakim stanie skupienia występuje brom i jod oraz jaką barwę, zapach i rozpuszczalność mają te pierwiastki chemiczne.

Odczynniki: brom, jod, alkohol etylowy, benzyna, tetrachlorek węgla

Sprzęt: probówki, korki gumowe do probówek, wkraplacze, szczypcy metalowe

Przebieg doświadczenia

1. Przyglądamy się uważnie próbkom bromu i jodu.
2. Do jednej probówki wrzucamy szczypcami kilka kryształów jodu, a do drugiej wlewamy około $0,5 \text{ cm}^3$ bromu, do którego dodajemy niewielką ilość wody. Zawartość probówek wstrząsamy.
3. Do trzech par probówek wrzucamy po kilka kryształów jodu i dodajemy kilka kropel bromu. Następnie do pierwszej pary probówek wlewamy około 2 cm^3 alkoholu etylowego, do drugiej, benzyny, a do trzeciej, tetrachloru węgla i po zatankowaniu wylotów probówek korkami energicznie wstrząsamy ich zawartościami. Obserwujemy efekty poszczególnych prób.

Informacje szczegółowe

Podczas wykonywania doświadczenia należy zachować szczególną ostrożność, ponieważ brom jest substancją niebezpieczną. Rany powstające po polaniu się bromem goją się bardzo długo, natomiast pary bromu są trujące i działają silnie żrąco i drażniąco na błony śluzowe dróg oddechowych i na oczy. Dlatego doświadczenia z bromem należy wykonywać pod wyciągiem, w rękawicach gumowych oraz w okularach ochronnych i pod kontrolą nauczyciela. W przypadku bezpośredniego zetknięcia się skóry z bromem, należy natychmiast polane miejsce zmyć obficie roztworem tiosiarczanu(VI) sodu, alkoholem lub benzyną.

Spostrzeżenia

Brom jest cieczą łatwo lotną o barwie brunatnoczerwonej, a jod jest substancją stałą o barwie ciemnoszarej i metalicznym połysku.

W wyniku dodania do wody kryształów jodu nastąpiło nieznaczne jej zabarwienie na kolor fioletowobrunatny.

Podobnie brom w wodzie rozpuszcza się słabo, zabarwiając warstwę wodną na kolor żółtopomarańczowy.

Oba pierwiastki chemiczne bardzo dobrze rozpuszczają się w alkoholu etylowym, benzynie i tetrachlorku węgla.

Wnioski

Brom rozpuszcza się słabo w wodzie, a jego wodny roztwór nazywa się wodą bromową.

Jod w wodzie jest jeszcze słabiej rozpuszczalny niż brom.

W rozpuszczalnikach organicznych oba pierwiastki chemiczne rozpuszczają się bardzo dobrze.

Alkoholowy roztwór jodu nosi nazwę jodyny i jest stosowany do dezynfekcji ran.

Doświadczenie 32

REAKCJE CHEMICZNE BROMU I JODU Z METALAMI

Cel doświadczenia

- zbadanie, czy brom i jod reagują z wybranymi do doświadczenia metalami oraz w jakich warunkach reakcje te zachodzą

Zadanie laboratoryjne

Należy zaprojektować sposób przeprowadzenia reakcji pomiędzy bromem lub jodem a odpowiednim metalem tak, aby można było ustalić, czy pierwiastki te reagują z metalami. Obserwować, jakie zjawiska towarzyszą reakcji bromu i jodu z sodem i miedzią. Zwrócić uwagę na to, która reakcja chemiczna zachodzi szybciej.

Odczynniki: brom, jod, sól, folia miedziana lub cienki drut miedziany

Sprzęt: cztery wysokie zlewki o pojemności 800 cm³, szkiełka zegarkowe, palnik gazowy, szczypce metalowe

Przebieg doświadczenia

Do dwóch zlewek zawierających: jedna pary bromu, druga pary jodu wrzucamy dobrze oczyszczone małe skrawki sodu. Obserwujemy zmiany. Następnie folię miedzianą silnie ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego i również wprowadzamy do kolejnych zlewek z wymienionymi pierwiastkami chemicznymi. Badamy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu sodu do par bromu i do par jodu nastąpiła gwałtowna reakcja chemiczna, w wyniku której powstały w zlewkach białe substancje stałe.

Po wprowadzeniu rozgrzanej miedzi do par badanych pierwiastków chemicznych nastąpiła gwałtowna reakcja, w wyniku w której miedź uległa zapaleniu.

W przypadku reakcji chemicznej miedzi z parami jodu powstała biała substancja stała, a w wyniku reakcji z parami bromu powstała substancja o barwie czarnej. Reakcje z parami bromu zachodziły energiczniej niż z parami jodu.

Wnioski

Metale silnie ogrzane reagują z parami bromu i jodu bardzo szybko, a nawet mogą się w nich zapalić.

Reaktywność chemiczna bromu jest większa od reaktywności chemicznej jodu.

Doświadczenie 33

WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE CHLORU, BROMU I JODU

Cel doświadczenia

- badanie i porównanie reaktywności chemicznej chloru, bromu i jodu, pierwiastków chemicznych znajdujących się w 17 grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych

Zadanie laboratoryjne

Mając wodę chlorową, wodę bromową oraz proste związki chemiczne bromu

i jodu, należy zaprojektować sposób, w jaki można doświadczalnie porównać reaktywność chemiczną chloru, bromu i jodu. Wykonać poszczególne reakcje chemiczne.

Odczynniki: woda bromowa, woda chlorowa, bromek sodu, jodek sodu, tetrachlorek węgla,

Sprzęt: probówki, korki gumowe do probówek, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do wodnego roztworu bromku sodu dodajemy 2 cm³ tetrachlorku węgla i po zatkaniu wylotu probówki korkiem cieczę wstrząsamy. Następnie do probówki dodajemy niewielką ilość wody chlorowej i ponownie zawartość probówki wstrząsamy. Jakie zmiany można zaobserwować? Jak zmieniło się zabarwienie warstwy tetrachlorku węgla?

W taki sam sposób przeprowadzamy eksperyment, stosując roztwór jodku sodu, na który działamy wodą bromową. Następnie dodajemy 1 cm³ tetrachlorku węgla. Jakie teraz obserwujemy zabarwienie warstwy organicznej?

Z kolei używamy roztwór jodku sodu, do którego dodajemy niewielką ilość wody chlorowej, a następnie 1 cm³ tetrachlorku węgla. Sprawdzamy, czy tak jak w poprzednich próbach nastąpiła zmiana barwy warstwy dodanego rozpuszczalnika.

Spostrzeżenia

Po wstrząsaniu wodnego roztworu bromku sodu z tetrachlorkiem węgla nie zaszły żadne zmiany.

Woda i tetrachlorek węgla nie mieszają się ze sobą, tworzą dwie oddzielne warstwy. Po dodaniu do tej mieszaniny wody chlorowej nastąpiło zabarwienie się warstwy tetrachlorku węgla na kolor żółtobrunatny.

W następnej próbie z jodkiem sodu i wodą bromową powstało fioletowe zabarwienie warstwy organicznej tetrachlorku węgla i zanik żółtobrunatnej barwy wody bromowej.

W ostatniej próbie z roztworem jodku sodu i wodą chlorową również warstwa organiczna zabarwiła się na kolor fioletowy.

Wnioski

Woda i rozpuszczalniki organiczne takie, jak tetrachlorek węgla, chloroform

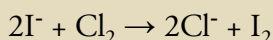
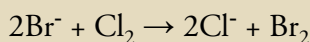
lub benzyna, nie mieszają się ze sobą i po wstrząśnięciu bardzo szybko rozdzielają się na oddzielne warstwy.

Jeżeli w wodzie znajdował się bromek, jodek sodu lub potasu, warstwa rozpuszczalnika pozostaje bezbarwna, gdyż jej zabarwienie występuje dopiero w obecności bromu lub jodu.

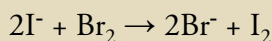
Po dodaniu do badanych roztworów wody chlorowej pojawiają się odpowiednie zabarwienia: pomarańczowe od bromu i fioletowe od jodu.

Fioletowe zabarwienie powstało również na skutek dodania wody bromowej do roztworu jodku sodu.

Przyczyną tego zjawiska są reakcje chemiczne chloru z bromkiem sodu i jodkiem sodu:



oraz reakcja bromu z jodkiem sodu:



Są to reakcje chemiczne wymiany, w których pierwiastek chemiczny bardziej reaktywny wypiera ze związku chemicznego pierwiastek o mniejszej reaktywności.

W związku z tym stwierdzeniem, chlor należy uznać za pierwiastek najbardziej reaktywniejszy chemicznie, a następnie brom, który jest bardziej reaktywny chemicznie od jodu.

Chlor jest utleniaczem w stosunku do bromu i jodu, a brom w stosunku do jodu. Wzrost reaktywności fluorowców można przedstawić za pomocą schematu:



Doświadczenie 34

SPRAWDZENIE OBECNOŚCI ANIONÓW CHLORKOWYCH W WODZIE WODOCIĄGOWEJ I W WODZIE DESTYLOWANEJ

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie analitycznej reakcji chemicznej wykrywania anionów chlorkowych Cl^- i sprawdzenie, czy jony te są obecne w wodzie wodociągowej i wodzie destylowanej

Zadanie laboratoryjne

Wiedząc, w jaki sposób zachodzi reakcja chemiczna pomiędzy jonami chlorkowymi a jonami srebra, należy przedstawić laboratoryjny sposób sprawdzania obecności jonów chlorkowych w wodzie wodociągowej i w wodzie destylowanej. Wykonać odpowiednie reakcje chemiczne.

Odczynniki: 0,5% roztwór azotanu(V) srebra(I), 2% roztwór kwasu azotowego(V), 0,5% roztwór chlorku sodu

Sprzęt: probówki, wkraplacze

Przebieg doświadczenia

Do probówki z roztworem chlorku sodu, który jest roztworem wzorcowym, dodajemy kilka kropel roztworu kwasu azotowego(V), a następnie kilka kropel roztworu azotanu(V) srebra. Obserwujemy powstające zmiany.

Takie same próby wykonujemy, stosując do analizy wodę wodociągową oraz wodę destylowaną.

Spostrzeżenia

W wyniku dodania do roztworu chlorku sodu roztworu azotanu(V) srebra(I) powstał biały, serowaty osad.

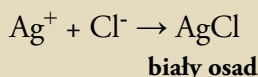
Wykonanie podobnej próby z wodą wodociągową spowodowało również powstanie białego osadu.

Próba z wodą destylowaną nie dała podobnych rezultatów.

Woda destylowana, po dodaniu do niej roztworu azotanu(V) srebra(I) pozostała klarowna.

Wnioski

W wyniku działania azotanem(V) srebra(I) na roztwór chlorku sodu powstaje biały osad chlorku srebra:



Reakcja chemiczna tworzenia się chlorku srebra(I) jest bardzo czuła i stosuje się ją w chemii analitycznej do wykrywania obecności anionów chlorkowych w roztworach.

Doświadczenie 35**BADANIE REAKTYWNOŚCI CHEMICZNEJ CHLORU W UKŁADZIE ZAMKNIĘTYM****Cel doświadczenia**

- zbadanie reaktywności chloru na przykładzie porównania jego reakcji chemicznej z żelazem, miedzią, sodem i tkaniną bawełnianą w układzie zamkniętym

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać zachowanie się chloru w stosunku do wymienionych substancji w proponowanym doświadczeniu i określić na tej podstawie jego zdolność do wchodzenia w reakcje chemiczne.

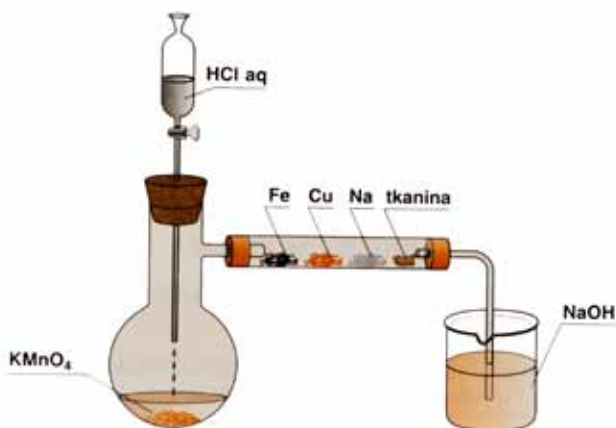
Odczynniki: źródło chloru, mały kawałek sodu, opiłki miedzi, opiłki żelaza, skrawek barwnej tkaniny, wodorotlenek sodu

Sprzęt: rurka szklana o długości około 60 cm i średnicy 1 cm, zlewka o pojemności 250 cm³, korek z rurką odprowadzającą, korek z otworem

Przebieg doświadczenia

W rurce szklanej umieszczamy w pewnej odległości od siebie opiłki żelaza, opiłki miedzi, kawałek sodu i skrawek barwnej tkaniny.

Rurkę zatykamy korkiem, w którym znajduje się rurka odprowadzająca. Koniec tej

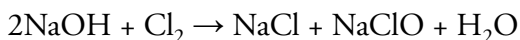


Rys. 8. Badanie reaktywności chloru w układzie zamkniętym

rukki zanurzamy w rozcieńczonym roztworze wodorotlenku sodu. Drugi koniec rurki z badanymi substancjami łączymy ze źródłem chloru. Do rurki reakcyjnej wprowadzamy chlor otrzymany w wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z kwasem chlorowodorowym. Po wyparciu powietrza z przestrzeni zestawu obserwujemy czy zachodzą reakcje chemiczne z wymienionymi substancjami.

Informacje szczegółowe

Nadmiar wydzielającego się chloru reaguje ze znajdującym się w zlewce z roztworem wodorotlenku sodu zgodnie z równaniem:



Ponieważ chlor jest gazem trującym, eksperyment należy wykonywać pod wyciągiem.

Spostrzeżenia

Podczas przepuszczania chloru nad wymienionymi substancjami zaszła reakcja chemiczna.

Dowodem na to jest zmiana wyglądu opiłków żelaza, powstał na ich powierzchni nalot o barwie brunatnoczarnej, a także opiłków miedzi, które pokryły się nalotem o barwie niebieskoczarnej.

Sód również zmienił się w białą substancję stałą, a barwna tkanina uległa wybieleniu.

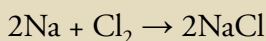
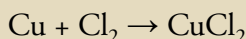
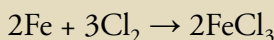
Wnioski

Chlor jest gazem bardzo reaktywnym chemicznie.

Już w temperaturze pokojowej reaguje z żelazem, miedzią i sodem.

Wybielenie barwników tkaniny świadczy o jego utleniających właściwościach.

Równania reakcji chloru z żelazem, miedzią i sodem są następujące:

**Doświadczenie 36****STWIERDZENIE OBECNOŚCI JODU W WODOROSTACH MORSKICH****Cel doświadczenia**

- zbadanie na podstawie prób wykonywanych z suszonym materiałem, czy wodorosty morskie zawierają jod

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać eksperyment zgodnie z instrukcją. Z badać, czy w wodorostach morskich można prostą metodą laboratoryjną stwierdzić obecność jodu.

Odczynniki: suszone wodorosty morskie (nori czyli wodorosty do wykonania

japońskiej potrawy sushi dostępne w supermarketach), 15% roztwór kwasu siarkowego(VI), 3% roztwór nadtlenu wodoru, tetrachlorek węgla, kleik skrobiowy

Sprzęt: tygiel porcelanowy, zlewka, cylinder miarowy o pojemności 100 cm³, probówki, lejek szklany, bibuła filtracyjna, bagietka szklana, wkraplacze, palnik gazowy, szczypce metalowe, trójkąt kaolinowy, trójnóg

Przebieg doświadczenia

Naważkę około 2 g suszonych wodorostów spalamy, a potem prażymy przez około 1 godzinę w tyglu ustawionym nad płomieniem palnika gazowego w trójkącie

kaolinowym. Powstały popiół przesypujemy do zlewki, dodajemy do niej jeszcze około 50 cm^3 wody destylowanej, dokładnie mieszamy przez około 5 minut bagietką. Następnie powstałą mieszaninę sączymy na sączku z bibuły. Bezbarwny przesącz przelewamy do cylindra, zakwaszamy go 3 cm^3 roztworu wody utlenionej. Obserwujemy, jakie zachodzą zmiany. Można wykonać również dodatkowe próby. W tym celu do próbki zawierającej wyżej omawiany roztwór jodu dodajemy kilka kropel kleiku skrobiowego. Obserwujemy zmiany, jakie powstają w próbce. Do drugiej próbki z badanym roztworem dodajemy kilka cm^3 tetrachlorku węgla lub innego nie mieszającego się z wodą rozpuszczalnika organicznego i energicznie wstrząsamy. Następnie roztwór pozostawiamy na chwilę, nie ruszając probówką. Obserwujemy, co stało się z obiema warstwami cieczy, to jest wodą i tetra chlorkiem węgla.

Informacje szczegółowe

Wykonanie doświadczenia to wymaga dużo czasu i z tego względu nie może być wykonane na jednej lekcji. Dlatego też można wybrać jego uproszczony wariant. Można na przykład pokazać uczniom suszone wodorosty morskie i otrzymany z nich uprzednio popiół. Następnie ten ostatni wstrząsamy z wodą destylowaną w próbce przez około 5 minut. Na pewien czas odstawiamy probówkę, a następnie górną warstwę roztworu dekantujemy do drugiej próbki. Zakwaszamy go kwasem siarkowym(VI) i dodajemy wodę utlenioną. Roztwór żółknie, co świadczy o obecności w nim jodu. Dodatek kilku kropel kleiku skrobiowego powoduje przejście barwy w intensywnie niebieską, co powinno utrwalić przekonanie uczniów lub eksperymentatora o obecności jodu. Opisane doświadczenie ma znaczenie historyczne, ponieważ właśnie z popiołów wodorostów morskich Bernard Courtois, który był odkrywcą jodu, po raz pierwszy otrzymał ten pierwiastek chemiczny w 1812 roku.

Spostrzeżenia

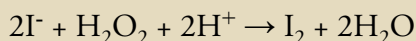
Po wykonaniu próby z nadtlenkiem wodoru roztwór przyjął żółte zabarwienie, charakterystyczne dla wodnych roztworów jodu.

Kolejna próba z dodatkiem skrobi wykazała pojawienie się niebieskiego zabarwienia.

Ostatnia próba z dodatkiem tetra chlorku węgla spowodowała rozwarstwienie się obu cieczy, z tym, że żółta barwa warstwy wodnej zanikła, a równocześnie pojawiło się fioletowe zabarwienie pierwotnie bezbarwnej warstwy tetrachlorku węgla.

Wnioski

Wszystkie wykonane próby potwierdzają obecność jodu w morskich wodorostach. Tworzenie się jodu pod wpływem wody utlenionej można przedstawić następującym równaniem reakcji:



Pojawienie się niebieskiej barwy pod wpływem kleiku skrobiowego jest także potwierdzeniem obecności jodu.

Ten sposób wykrywania jodu jest bardzo czuły, dzięki czemu można wykryć bardzo małą zawartość jodu w badanej próbce i dlatego jest on stosowany w analizie jakościowej jodu.

Ostatecznym potwierdzeniem obecności jodu w wodorostach morskich było działanie na żółty roztwór wodny jodu tetrachlorkiem węgla.

Pojawienie się fioletowego zabarwienia tetrachlorku węgla i odbarwienie się żółtego roztworu wodnego świadczy o obecności jodu.

Doświadczenie 37**ROZDZIELANIE MIESZANINY ANIONÓW FLUOROWCÓW METODĄ CHROMATOGRAFII CIENKOWARSTWOWEJ****Cel doświadczenia**

- zapoznanie uczniów z zasadą rozdziału mieszaniny anionów za pomocą chromatografii cienkowarstwowej

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie według podanej instrukcji. Sprawdzić, czy za pomocą chromatografii cienkowarstwowej można rozdzielić i zanalizować mieszaninę anionów, w tym przypadku fluorowców. Ustalić na czym polega ta metoda rozdziału?

Odczynniki: żel krzemionkowy, gips, aceton, alkohol n-butyłowy, stężony roztwór amoniaku, woda destylowana, 1% amoniakalny roztwór azotanu(V) srebra, 0,1% roztwór fluoresceiny w alkoholu

Sprzęt: moździerz porcelanowy, szklane płytki o wymiarach około 9 cm x 12 cm, bagietki szklane, płytka metalowa, kuchenka elektryczna, igła, kapilary szklane lub strzykawki, ekcykator, rozpylacz (na przykład jakiego używa się do lakierowania włosów)

Przebieg doświadczenia

Najpierw przygotowujemy dwie płytki szklane z żelem. W tym celu mieszamy w moździerzu 6 g żelu krzemionkowego z 0,3 g gipsu i dodajemy 12 cm³ wody destylowanej. Całość dokładnie rozcieramy tłuczkiem aż do otrzymania jednorodnej masy. Otrzymaną mieszaninę wylewamy na szklane płytki i szybko rozprowadzamy bagietką w równomierną warstwę po powierzchni płytek. W czasie wszystkich tych czynności płytki trzymamy jedynie za ich krawędzie. Powierzchnię żelu wyrównujemy za pomocą trzeciej płytki szklanej i odstawiamy je do wysuszenia. W tym celu układamy je, jeżeli nie mamy do dyspozycji suszarki laboratoryjnej, na metalowej płytce umieszczonej na płycie kuchenki elektrycznej. Po wyschnięciu płytki nadają się do bezpośredniego użycia. Na przygotowanych płytkach, ostrożnie, aby nie uszkodzić warstwy sorbentu, zaznaczamy w odległości około 2,5 cm od dolnego końca kilkoma ułtuciami igły linię startu. Wzdłuż tej linii nanosimy za pomocą kapilar lub strzykawek badane roztwory w takiej ilości, aby wytworzone przez nie plamki miały średnicę nie większą niż 6-8 mm. Na każdej płytce umieszczamy trzy roztwory: badany i dwa zawierające na przykład tylko fluorki i tylko chlorki. Plamki na drugiej płytce to roztwór badany i — dla porównania — roztwór bromków i roztwór jodków. Aby uniknąć pomyłek, zapisujemy, która plamka zawiera dane jony. Następnie do ekcykatora, który posłuży jako komora chromatograficzna, nalewamy warstwę rozpuszczalników, to jest 65 cm³ acetonu, 20 cm³ alkoholu n-butyłowego, 10 cm³ stężonego roztworu amoniaku oraz 5 cm³ wody destylowanej. Przygotowane płytki umieszczamy pionowo w ekcykatorze, w taki sposób, aby ich dolne krawędzie zanurzone były w cieczy na głębokość 1-1,5 cm. Po około 20 minutach wyjmujemy płytki z ekcykatora. Zaznaczamy za pomocą igły czoło rozpuszczalnika i pozostawiamy płytki do wyschnięcia.

Po wyschnięciu płytek przystępujemy do wywoływania plam obecnych na chromatogramie. W tym celu zwilżamy chromatogram za pomocą rozpylacza, 1% amoniakalnym roztworem azotanu(V) srebra i 0,1% roztworem fluoresceiny w alkoholu.

Informacje szczegółowe

Jasnoniebieskie plamy na linii startu pochodzą od jonów metali należących

do 17 grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych. Położenie poszczególnych plam można określić bardziej ilościowo przez podanie tak zwanego współczynnika rozdziału.

Wyznacza się go na podstawie następującego wzoru:

$R_f = \text{odległość przebyta przez substancję} / \text{odległość przebyta przez czoło rozpuszczalnika}$

Spostrzeżenia

Po zanurzeniu krawędzi płytek w roztworze w eksykatorze można zaobserwować, że w wyniku działania sił kapilarnych rozpuszczalnik wędruje ku górze, unosząc ze sobą z różną prędkością poszczególne składniki, to jest jony zawarte w poszczególnych naniesionych plamkach.

Po spryskaniu płytek dwoma roztworami wywołującymi i wyschnięciu chromatogramu pojawiają się na nim oddzielne plamki, wywołane przez rozdzielone już jony fluorowców. Porównując położenie plamek z tymi, jakie zajęły jony wzięte do badania pojedynczo, możemy ustalić, że najniżej usytuowały się aniony fluorkowe, wyżej od nich aniony chlorkowe, potem aniony bromkowe i najwyżej aniony jodkowe.

Wnioski

Metoda chromatografii cienkowarstwowej może z powodzeniem służyć do rozdzielania badanych anionów i ich analizy jakościowej.

Doświadczenie 38

PORÓWNANIE MOCY DWÓCH KWASÓW

Cel doświadczenia

- porównanie mocy kwasu octowego z mocą kwasu siarkowego(VI)

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując wskazany barwnik oraz proponowane kwasy, należy porównać ich moc i uzasadnić, co jest przyczyną różnicy mocy. Wyjaśnić, dlaczego zużywa się w tym doświadczeniu większe ilości roztworu kwasu octowego, aby osiągnąć taką samą barwę wskaźnika niż w przypadku roztworu kwasu siarkowego(VI)?

Odczynniki: kwas siarkowy(VI), kwas octowy, roztwór oranżu metylowego

Sprzęt: zlewki, pipety

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy po 100 cm³ 0,005-molowego roztworu kwasu siarkowego(VI) i 100 cm³ 0,005-molowego roztworu kwasu octowego. Do dwu zlewek wlewamy po 4 cm³ wody destylowanej i dodajemy do każdej z nich dwie krople roztworu oranżu metylowego. Następnie pobieramy za pomocą drugiej pipety 1 cm³ 0,005-molowego roztworu kwasu siarkowego(VI) i wlewamy do jednej ze zlewek. Obserwujemy, czy nastąpiła zmiana barwy roztworu. Z kolei pobieramy za pomocą innej pipety 0,005-molowy roztwór kwasu octowego i dodajemy do drugiej zlewki, aż roztwór w niej osiągnie taką samą barwę jak roztwór poprzedni. Notujemy ilość kwasu octowego zużytej podczas dodawania do roztworu wskaźnika .

Spostrzeżenia

Po dodaniu roztworu kwasu siarkowego(VI) do roztworu oranżu metylowego nastąpiła zmiana barwy wskaźnika z żółtej na czerwoną.

Aby osiągnąć taki sam efekt zabarwienia wskaźnika w przypadku roztworu kwasu octowego, należało dodać większą ilość tego kwasu w stosunku do kwasu siarkowego(VI).

Wnioski

Kwas siarkowy(VI) jest kwasem o dużej mocy i dlatego w roztworze znajduje się bardzo duża liczba jonów powstałych z dysocjacji jego cząsteczek.

Kationy wodorowe spowodowały zmianę barwy wskaźnika.

Aby taki sam efekt osiągnąć w przypadku kwasu octowego, należało dodać większe jego ilości, ponieważ kwas octowy należy do kwasów o mniejszej mocy niż kwas siarkowy(VI). Oznacza to, że dużo mniej jego cząsteczek ulega dysocjacji na jony w roztworze wodnym, a więc w roztworze tym znajduje się mniej kationów wodorowych.

Kwas octowy jest kwasem o mniejszej mocy niż kwas siarkowy(VI).

Doświadczenie 39

BADANIE WPŁYWU ROZPUSZCZALNIKA POLARNEGO NA DYSOCJACJĘ CHLOROWODORU

Cel doświadczenia

- zbadanie wpływu rodzaju rozpuszczalnika na dysocjację chlorowodoru.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaproponować i doświadczalnie zweryfikować sposób zbadania wpływu rodzaju rozpuszczalnika na proces dysocjacji chlorowodoru. Ustalić jaką reakcję chemiczną należy przeprowadzić, aby wykazać ten wpływ w przypadku rozpuszczalników proponowanych w tym doświadczeniu?

Odczynniki: stężony kwas siarkowy(VI), chlorek sodu, toluen, woda, magnez

Sprzęt: probówki, korek z rurką szklaną odprowadzającą gaz, krystalizator, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do probówki wsypujemy niewielką ilość chlorku sodu i dodajemy do niej jeszcze około 3 cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI). Następnie bardzo szybko zatykamy wylot probówki korkiem z rurką odprowadzającą, której koniec zanurzamy w drugiej probówce napełnionej do połowy toluenem. Po nasyceniu toluenu chlorowodorem wrzucamy do niego kawałek magnezu. Obserwujemy, czy zachodzą w roztworze jakieś zmiany.

Z kolei do tego roztworu chlorowodoru w toluenie z dodatkiem magnezu dodajemy niewielką ilość wody. Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w probówce. Nad tą probówką umieszczamy odwróconą dnem do góry pustą probówkę i zbieramy w niej powstający gaz, po czym zbliżamy do jej wylotu palące się łuczywo.

Spostrzeżenia

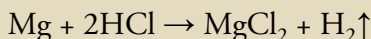
Dodanie magnezu do roztworu chlorowodoru w toluenie nie spowodowało żadnych zmian. Natomiast po dodaniu jeszcze wody, wydzielał się gaz.

Po zbliżeniu do wylotu probówki z zebrany gazem palącego się łuczywa nastąpił charakterystyczny trzask.

Wnioski

W przypadku dodania magnezu do roztworu chlorowodoru w toluenie żadna reakcja chemiczna nie zachodzi, ponieważ w roztworze nie ma jonów wodorkowych.

Dopiero po dodaniu wody, chlorowódor rozpuścił się w niej i uległ dysocjacji na jony. Wówczas zaszła reakcja chemiczna pomiędzy kwasem, a magnezem:



O tym, że tak się stało, świadczy próba z palącym się łuczywem.

Charakterystyczny trzask w tej próbie wskazuje na to, że powstającym gazem jest wodór.

Doświadczenie 40

BADANIE WPŁYWU TLENKU MANGANU(IV) NA ROZKŁAD CHLORANU(V) POTASU

Cel doświadczenia

- zbadanie wpływu katalizatora na rozkład chloranu(V) potasu.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać reakcję termicznego rozkładu chloranu(V) potasu bez użycia i z użyciem tlenku manganu(IV). Określić, jak tlenek ten wpływa na szybkość rozkładu chloranu i jaką odgrywa rolę w tej reakcji chemicznej.

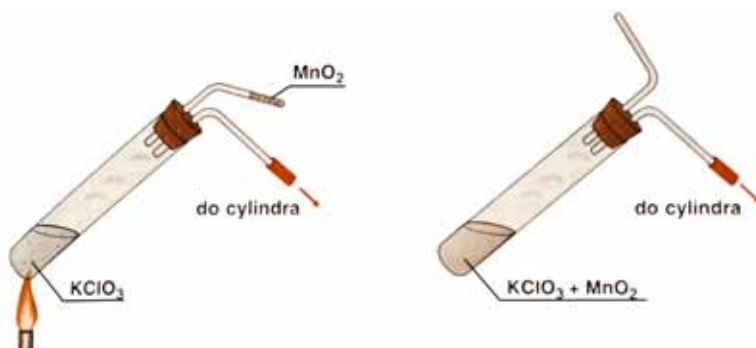
Odczynniki: chloran(V) potasu, tlenek manganu(IV)

Sprzęt: probówka z trudno topliwego szkła, cylinder do zbierania gazów, krystalizator, dwie rurki szklane, wężyk i korek gumowy, statyw z łapami, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Rurkę szklaną o długości około 10 cm zginamy w płomieniu palnika pod kątem około 120°, a następnie zatapiamy jeden z jej końców. Do zatopionego ramienia rurki sypujemy tlenek manganu(IV). Umieszczamy ją w jednym z uprzednio

wywierconych otworów korka. Do drugiego otworu wprowadzamy rurkę odprowadzającą gaz do cylindra. Probówkę z chloranem(V) potasu mocujemy tak, aby uniemożliwić przesypanie się tlenku manganu(IV) do probówki. Następnie ogrzewamy zawartość probówki do stopienia się chloranu(V) potasu i obserwujemy wydzielający się gaz. Z chwilą gdy gaz przestanie się wydzielać, odstawiamy palnik i obracamy ramię rurki w taki sposób, aby tlenek manganu(IV) przesyłał się do probówki. Obserwujemy, co się dzieje w probówce.



Rys. 9. Katalityczny rozkład chloranu(V) potasu

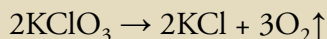
Spostrzeżenia

W wyniku ogrzewania chloranu(V) potasu nastąpił jego rozkład, z wydzielaniem się gazu. Reakcja chemiczna przebiega jednak tylko przez pewien czas. Po przerwaniu ogrzewania i dodaniu do probówki tlenku manganu(IV) okazało

się, że reakcja przebiegała ponownie, czego dowodem był wydzielający się dalej produkt gazowy, zbierający się w cylindrze.

Wnioski

Tlenek manganu(IV) powoduje szybszy przebieg reakcji chemicznej rozkładu chloranu(V) potasu nawet w niższej temperaturze. Oto równanie tej reakcji chemicznej:



Produktem gazowym jest tlen.

Można stwierdzić, że tlenek manganu(IV) pełni w tej reakcji chemicznej funkcję katalizatora.

Doświadczenie 41

REAKCJA CHEMICZNA KWASU ORTOFOSFOROWEGO Z ZASADĄ WAPNIOWĄ

Cel doświadczenia

- przeprowadzenie reakcji chemicznej pomiędzy kwasem ortofosforowym a wodorotlenkiem wapnia i zbadanie rozpuszczalności powstałej soli.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną pomiędzy wodorotlenkiem wapnia i kwasem ortofosforowym. Ustalić, jak można ocenić rozpuszczalność powstałej soli po wykonaniu doświadczenia?

Odczynniki: woda wapienna, rozcieńczony roztwór kwasu ortofosforowego, roztwór oranżu metylowego

Sprzęt: probówka, wkraplacz

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy niewielką ilość roztworu kwasu ortofosforowego oraz kilka kropel roztworu oranżu metylowego. Obserwujemy barwę wskaźnika w roztworze kwasu.

Następnie do probówki dodajemy jeszcze wodę wapienną tak długo, aż nastąpi wyraźna zmiana barwy wskaźnika. Obserwujemy zmiany, jakie zaszły w probówce.

Spostrzeżenia

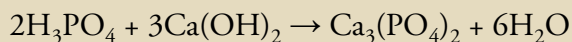
Po dodaniu roztworu oranżu metylowego do roztworu kwasu ortofosforowego pojawiła się czerwona barwa wskaźnika.

Podczas dodawania do tego roztworu wody wapiennej nastąpiła w pewnym momencie zmiana barwy oranżu metylowego z czerwonej na żółtą.

Równocześnie w roztworze pojawił się biały, nierozpuszczalny osad.

Wnioski

Kwas ortofosforowy reaguje z wodorotlenkiem wapnia w wyniku czego powstaje sól:



Powstała sól, to jest ortofosforan wapnia, jest słabo rozpuszczalna w wodzie.

Doświadczenie 42

STRĄCANIE WĘGLANU WAPNIA W TWARDEJ WODZIE

Cel doświadczenia

- zaprezentowanie prostego sposobu zmiękczenia wody wodociągowej przez gotowanie.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jak zachowa się roztwór wodorowęglanu wapnia oraz próbka wody wodociągowej po ogrzaniu do wrzenia i po ochłodzeniu.

Odczynniki: wodorowęglan wapnia, próbka wody wodociągowej

Sprzęt: próbówki, łapa do probówek, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do próbówki wsypujemy niewielką ilość wodorowęglanu wapnia i dodajemy wodę w celu rozpuszczenia się soli. Następnie roztwór ogrzewamy do wrzenia, po czym pozostawiamy go do ochłodzenia. Obserwujemy, co dzieje się w próbówce po ochłodzeniu zawartego w niej roztworu.

Z kolei wykonujemy taki sam eksperyment z próbą wody z kranu. Ponownie po ochłodzeniu obserwujemy zmiany zachodzące w próbówce.

Spostrzeżenia

Wodorowęglan wapnia rozpuszcza się w wodzie.

Wskutek ogrzania powstałego roztworu do wrzenia i ochłodzenia go, powstał biały osad. Taki sam efekt doświadczenia można osiągnąć, wykorzystując do doświadczenia wodę wodociągową

Wnioski

Opisana reakcja chemiczna zachodzi między innymi w domowych czajnikach do gotowania wody, gdyż woda do picia zawiera pewne ilości wodorowęglanu wapnia i wodorowęglanu magnezu.

Równanie reakcji chemicznej, jaka zachodzi podczas gotowania roztworu węglanu wapnia przedstawia się następująco:



W taki właśnie sposób można obniżyć twardość wody wodociągowej poprzez ogrzewanie w niej zawartych wodorowęglanów, na skutek czego powstają nierozpuszczalne w wodzie obojętne węglany wapnia lub magnezu.

Powstały osad można łatwo usunąć z wody, filtrując ją.

Doświadczenie 43

BADANIE ZACHOWANIA SIĘ HYDRATÓW PODCZAS OGRZEWANIA

Cel doświadczenia

- zbadanie zachowania się wybranych uwodnionych soli podczas ogrzewania.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jakie zajdą zmiany podczas ogrzewania naturalnych kryształów gipsu oraz uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II).

Odczynniki: 5 • hydrat siarczanu(VI) miedzi(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, gips naturalny $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Sprzęt: probówki, łapy do probówek, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek wprowadzamy: do jednej niewielką ilość naturalnego gipsu, a do drugiej kryształ uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie probówki łagodnie ogrzewamy w płomieniu palnika gazowego, obserwując jednocześnie

zmiany w wyglądzie substancji oraz ścianki probówek.

Informacje szczegółowe

Reakcja odwodnienia gipsu zachodzi podczas procesu wypalania gipsu naturalnego. Gdy gips palony miesza się z wodą zachodzi reakcja chemiczna w kierunku przeciwnym. Twardnienie gipsu polega na wiązaniu wody hydratacyjnej. Podczas zakładania gipsu chirurgicznego na złamaną kończynę omówiony proces powoduje twardnienie gipsu i usztywnienie w ten sposób kończyny. W hydratách liczba moli wody przypadających na jeden mol związku chemicznego jest ściśle określona. Jeżeli do sporządzenia roztworu mamy wziąć określoną ilość soli, a dysponujemy tylko jej postacią uwodnioną, to należy obliczyć, jaki jest stosunek masy molowej hydratu do masy molowej soli bezwodnej.

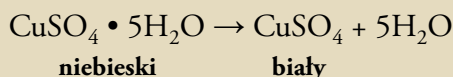
Spostrzeżenia

Pod wpływem ogrzewania kryształy badanych substancji rozpadały się, a na ściankach probówek pojawiały się krople wody.

W wyniku ogrzewania siarczanu(VI) miedzi(II) o barwie niebieskiej, równocześnie z pojawieniem się kropeł wody na ściankach probówki, barwa soli zmieniła się na białą.

Wnioski

W wyniku ogrzewania badanych hydratów zachodzą reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:



Gips, jak wynika z równania reakcji, ulega procesowi odwodnienia, przy czym proces ten jest niecałkowity, gdyż po ogrzaniu zawiera on jeszcze niewielkie ilości wody.

Doświadczenie 44

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI KRZEMIANÓW

Cel doświadczenia

- zbadanie podstawowych właściwości krzemianów

Zadanie laboratoryjne

Mając szkło wodne, uniwersalne papierki wskaźnikowe oraz takie odczynniki, jak chlorek wapnia i rozcieńczony roztwór kwasu chlorowodorowego, należy zbadać właściwości krzemianów.

Odczynniki: szkło wodne, uniwersalny papierek wskaźnikowy, 5% roztwór chlorku wapnia, 3% roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt: szkiełko zegarkowe, probówki, zestaw do sączenia

Przebieg doświadczenia

Mieszymy w próbówce szkło wodne z wodą w stosunku objętościowym 1:1, a następnie badamy papierkiem wskaźnikowym odczyn powstałego roztworu. Następnie dzielimy roztwór na dwie części. Do jednej części dodajemy roztwór chlorku wapnia. Do części drugiej wlewamy roztwór kwasu chlorowodorowego do momentu, aż strąci się osad. Powstały osad mieszamy z dużą ilością wody i sączymy go, kilkakrotnie przemywając wodą. Przemyty osad umieszczamy na szkiełku zegarkowym.

Informacje szczegółowe

Większość krzemianów, z wyjątkiem krzemianów litowców, jest nierozpuszczalna w wodzie. Rozpuszczalne krzemiany są między innymi składnikami proszków do prania. Chronią one metalowe części pralek przed korozją. Ponieważ jony wodorowe przyspieszają korozję, to jony wodorotlenkowe, powstające w procesie hydrolizy krzemianów opóźniają ją.

Spostrzeżenia

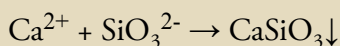
Papierek wskaźnikowy zanurzony do roztworu szkła wodnego (krzemianu sodu) zabarwił się na zielono.

Dodanie do szkła wodnego roztworu chlorku wapnia spowodowało

powstanie białego osadu. Natomiast dodanie kwasu chlorowodorowego, do drugiej części badanego roztworu, spowodowało strącenie się bezbarwnego, galaretowatego osadu.

Wnioski

Krzemian sodu jest solą hydrolizującą z odczynem silnie zasadowym. Po dodaniu soli wapnia zachodzi reakcja chemiczna, wyrażona równaniem:



w wyniku której strąca się osad krzemianu wapnia. Dodanie kwasu chlorowodorowego do roztworu szkła wodnego spowodowało strącenie się kwasu krzemowego.

Doświadczenie 45

OTRZYMYWANIE ORTOFOSFORANÓW WAPNIA

Cel doświadczenia

- otrzymanie ortofosforanu wapnia i przekształcenie go w rozpuszczalny w wodzie wodorootofosforan wapnia.

Zadanie laboratoryjne

Mając proponowany sprzęt oraz odczynniki chemiczne, należy przeprowadzić reakcje otrzymywania ortofosforanu wapnia i wodorootofosforanu wapnia.

Odczynniki: 6-molowy roztwór kwasu ortofosforowego, woda wapienna

Sprzęt: zlewka o pojemności 100 cm³, bagietka szklana

Przebieg doświadczenia

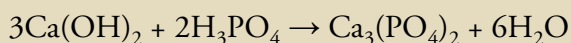
Do zlewki wlewamy 20 cm³ wody wapiennej oraz dodajemy do niej powoli roztwór około kwasu ortofosforowego. Przez cały czas dodawania kwasu roztwór mieszamy bagietką. Obserwujemy zmiany zachodzące w roztworze.

Spostrzeżenia

Podczas dodawania pierwszych, niewielkich ilości kwasu ortofosforowego do wody wapiennej na początku tworzył się biały osad, który w wyniku dalszego dodawania kwasu ulegał rozpuszczeniu.

Wnioski

W pierwszym etapie doświadczenia zachodziła reakcja chemiczna wyrażona równaniem:



W wyniku reakcji tworzy się biały osad ortofosforanu wapnia. Jednak dalsze dodawanie kwasu powoduje zanik osadu w myśl równania reakcji:



Powstaje rozpuszczalny w wodzie wodorootofosforan wapnia. Drugie równanie reakcji jest ilustracją metody otrzymywania nawozu fosforowego zwanego superfosfatem podwójnym.

Doświadczenie 46

OTRZYMYWANIE SIARKI W DWU ODMIANACH ALOTROPOWYCH

Cel doświadczenia

- otrzymanie dwu odmian alotropowych siarki, to jest siarki jednoskośnej i siarki plastycznej.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać doświadczenie zgodnie z instrukcją. Zbadać, jaki wygląd mają powstałe kryształy siarki i określić, do jakich odmian alotropowych siarki mogą one należeć.

Odczynniki: siarka

Sprzęt: tygiel, palnik gazowy, trójkąt kaolinowy, metalowe szczypcy, bagietka, duży krystalizator, płytka metalowa

Przebieg doświadczenia

1. Wsypujemy do tygla tyle siarki, aby wypełniła go całkowicie. Następnie umieszczamy tygiel na trójkącie kaolinowym i ogrzewamy palnikiem gazowym, aż do roztopienia się siarki. Za pomocą szczypiczki przenosimy tygiel z płynną siarką na zimną płytkę metalową. Siarkę pozostawiamy do skrzepnięcia. Gdy powierzchnia siarki w tyglu skrzepnie, przebijamy bagietką jej powierzchnię i wlewamy przez powstały otwór z wnętrza resztę siarki. Tygiel ostrożnie rozbijamy i obserwujemy jego wewnętrzne ścianki.

Spostrzeżenia

Na wewnętrznych ściankach tygla powstały kryształy siarki o igielkowatym kształcie.

Wnioski

Powstała odmiana alotropowa siarki, którą nazywamy siarką jednoskośną.

2. W dalszej części doświadczenia ogrzewamy siarkę w tyglu, aż do jej stopienia się. Następnie bardzo cienkim strumieniem wlewamy ją do dużego krystalizatora wypełnionego wodą. Obserwujemy powstały produkt. Po upływie około 20 minut wyjmujemy siarkę z wody i badamy jej właściwości plastyczne, wyginając i rozciągając ją.

Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu płynnej siarki do zimnej wody powstała odmiana siarki, która daje się wyginać i formować.

Wnioski

W ten sposób otrzymaliśmy odmianę alotropową siarki, zwaną siarką plastyczną.

Doświadczenie 47

DZIAŁANIE FLUOROWODORU NA SZKŁO

Cel doświadczenia

- wykazanie zdolności trawienia szkła przez kwas fluorowodorowy

Zadanie laboratoryjne

Wykonując zgodnie z opisem eksperyment należy zbadać, czy fluorowodor reaguje ze szkłem.

Odczynniki: parafina, fluorek wapnia, stężony kwas siarkowy(VI), wodorotlenek sodu

Sprzęt: płytka szklana, nóż, plastikowa kuweta

Przebieg doświadczenia

Niewielką płytkę szklaną pokrywamy z jednej strony warstwą parafiny, a następnie ostrym narzędziem zrobimy w niej rysunek lub napis. Z kolei do plastikowej kuwety wysypujemy niewielką ilość fluorku wapnia, dodajemy stężony kwas siarkowy(VI) i natychmiast nakrywamy ją płytką szklaną, stroną pokrytą parafiną do wewnątrz, dociskając ją tak mocno, aby stanowiła szczelne przykrycie. Po kilkunastu minutach kuwetę przenosimy do naczynia z zasadą sodową, a płytkę szklaną oczyszczamy z parafiny. Obserwujemy, jakie zmiany zaszły na powierzchni płytki.

Informacje szczegółowe

Fluorowodor jest silnie trujący, powoduje stany zapalny błon śluzowych, a jego stężone, wodne roztwory powodują trudno gojące się poparzenia skóry, dlatego doświadczenie należy wykonywać pod wyciągiem i stosować okulary ochronne oraz rękawice.

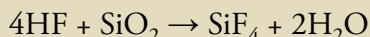
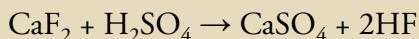
Spostrzeżenia

W tych miejscach, gdzie płytka szklana nie była pokryta parafiną, nastąpiło zmatowienie szkła.

Wnioski

W doświadczeniu tym zachodzą dwie reakcje chemiczne.

W pierwszej reakcji powstaje fluorowodór, w drugiej zaś reaguje on z tlenkiem krzemu(IV) zawartym w szkle:



W miejscach nie pokrytych parafiną zachodziła reakcja tlenku krzemu(IV) z fluorowodorem, co powodowało zmatowienie szkła.

Tę reakcję chemiczną wykorzystuje się w przemyśle do trawienia szkła.

Doświadczenie 48**SPALANIE METANU I WYKRYWANIE PRODUKTÓW
SPALANIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 414

Doświadczenie 49**SPALANIE METANU W CHLORZE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 419

Doświadczenie 50**BADANIE PALNOŚCI ALKANÓW**

Instrukcja eksperymentu na stronie 422

Doświadczenie 51**PRZEPROWADZENIE REAKCJI CHEMICZNEJ METANU
I HEKSANU Z BROMEM W CIEMNOŚCI I W OBECNOŚCI
ŚWIATŁA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 423

Doświadczenie 52

**OTRZYMYWANIE ETENU PRZEZ ODWODNIENIE
ALKOHOLU ETYLOWEGO ZA POMOCĄ STEŻONEGO
KWASU SIARKOWEGO(VI)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 426

Doświadczenie 53

**BADANIE ZACHOWANIA SIĘ ETENU WOBEC WODY
BROMOWEJ I ROZTWORU MANGANIANU(VII) POTASU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 428

Doświadczenie 54

**REAKCJA CHEMICZNA ETYNU Z WODĄ BROMOWĄ
I MANGANIANEM(VII) POTASU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 431

Doświadczenie 55

**DZIAŁANIE TLENU W POSTACI ATOMOWEJ NA
ALKOHOL ETYLOWY**

Instrukcja eksperymentu na stronie 440

Doświadczenie 56

REAKCJA CHEMICZNA SPALANIA GLICEROLU

Instrukcja eksperymentu na stronie 444

Doświadczenie 57

**ODDZIAŁYWANIE SOLI WAPNIA NA ROZTWORY WODNE
MYDEŁ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 464

Doświadczenie 58**ROZKŁAD NADTLENKU WODORU Z UDZIAŁEM
KATALIZATORA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 331

Doświadczenie 59**SPALANIE METALI I NIEMETALI ORAZ BADANIE
WŁAŚCIWOŚCI PRODUKTÓW ICH SPALANIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 252

Doświadczenie 60**ZACHOWANIE SIĘ MIEDZI W REAKCJI CHEMICZNEJ
Z CHLOREM I SIARKĄ**

Instrukcja eksperymentu na stronie 49

Doświadczenie 61**DZIAŁANIE CHLORU NA SÓD**

Instrukcja eksperymentu na stronie 54

Doświadczenie 62**REAKCJA CHEMICZNA SYNTEZY CHLORKU AMONU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 506

Doświadczenie 63

**WYBUCHOWA REAKCJA CHEMICZNA MIESZANINY
WODORU Z TLENEM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 498

Doświadczenie 64

**BADANIE ZACHOWANIA SIĘ WODOROTLENKU MIEDZI(II)
I TLENKU MIEDZI(II) WOBEC KWASU SIARKOWEGO(VI)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 255

Doświadczenie 65

REAKCJA CHEMICZNA KWASU Z ZASADĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 119

Doświadczenie 66

**BADANIE PRODUKTÓW REAKCJI CHEMICZNEJ
ZOBOJĘTNIANIA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 121

Doświadczenie 67

OTRZYMYWANIE SOLI

Instrukcja eksperymentu na stronie 122

Doświadczenie 68

REAKCJE CHEMICZNE KWASÓW Z METALAMI

Instrukcja eksperymentu na stronie 264

Doświadczenie 69**JAK MOŻNA STWIERDZIĆ, ŻE BADANY
WODOROTLENEK SODU ZAWIERA WĘGLAN SODU?**

Instrukcja eksperymentu na stronie 266

Doświadczenie 70**OTRZYMYWANIE SODY METODĄ SOLVAYA**

Instrukcja eksperymentu na stronie 268

Doświadczenie 71**UWOLNIONY TLENEK WĘGLA(IV) MIARĄ ZAWARTOŚCI
WĘGLANU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 567

Doświadczenie 72**ANALIZA WĘGLANU NA PODSTAWIE POMIARU ZMIANY
MASY BADANEJ PRÓBKI**

Instrukcja eksperymentu na stronie 570

Doświadczenie 73**REAKCJA CHEMICZNA TLENKU MIEDZI(II)
Z WODOREM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 181

Doświadczenie 374

DZIAŁANIE WODY BROMOWEJ NA MAGNEZ I GLIN

Instrukcja eksperymentu na stronie 185

Doświadczenie 75

TERMICZNY ROZKŁAD CHLORANU(V) POTASU

Instrukcja eksperymentu na stronie 191

Doświadczenie 76

**REAKCJA CHEMICZNA KWASU CHLOROWODOROWEGO
Z CYNKIEM – EFEKTY ENERGETYCZNE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 196

Doświadczenie 77

**UTLENIANIE SOLI MANGANU(II) DO KWASU
MANGANOWEGO(VII)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 210

Doświadczenie 78

**PREPARATYKA JODKU AZOTU(III) I REAKCJA
CHEMICZNA JEGO ROZKŁADU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 213

Doświadczenie 79

UTLENIANIE ŻELAZA PARĄ WODNĄ

Instrukcja eksperymentu na stronie 218

Doświadczenie 80**REDUKCJA TLENKU ŻELAZA(II)(III) WODOREM**

Instrukcja eksperymentu na stronie 220

Doświadczenie 81**UTLENIAJĄCE DZIAŁANIE STĘŻONEGO KWASU
SIARKOWEGO(VI)**

Instrukcja eksperymentu na stronie 222

Doświadczenie 82**ELEKTROLIZA ROZTWORU KWASU
CHLOROWODOROWEGO**

Instrukcja eksperymentu na stronie 538

Doświadczenie 83**IDENTYFIKACJA PRODUKTÓW ELEKTROLIZY WODY
I ROZTWORU NADTLENKU WODORU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 540

Doświadczenie 84**REAKCJE TLENKÓW METALI Z TLENKAMI NIEMETALI**

Instrukcja eksperymentu na stronie 294

Doświadczenie 85

**CZY ZWIĄZKI CHEMICZNE POWSTAJĄCE Z WODY
I TLENKÓW METALI MOGĄ REAGOWAĆ ZE
ZWIĄZKAMI CHEMICZNYMI POWSTAŁYMI Z WODY
I TLENKÓW NIEMETALI?**

Instrukcja eksperymentu na stronie 161

Doświadczenie 86

**UTLENIANIE SODU I POTASU W POWIETRZU
I W TLENIE**

Instrukcja eksperymentu na stronie 297

Doświadczenie 87

REAKCJA CHEMICZNA GLINU Z CHLOREM

Instrukcja eksperymentu na stronie 304

Doświadczenie 88

REAKCJA CHEMICZNA GLINU Z BROMEM

Instrukcja eksperymentu na stronie 306

Doświadczenie 89

**BADANIE UTLENIAJĄCYCH WŁAŚCIWOŚCI NADTLENKU
SODU**

Instrukcja eksperymentu na stronie 307

Literatura*

- Burewicz A., Jagodziński P., Beska B., Mielniczak M., Gulińska H., Zestaw ćwiczeń laboratoryjnych dla przedmiotu dydaktyka chemii, WN UAM, Poznań 1989
- Burewicz A., Jagodziński P., Doświadczenia chemiczne dla szkół podstawowych cz.1, WSiP, Warszawa 1997
- Burewicz A., Jagodziński P., Doświadczenia chemiczne dla szkół średnich cz.2, WSiP, Warszawa 1998
- Janiuk R.M., Skrok M., Chemia i my. Podręcznik dla klasy 7 szkoły podstawowej, WSiP, Warszawa 1995
- Janiuk R.M., Skrok M., Chemia i my. Podręcznik dla klasy 8 szkoły podstawowej, WSiP, Warszawa 1995
- Kabzińska K., Chemia organiczna dla techników chemicznych, WSiP, Warszawa 1994
- Kaczmarek E., Matysikowa Z., Piosik R., Ochrona środowiska w nauczaniu chemii, WSiP, Warszawa 1991
- Kluz Z., Łopata K., Chemia 7-8, WSiP, Warszawa 1996
- Kozłowski Z., Gutowski R., Chemia nieorganiczna dla techników chemicznych, WSiP, Warszawa 1996
- Lenarcik B., Matysikowa Z., Warnke Z., Doświadczenia z chemii nieorganicznej, PZWS, Warszawa 1972
- Matysikowa Z., Piosik R., Warnke Z., Doświadczenia chemiczne dla szkół średnich, WSiP, Warszawa 1980
- Matysikowa Z., Lenarcik B., Bałka M., Doświadczenia chemiczne w szkole podstawowej, WSiP, Warszawa 1974
- Matysikowa Z., Lenarcik B., Bujewski A., Zbiór doświadczeń z chemii organicznej, WSiP, Warszawa 1979
- Pazdro K. M., Danikiewicz W., Chemia dla licealistów. Chemia ogólna cz.1, Oficyna edukacyjna K. Pazdro, Warszawa 1995
- Rompp H., Raaf H., Chemia organiczna w probówce, WNT, Warszawa 1990
- Waselowsky K., 225 doświadczeń chemicznych, WNT, Warszawa 1987
- Shakhashiri B.Z., Chemical Demonstrations, A handbook for Teachers of Chemistry, Volume 1-4, The University of Wisconsin Press, Medison, Wisconsin 1983-1992

* Literatura, z której korzystano podczas opracowania książki, a w tym także sporządzania rysunków i schematów zestawów aparatury chemicznej.

Książka jest poprawioną i uzupełnioną wersją podręcznika pt.: „Doświadczenia chemiczne dla szkół średnich cz.2”
wydanego przez WSiP, Warszawa 1998.

Wydawnictwo po wyczerpaniu nakładu nie wznowiło druku
lecz zwróciło autorom książki wszelkie ich prawa do publikowania tej pozycji.

Przygotowana do druku wersja została uzupełniona o nowe treści związane z metodyką eksperymentu chemicznego
i zagadnieniami dotyczącymi bezpiecznej pracy w laboratorium chemicznym.