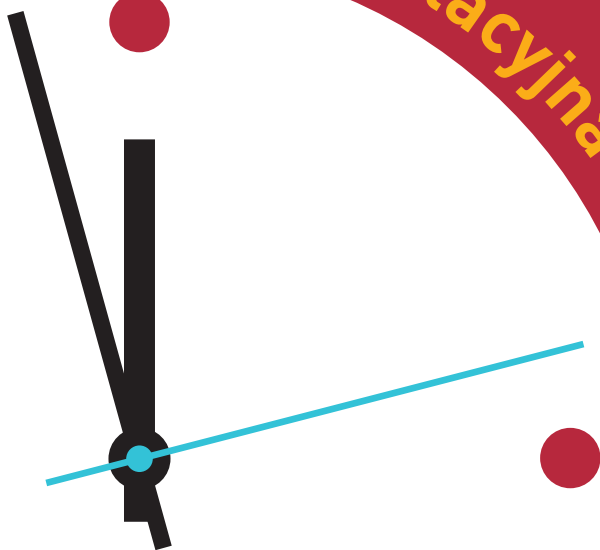


ABC chemii

Informator dla nauczycieli w gimnazjum

Oferta dotacyjna na czasie!



Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro

Szanowni Państwo,

Mamy przyjemność przedstawić nową serię „ABC chemii” do nauczania chemii w gimnazjum. Obejmuje ona wszystkie treści nauczania tego przedmiotu zawarte w podstawie programowej oraz treści uzupełniające, wykraczające poza podstawę, ale niezbędne, zdaniem autorów, w przyswajaniu wiedzy z przedmiotów przyrodniczych w szkołach ponadgimnazjalnych.

Seria obejmuje trzyczęściowy podręcznik, zeszyty ćwiczeń ściśle skorelowane z odpowiednimi częściami podręcznika i zbiór zadań.

Dla nauczycieli dostępne będą: program nauczania, rozkład materiału, plan wynikowy, wymagania programowe na poszczególne oceny, sprawdziany, testy i kartkówki oraz filmowe wersje większości doświadczeń do każdej części podręcznika.

Wydawca

W informatorze przedstawiono:

- Podręcznik. Część A, s. 1
 - spis treści, s. 2
 - przykładowy rozdział (R. 5), s. 4
- Podręcznik. Część B, s. 22
 - spis treści, s. 23
 - przykładowy rozdział (R. 9), s. 25
- Podręcznik. Część C, s. 47
 - spis treści, s. 48
 - przykładowy rozdział (R. 10), s. 50
- Zeszyt ćwiczeń. Część A, s. 71
 - spis treści, s. 72
 - przykładowe paragrafy (p. 2.8 i 2.9), s. 73
- Zbiór zadań, s. 81
 - spis treści, s. 82
 - fragment rozdziału 3, s. 84

 **OFICYNA EDUKACYJNA * KRZYSZTOF PAZDRO**

www.pazdro.com.pl e-mail: pazdro@pazdro.com.pl
ul. Kościańska 4, 01-695 Warszawa, tel. 22 560 81 00, fax 22 560 81 27

Kamil Kaznowski • Krzysztof M. Pazdro

ABC chemii

Podręcznik do gimnazjum

Część **A** Ziarnistość materii



Numer ewidencyjny MEN
737/1/2015

Spis treści

Rozdział 1. Substancje	5
1.1. Szkolna pracownia chemiczna	5
1.2. Substancje	10
1.3. Chemiczny podział substancji	14
1.4. Tablica Mendelejewa	16
1.5. Mieszaniny substancji	22
1.6. Skład mieszanin	26
1.7. Powietrze	29
1.8. Gęstość substancji	34
1.9. Podsumowanie	39
Rozdział 2. Świat drobin	41
2.1. Dowody ziarnistości materii	41
2.2. Rodzaje drobin	43
2.3. Masy atomów i cząsteczek	45
2.4. Reakcja łączenia	49
2.5. Rola drobin w reakcjach łączenia	53
2.6. Reakcja rozkładu	55
2.7. Rola drobin w reakcjach rozkładu	57
2.8. Reakcja wymiany	60
2.9. Rola drobin w reakcjach wymiany	62
2.10. Podsumowanie	64
Rozdział 3. Kod chemiczny	67
3.1. Symbole pierwiastków	67
3.2. Wartościowość. Wzory strukturalne	69
3.3. Wzory sumaryczne	73
3.4. Równania chemiczne	78
3.5. Dwa opisy reakcji chemicznych	82
3.6. Podsumowanie	86
Rozdział 4. Budowa atomów	88
4.1. Cząstki subatomowe	88
4.2. Izotopy	92
4.3. Prawo okresowości	97
4.4. Podsumowanie	98

Rozdział 5. Rola elektronów w reakcjach chemicznych	101
5.1. Substancje jonowe	101
5.2. Substancje kowalencyjne	106
5.3. Chemia a budowa atomów	111
5.4. Podsumowanie	117
Skorowidz	119
Tablice uzupełniające	122
Odpowiedzi do wybranych „Zadań dla chętnych”	128



Rola elektronów w reakcjach chemicznych

5.1. Substancje jonowe

Drobiny składają się z jąder atomowych i poruszających się wokół nich elektronów. Składniki drobin oddziałują na siebie różnorodnymi siłami, głównie trzema siłami elektrostatycznymi:

- wzajemnym odpychaniem jąder (w drobinach wielojądrowych),
- wzajemnym odpychaniem elektronów,
- wzajemnym przyciąganiem elektronów i jąder.

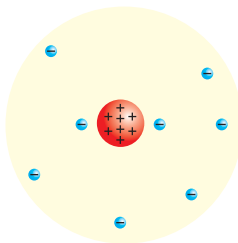
Drobina jest trwała, jeżeli siły wzajemnego przyciągania poszczególnych składników równoważą siły odpychania.

Drobiny różnią się między sobą przede wszystkim:

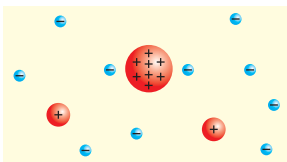
- liczbą i rodzajem jąder atomowych,
- liczbą elektronów i ich rozmieszczeniem w poszczególnych powłokach,
- masą,
- rozmiarami i kształtem,
- rozmieszczeniem ładunku.

Te różnice fizyczne decydują o sposobach oddziaływania między nimi. Wzajemne oddziaływania drobin (różnych lub jednakowych) mogą prowadzić do reakcji chemicznych, czyli przekształcenia jednych drobin w inne drobin.

Drobiną najprostszą pod względem budowy jest atom wodoru, a dokładniej jego izotop ^1H . Składa się on z jednego jądra i jednego elektronu. Inne drobiny też mogą zawierać jedno jądro. Są to tzw. **drobin jednojądrowe**, do których należą atomy stukilkunastu znanych pierwiastków, np. atom tlenu:



Większość drobin składa się jednak z wielu jąder. Są to tzw. **drobin wielojądrowe**, które mogą zawierać jednakowe jądra, np. N_2 lub różne jądra, np. H_2O :



Wiązanie chemiczne między dwoma atomami tworzącymi bardziej złożone struktury, np. cząsteczki, jest oddziaływaniem elektronów walencyjnych jednego atomu z elektronami walencyjnymi drugiego atomu. W trakcie tworzenia się wiązania elektrony walencyjne przemieszczają się z jednego atomu do drugiego albo zaczynają się poruszać wokół obu jąder.

W przypadku przeniesienia elektronu z atomu jednego pierwiastka do atomu innego pierwiastka mówi się, że pierwszy atom oddał elektron, a drugi pobrał elektron. Jeżeli elektrony zaczynają poruszać się wokół dwóch jąder, to znaczy, że nastąpiło uwspólnienie elektronów.

Łączenie się metali z niemetalami polega na przenoszeniu elektronów z atomu metalu do atomu niemetalu i prowadzi do powstania wiązań chemicznych, zwanych **wiązaniami jonowymi**.

Łączenie się metali z niemetalami polega na uwspólnieniu elektronów i prowadzi do powstania wiązań chemicznych, zwanych **wiązaniami kowalencyjnymi**.

Czym jest wiązanie jonowe?

Atomy metali dążą do oddania elektronów walencyjnych, najczęściej wszystkich, a atomy niemetalu chętnie pobierają tyle elektronów, ile potrzeba, żeby uzyskać trwałą konfigurację walencyjną helowca najbliższego w tablicy Mendelejewa (jest to tzw. **reguła helowca**). Ta konfiguracja to osiem elektronów w powłoce zewnętrznej (tzw. **oktet walencyjny**) z wyjątkiem helu, który posiada dwa elektrony (tzw. **dublet walencyjny**).

Trwałą konfigurację walencyjną mają helowce, czyli pierwiastki 18. grupy tablicy Mendelejewa, dlatego z reguły nie tworzą one związków chemicznych z innymi pierwiastkami.

Przegrupowania elektronów w trakcie łączenia się metali z niemetalami ilustrują cztery typowe przykłady.

A. Łączenie się sodu z chlorem prowadzi do powstania chlorku sodu NaCl:

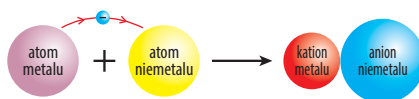
Symbole drobin z liczbą elektronów walencyjnych (ew)	1 ew	7 ew	0 ew	8 ew
	Na	+ Cl	→ Na⁺	Cl⁻
Całkowita liczba elektronów	11	17	10	18
Ładunek jądra	+11	+17	+11	+17

Sód jest metalem i dąży do oddania jedynego elektronu walencyjnego, przez co jego konfiguracja elektronowa przypomina konfigurację neonu – helowca, który leży o jedno miejsce przed nim w tablicy Mendelejewa. Chlor jest niemetalem, ma 7 elektronów walencyjnych i dąży do pobrania jednego elektronu, aby uzyskać oktet, czyli konfigurację elektronową argonu – helowca, który leży o jedno miejsce za nim w tablicy Mendelejewa. Następuje przeniesienie elektronu (zaznaczone strzałką) z atomu sodu na atom chloru. W rezultacie przeniesienia cząstki naładowanej ujemnie,



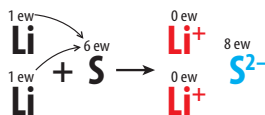
zarówno atom sodu, jak i atom chloru przekształcają się w drobiny, zwane **jonami**. Atom sodu przekształca się w **jon dodatni** (symbol Na^+), ponieważ jądro zawiera 11 ładunków dodatnich, a jest otoczone tylko przez 10 ładunków ujemnych (elektrony niewalencyjne). Atom chloru natomiast przekształca się w **jon ujemny** (symbol Cl^-), ponieważ jądro zawiera 17 ładunków dodatnich, a jest otoczone przez 18 elektronów.

Jon różni się od atomu lub grupy atomów tym, że ma ładunek elektryczny, dodatni lub ujemny. Jony są trzecim – po atomach i cząsteczkach – rodzajem drobin. Jony dodatnie są nazywane **kationami**, np. Na^+ to kation sodu, a jony ujemne – **anionami**, np. Cl^- to anion chloru:



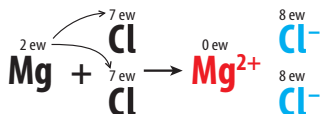
Symbole chemiczne jonów tworzy się z symbolu pierwiastka, dopisując w prawym górnym narożu ładunek elektryczny ze znakiem „+” lub „-”. Jony dwudodatnie otrzymują znak 2+, dwuujemne 2-, trójdatnie 3+ itd.

B. Łączenie się litu z siarką prowadzi do powstania siarczku litu Li_2S :



Atom litu zmierza do oddania jednego elektronu, a atomowi siarki brakuje dwóch elektronów do oktetu. Każdy z dwóch atomów litu oddaje zatem elektron atomowi siarki. Powstają dwa jednododatnie jony litu Li^+ i jeden dwuujemny jon siarki S^{2-} . Lit uzyskuje tym samym konfigurację elektronową helu (najbliższego w układzie okresowym helowca), który ma tylko dwa elektrony. Siarka przyjmując dwa elektrony, po jednym od dwóch atomów litu, uzyskuje konfigurację elektronową argonu, czyli oktet elektronowy.

C. Łączenie się magnezu z chlorem prowadzi do powstania chlorku magnezu MgCl_2 :



Atom magnezu może się pozbyć dwóch elektronów walencyjnych, przekazując po jednym z nich do każdego atomu chloru. Powstaje dwudodatni jon magnezu Mg^{2+} i dwa jednoujemne jony chloru Cl^- .

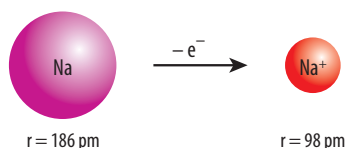
D. Łączenie się magnezu z siarką prowadzi do powstania siarczku magnezu MgS :



W tym przypadku powstaje związek zbudowany z dwóch jonów, ale w rezultacie przeniesienia dwóch elektronów i przekształcenia się atomu metalu (Mg) w jon dwudodatni (Mg^{2+}), a atomu niemetalu (S) w jon dwujemny (S^{2-}).

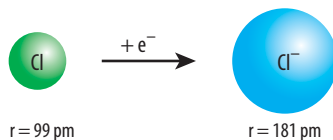
Promień atomowe, podobnie jak większość wielkości fizycznych, zmieniają się zgodnie z prawem okresowości. W obrębie okresu promienie atomowe nieznacznie maleją, mimo że masy atomów rosną. W miarę jak w obrębie okresu rośnie ładunek jądra, elektrony są coraz silniej przyciągane przez jądro i maleją odległości między jądrem i elektronami. W obrębie grupy promienie atomów rosną, ponieważ każdy kolejny atom ma o jedną powłokę więcej od poprzedniego.

Wszystkie kationy proste są mniejsze niż atomy, z których powstały, np.



bowiem usuwanie kolejnych elektronów powoduje zmniejszenie odpychania między pozostałymi elektronami oraz silniejsze przyciąganie ich przez jądro i zbliżenie się do niego.

Wszystkie aniony proste są większe niż macierzyste atomy, np.



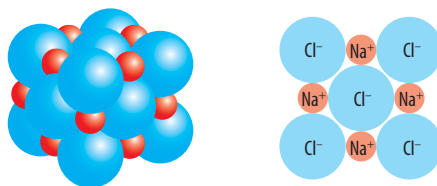
bowiem przyłączenie elektronu powoduje zwiększenie siły odpychania między elektronami i ich oddalenie od jądra.

Jony różnoimienne przyciągają się elektrostatycznie i na tym polega utworzenie wiązania jonowego. Substancje zbudowane z jonów (a nie z cząsteczek) nazywa się **substancjami** (lub **związkami**) **jonowymi**.

W stanie stałym związki jonowe tworzą jonową sieć krystaliczną zbudowaną z ułożonych na przemian jonów dodatnich i ujemnych (rys. 5.1.). **W takiej sieci nie ma cząsteczek!** W stałym chlorku sodu każdy jon Na^+ jest symetrycznie otoczony sześcioma jonami Cl^- , a każdy jon Cl^- jest symetrycznie otoczony sześcioma jonami Na^+ .

Kryształ MgCl_2 składa się z dwudodatnich kationów Mg^{2+} i jednujemnych anionów Cl^- , przy czym na każdy jon Mg^{2+} muszą przypadać dwa jony Cl^- , aby kryształ był elektrycznie obojętny.

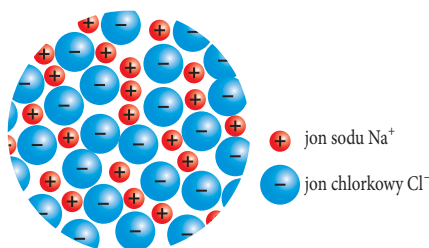
Analogicznie w kryształach Na_2S – dwa kationy Na^+ przypadają na każdy anion S^{2-} . Czyż zatem jest zapis wzoru substancji jonowej, np. NaCl , MgCl_2 , Na_2S ? Nie są to na pewno wzory cząsteczek. Wzór substancji jonowej jest to tzw. **jednostka formalna**, czyli najmniejszy, elektrycznie obojętny zespół jonów tworzących **kryształ jonowy**.



Rys. 5.1. Jonowa sieć krystaliczna chlorku sodu. Kule czerwone to dodatnie jony Na^+ . Kule niebieskie to ujemne jony chlorkowe Cl^- . Z prawej strony – przekrój jednej warstwy

Właściwości substancji jonowych

Substancje jonowe mają stosunkowo wysokie temperatury topnienia i wrzenia. Na przykład chlorek sodu topi się w temperaturze 801°C , a wrze w temperaturze 1413°C . Stopienie kryształu jonowego polega na uwalnianiu jonów, które od tej chwili mogą poruszać się swobodnie, zderzając się ze sobą i ze ściankami naczynia (rys. 5.2). W ciekłej substancji jonowej, podobnie jak w stałej, nie ma cząsteczek.



Rys. 5.2. Stopiony chlorek sodu, czyli ciecz, w której kationy i aniony mogą się swobodnie poruszać

To już wiesz...

Nowe terminy

- **Jon** – drobina powstała z atomu lub grupy atomów przez oddanie albo pobranie jednego lub więcej elektronów. Jony są drobinami obdarzonymi dodatnim lub ujemnym ładunkiem elektrycznym. Jony utworzone z atomu to jony proste, np. Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , S^{2-} . Jony utworzone przez grupy atomów to jony złożone (o nich dowiesz się w dalszym toku nauki).
- **Kation** – jon dodatni.
- **Anion** – jon ujemny.
- **Wiązanie jonowe** – wiązanie utworzone poprzez przemieszczenie jednego lub kilku elektronów między atomami z równoczesnym powstaniem jonów, które się przyciągają. Elektrony przemieszczają się z atomu metalu do atomu niemetalu. Atom metalu przekształca się w kation, a atom niemetalu – w anion.
- **Oktet walencyjny** – 8 elektronów w zewnętrznej powłoce; taki układ jest układem trwałym. Oktet walencyjny mają helowce (z wyjątkiem helu, który ma **dublet**). Większość pierwiastków dąży do uzyskania konfiguracji najbliższego helowca.



- **Substancja jonowa** (związek jonowy) – substancja zbudowana z jonów. W kryształach substancji jonowej nie ma cząsteczek.
- **Kryształ jonowy** – kryształ zbudowany z jonów.
- **Jednostka formalna** – elektrycznie obojętny zespół jonów, który odpowiada zapisowi wzoru sumarycznego substancji jonowej, np. NaCl – jednostka formalna zbudowana z jonu Na^+ i jonu Cl^- .

Sprawdź, czy potrafisz:

- wyjaśnić na przykładzie, jak powstaje substancja jonowa;
- podać wzory jonów, z których składa się określona substancja;
- wymienić cechy substancji jonowych.

Zadanie dla chętnych (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)

Ułóż wzory wszystkich możliwych substancji zbudowanych z dowolnej liczby jonów wybranych z zestawu: Mg^{2+} , K^+ , HCO_3^- , SO_4^{2-} .

5.2. Substancje kowalencyjne

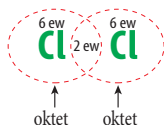
Łączenie się niemetali z niemetalami polega na uwspólnieniu elektronów i powstaniu **wiązania kowalencyjnego** według schematu:



Między atomami niemetali nie dochodzi do wymiany elektronów, ponieważ każdy z nich dąży do ich pobrania, zatem w tym przypadku nie może powstać wiązanie jonowe. Na zasadzie „porozumienia” atomów następuje uwspólnienie elektronów i dzięki takiej możliwości powstają, między innymi, cząsteczki zbudowane z dwóch atomów tego samego niemetalu, np. Cl_2 :

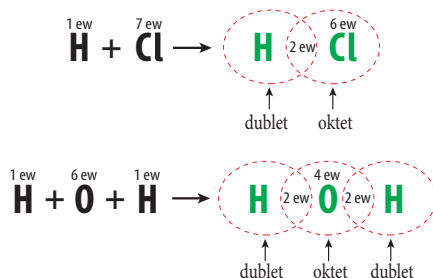


Każdy atom „oddelegowuje” jeden elektron do utworzenia wspólnego zespołu elektronowego (w tym przypadku dwuelektronowego), zaznaczonego umownie w powyższym schemacie symbolem „2 ew” (dwa elektrony walencyjne) między symbolami atomów. W ten sposób oba atomy chloru uzyskują oktet, ponieważ elektrony wspólne liczy się jako składnik oktetu zarówno „lewego”, jak i „prawego” atomu chloru:





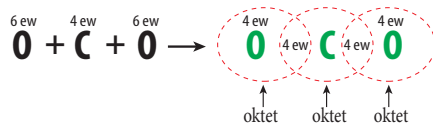
Wodór w reakcjach z niemetalami dąży do uzyskania konfiguracji walencyjnej helu, a więc uzyskania dwóch elektronów walencyjnych, czyli tzw. dubletu walencyjnego. Uzyskuje on dublet na przykład w reakcji z chlorem (tworząc chlorowodór HCl) i z tlenem (tworząc wodę H₂O):



Wiązanie utworzone przez wspólną parę elektronów jest wiązaniem **kowalencyjnym pojedynczym**, znanym Ci z kreskowych wzorów strukturalnych:



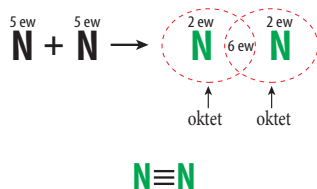
Czasem uzyskanie oktetu wymaga uwspólnienia czterech elektronów, czyli dwóch par (4 ew), np. w cząsteczce tlenku węgla(IV) CO₂, gdzie każdy z dwóch atomów tlenu jest połączony czterema wspólnymi elektronami z atomem węgla:



Wiązanie utworzone przez dwie wspólne pary elektronów to wiązanie kowalencyjne podwójne, również znane Ci ze wzorów strukturalnych:



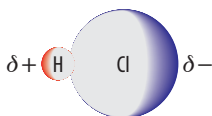
Istnieją też potrójne wiązania kowalencyjne utworzone przez trzy wspólne pary elektronów (6 ew), np. w cząsteczce azotu N₂:



Cząsteczki dipolowe

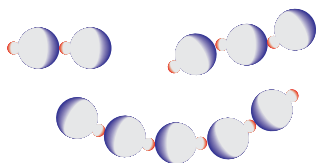
Jeżeli wspólne elektrony łączą atomy różnych pierwiastków, to jeden z nich może przyciągać wspólne elektrony silniej niż drugi. Rezultat jest taki, jakby wspólne elektrony dłużej przebywały wokół jądra pierwiastka silniej je przyciągającego, dlatego wytwarzają wokół niego pewien ładunek ujemny. Cząsteczka jako całość jest elektrycznie obojętna, więc wokół jądra drugiego atomu pojawia się równy co do wartości ładunek dodatni.

W cząsteczce chlorowodoru chlor przyciąga wspólne elektrony silniej niż wodór, dlatego pojawia się na nim tzw. cząstkowy ładunek ujemny, a na atomie wodoru – cząstkowy ładunek dodatni (rys. 5.3.). Symbol δ (delta) oznacza, że jest to ładunek mniejszy od ładunku elektronu, stąd określenie „cząstkowy”.



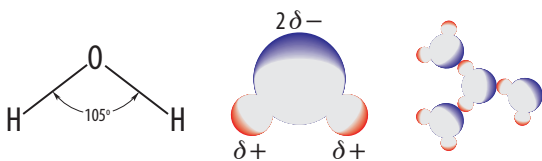
Rys. 5.3. Polaryzacja cząsteczki chlorowodoru

Cząsteczki, których krańce mają przeciwne ładunki elektryczne, są nazywane cząsteczkami **dipolowymi**, **polarnymi** lub **spolaryzowanymi**. Zjawisko wytwarzania dipoli jest nazywane **polaryzacją**. Polaryzacja cząsteczek odgrywa ważną rolę w ich oddziaływaniach z innymi cząsteczkami. Cząsteczki dipolowe substancji w stanie ciekłym mogą „sklejać się” w pary, trójki, węże i inne układy (rys. 5.4.). Takie „zlepki”, zwane **asocjatami**, nie są zbyt trwałe, zwykle rozpadają się podczas ogrzewania, ale wywierają istotny wpływ na właściwości fizyczne cieczy.



Rys. 5.4. Asocjacja cząsteczek polarnych

Klasycznym przykładem konsekwencji dipolowej budowy cząsteczek są właściwości wody. Cząsteczka wody nie ma budowy liniowej, sugerowanej przez jej wzór strukturalny, lecz ma budowę kątową i w konsekwencji jest dipolem. Ma ładunek ujemny w rejonie atomu tlenu (zaznaczony umownie $2\delta^-$) i ładunek dodatni na każdym atomie wodoru (zaznaczony δ^+) (rys. 5.5.). W ciekłej wodzie tworzą się różne asocjaty. Przejście do stanu lotnego wymaga ich rozerwania, dlatego woda ma stosunkowo wysoką temperaturę wrzenia 100°C . Gdyby cząsteczki wody nie tworzyły asocjatyw, to temperatura wrzenia wody wynosiłaby około -70°C .



Rys. 5.5. Dipolowa struktura cząsteczki wody i asocjacja jej cząsteczek



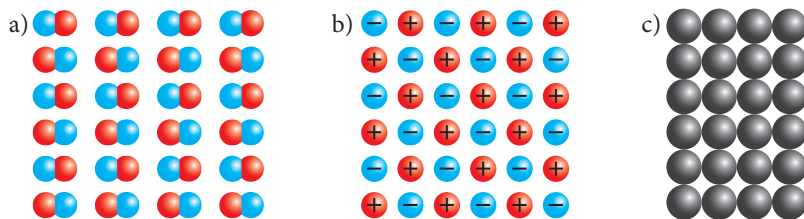
Wiązanie kowalencyjne może być zatem **spolaryzowane** lub **niespolaryzowane**. Jeżeli wspólne elektrony łączą dwa identyczne fragmenty cząsteczki, jak np. w dwuatomowych cząsteczkach pierwiastków: H–H i Cl–Cl, to każdy z tych fragmentów oddziałuje identycznie na wspólne elektrony i wiązanie nie jest spolaryzowane. Jeśli wspólne elektrony łączą różne atomy lub różne fragmenty cząsteczki, to jeden z nich przyciąga je silniej niż drugi, powodując polaryzację wiązania.

Właściwości substancji kowalencyjnych

Substancje zawierające wiązania kowalencyjne są nazywane **substancjami** (lub **związkami**) **kowalencyjnymi**. W stanie stałym tworzą dwa rodzaje kryształów: cząsteczkowe oraz kowalencyjne.

Kryształ cząsteczkowy jest zbudowany z odrębnych cząsteczek (rys. 5.6.a). W procesie topnienia lub rozpuszczania taki kryształ rozpada się na pojedyncze cząsteczki. Większość substancji kowalencyjnych tworzy kryształy cząsteczkowe.

W **kryształach kowalencyjnych** wszystkie atomy są połączone wiązaniami kowalencyjnymi w jedną cząsteczkę-gigant (rys. 5.6.c). Typowym przykładem jest diament (jedna z odmian alotropowych węgla).



Rys. 5.6. Dwuwymiarowe schematy: a) cząsteczkowej sieci krystalicznej, b) jonowej sieci krystalicznej (zamieszczonej tu dla porównania), c) kowalencyjnej sieci krystalicznej

Substancje kowalencyjne tworzące kryształy cząsteczkowe mają stosunkowo niskie temperatury topnienia i wrzenia, dlatego wiele z nich to gazy w zwykłych warunkach (H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , NH_3 , CO_2).

Kryształy kowalencyjne typu regularnego (jak w diamencie) są bardzo trwałe. Wykazują odporność na działanie czynników mechanicznych i topią się w wysokich temperaturach.

Rozpuszczalność substancji kowalencyjnych w wodzie zależy od stopnia spolaryzowania wiązania. Związki z wiązaniem silnie spolaryzowanym (o stosunkowo dużych ładunkach na krańcach cząsteczki) dobrze rozpuszczają się w wodzie (np. HCl , NH_3). Prawidłowość ta wynika z oddziaływań między dipolowymi cząsteczkami wody i dipolowymi cząsteczkami substancji rozpuszczanej. Natomiast rozpuszczalność substancji z wiązaniem słabo spolaryzowanym (np. H_2S) lub w ogóle niespolaryzowanym (np. H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2) jest niewielka. Kryształy kowalencyjne są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie.

Wzory elektronowe

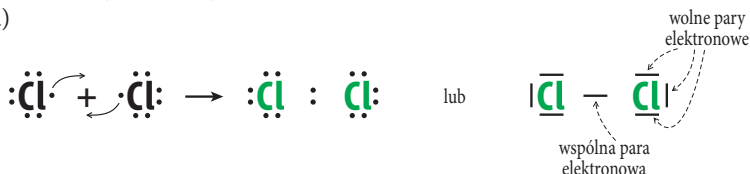
Wzory elektronowe są to wzory strukturalne z zaznaczonym rozmieszczeniem elektronów wspólnych i niewspólnych. Istnieją trzy rodzaje wzorów elektronowych: **kropkowe** (w których każdy elektron jest zaznaczony kropką), **kreskowe** (w których każda para elektronów jest zaznaczona kreską) i **kreskowo-kropkowe**.

We wzorach elektronowych rysuje się tylko elektrony z zewnętrznych powłok atomów tworzących cząsteczkę. Elektrony walencyjne pojedynczych atomów rysuje się kropkami wokół symbolu w następujący sposób:

Liczba elektronów walencyjnych	1	2	3	4	5	6	7	8
Rozmieszczenie kropek wokół symbolu	Ė	ĖĖ	Ė•	•Ė•	:Ė•	•Ė•	•Ė•	•Ė•

Za pomocą symboli chemicznych z kropkami, oznaczającymi elektrony walencyjne, można przedstawiać budowę substancji w postaci wzorów elektronowych, oraz tworzenie wiązania kowalencyjnego (a) lub jonowego (b). Wspólne (wiązące) pary elektronowe zaznacza się dwoma kropkami lub kreską, umieszczonymi w środku między symbolami pierwiastków. Pozostałe pary elektronów, zwane parami wolnymi lub niewiązącymi, rysuje się kreską lub dwoma kropkami przylegającymi do symbolu pierwiastka (tabela 5.1.).

a)



b)



Tabela 5.1. Schemat tworzenia wiązań i zapisywania wzorów elektronowych

Schemat uwspólniania elektronów	Wzór kreskowo-kropkowy
$\text{H} + \cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$	$\text{H} - \ddot{\text{Cl}}:$
$\text{H} + \cdot\ddot{\text{O}}\cdot + \text{H}$	$\text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{H}$
$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot + \cdot\ddot{\text{C}}\cdot + \cdot\ddot{\text{O}}\cdot$	$\ddot{\text{O}} = \text{C} = \ddot{\text{O}}$
$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot + \cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$:\text{N} \equiv \text{N}:$



To już wiesz...

Nowe terminy

- **Wiązanie kowalencyjne** – wiązanie utworzone przez uwspólnienie elektronów. Wiązanie pojedyncze to jedna wspólna para elektronów; wiązanie podwójne to dwie wspólne pary elektronów; wiązanie potrójne to trzy wspólne pary elektronów.
- **Substancja kowalencyjna** (związek kowalencyjny) – substancja, w której atomy są połączone wiązaniami kowalencyjnymi. Substancje kowalencyjne tworzą dwa rodzaje kryształów: cząsteczkowe i kowalencyjne.
- **Kryształ cząsteczkowy** (molekularny) – kryształ składający się z odrębnych cząsteczek. Podczas topnienia lub rozpuszczania kryształ cząsteczkowy rozpada się na pojedyncze cząsteczki.
- **Kryształ kowalencyjny** – kryształ, w którym wszystkie atomy są połączone wiązaniami kowalencyjnymi. Kryształ kowalencyjny jest jedną olbrzymią cząsteczką.
- **Cząsteczka dipolowa** (polarna, spolaryzowana) – cząsteczka, której krańce mają przeciwne ładunki elektryczne.
- **Asocjacja** – łączenie się dwóch lub większej liczby drobin w nietrwałe zespoły, zwane asocjatomami. Asocjaty tworzą się przede wszystkim w cieczach. Najczęstszą przyczyną asocjacji jest polarność cząsteczek.
- **Wzór elektronowy** – wzór strukturalny substancji z zaznaczonym rozmieszczeniem elektronów wspólnych i niewspólnionych lub przekazanych z atomu do atomu. Istnieją trzy rodzaje wzorów elektronowych: kropkowe, kreskowe i mieszane kreskowo-kropkowe.

Sprawdź, czy potrafisz:

- przedstawić na przykładzie, jak powstaje substancja kowalencyjna;
- podać przykłady związków z wiązaniami kowalencyjnymi: pojedynczymi, podwójnymi i potrójnymi;
- wyjaśnić, co to są cząsteczki dipolowe, co to są asocjaty i jaki mogą mieć wpływ na właściwości substancji;
- podać cechy substancji kowalencyjnych;
- wymienić różnice między substancjami jonowymi i kowalencyjnymi.

5.3. Chemia a budowa atomów

Okresowe zmiany właściwości pierwiastków wynikają z okresowych zmian rozmieszczenia elektronów w **powłokach**. Każda powłoka, czyli zespół elektronów o zbliżonych energiach, ma określoną pojemność, to znaczy może do niej należeć określona liczba elektronów i ani jeden więcej. Po zapełnieniu powłoki rozpoczyna się tworzenie następczej.

Pojemność powłoki wynosi $2n^2$, gdzie n jest numerem powłoki, zatem pojemności pierwszych czterech powłok wynoszą:

Numer powłoki	1	2	3	4
Pojemność $2n^2$	$2 \cdot 1^2 = 2$	$2 \cdot 2^2 = 8$	$2 \cdot 3^2 = 18$	$2 \cdot 4^2 = 32$

Poszczególnym powłokom przypisuje się symbole literowe: powłoce pierwszej – K , drugiej – L , trzeciej – M i kolejnym: N , O , P , Q .

W celu wyjaśnienia zasad obsadzania powłok przez elektrony można założyć, że atomy kolejnych pierwiastków w szeregu – od wodoru do uranu powstają w rezultacie dodawania po jednym elektronie do atomu poprzedniego, z równoczesnym wzrostem ładunku i masy jądra. Nowy elektron dołącza do tej powłoki, w której nie tylko jest jeszcze wolne miejsce, ale przede wszystkim będzie miał tam jak najmniejszą energię.

Rozmieszczenie elektronów w powłokach określane jest mianem **konfiguracji elektronowej**.

Pierwszy elektron, czyli elektron w atomie wodoru jest elektronem pierwszej powłoki. Drugi elektron, pojawiający się w atomie helu, też należy do pierwszej powłoki, która od tego momentu jest całkowicie zapełniona:

Numer powłoki	Symbol powłoki	Liczba elektronów	
		${}_1\text{H}$	${}_2\text{He}$
1	K	1	2

Trzeci elektron (w atomie litu) zaczyna tworzyć drugą powłokę, co oznacza, że w tablicy Mendelejewa rozpoczyna się drugi okres. Nowo przybywające elektrony lokują się w drugiej powłoce (o pojemności 8), aż ją zapełnią, co następuje w atomie neonu ($Z = 10$):

Numer powłoki	Symbol powłoki	Liczba elektronów							
		${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
1	K	2	2	2	2	2	2	2	2
2	L	1	2	3	4	5	6	7	8

Ta prawidłowość powtarza się w trzecim okresie. Rozpoczęcie zabudowy nowej powłoki zaczyna nowy okres. Poczynając od sodu, rozpoczyna się trzeci okres i zabudowa trzeciej powłoki mogącej pomieścić 18 elektronów. Lokuje się w niej jednak tylko osiem (do argonu, $Z = 18$), a kolejny elektron pojawiający się w atomie potasu rozpoczyna zabudowę powłoki czwartej i dlatego potas rozpoczyna nowy okres.

Numer powłoki	Symbol powłoki	Liczba elektronów							
		${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$
1	K	2	2	2	2	2	2	2	2
2	L	8	8	8	8	8	8	8	8
3	M	1	2	3	4	5	6	7	8



Zajmowanie czwartej powłoki przez kolejne elektrony nie trwa jednak długo. Wchodzi do niej jeszcze elektron dwudziesty, w atomie wapnia, a kolejnych dziesięć elektronów (od $Z = 21$ do $Z = 30$) kontynuuje zabudowę dziesięciu wolnych miejsc w powłoce trzeciej. W ten sposób powstają w tablicy Mendelejewa grupy poboczne (od 3. do 12.). Następne elektrony wchodzi już do zewnętrznej powłoki, a gdy będzie ich osiem (w kryptonie, $Z = 36$), kolejny elektron rozpoczyna zabudowę piątej powłoki, a pierwiastek rubid ($Z = 37$) rozpoczyna nowy, piąty okres.

Numer powłoki	Symbol powłoki	Liczba elektronów																	
		$_{19}\text{K}$	$_{20}\text{Ca}$	$_{21}\text{Sc}$	$_{22}\text{Ti}$	$_{23}\text{V}$	$_{24}\text{Cr}$	$_{25}\text{Mn}$	$_{26}\text{Fe}$	$_{27}\text{Co}$	$_{28}\text{Ni}$	$_{29}\text{Cu}$	$_{30}\text{Zn}$	$_{31}\text{Ga}$	$_{32}\text{Ge}$	$_{33}\text{As}$	$_{34}\text{Se}$	$_{35}\text{Br}$	$_{36}\text{Kr}$
1	<i>K</i>	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
2	<i>L</i>	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
3	<i>M</i>	8	8	9	10	11	13	13	14	15	16	18	18	18	18	18	18	18	18
4	<i>N</i>	1	2	2	2	2	1	2	2	2	2	1	2	3	4	5	6	7	8

Opisany rytm zabudowy powtarza się cyklicznie, to znaczy:

- w atomach pierwiastków grup głównych (1., 2. i od 13. do 18.) nowo przybywające elektrony obsadzają powłokę zewnętrzną,
- w atomach pierwiastków grup pobocznych (od 3. do 12.) przybywające elektrony obsadzają powłokę drugą od zewnątrz,
- innowację wnoszą lantanowce i aktynowce – w ich atomach przybywające elektrony zajmują powłokę trzecią od zewnątrz i dlatego pierwiastki te otrzymały własny rejon w tablicy Mendelejewa.

Wniosek z tego przeglądu konfiguracji jest prosty i niezwykle ważny: okresowe zmiany właściwości chemicznych, obserwowane w szeregu pierwiastków uporządkowanych według wzrastającej liczby atomowej, są spowodowane okresowymi zmianami konfiguracji elektronowych.

Budowa atomu a właściwości chemiczne

Właściwości chemiczne pierwiastka zależą od dwóch czynników: przede wszystkim od liczby elektronów walencyjnych i – w mniejszym stopniu – od liczby powłok elektronowych. Można to ująć krótko i łącznie: **właściwości chemiczne pierwiastka zależą od konfiguracji elektronów walencyjnych**. Przez ten termin należy rozumieć lokalizację elektronów walencyjnych, czyli ich liczbę i numer powłoki, którą zajmują.

Inną, chociaż analogiczną konfigurację walencyjną, mają, na przykład, magnez (2 elektrony walencyjne w trzeciej powłoce) i wapń (2 elektrony walencyjne w czwartej powłoce). Podobieństwo właściwości chemicznych obu pierwiastków wynika z tego, że każdy z nich ma dwa elektrony walencyjne. Niewielkie różnice w ich właściwościach są spowodowane inną odległością elektronów walencyjnych od jądra, wynikającą z liczby powłok (magnez – dwie powłoki, wapń – trzy powłoki).

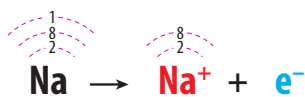
Tu warto przypomnieć, że atomy, łącząc się w cząsteczki, zmierzają do uzyskania trwałej konfiguracji walencyjnej, to znaczy konfiguracji elektronowej helowca najbliższego w tablicy Mendelejewa (patrz: p. 5.1. i 5.2.).

Niżej wyjaśniono zależności między budową atomów a niektórymi właściwościami pierwiastków, pozostawiając jednak na później zagadnienia związane z ich kwasowością i zasadowością.

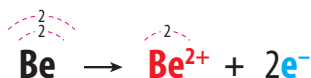
Metale i ich zdolność do przekształcania się w kationy

Nie można mówić o chemii, nie wspominając o **reakcjach chemicznych**, czyli przemianach jednych substancji w inne. W paragrafach 4.4. i 4.5. przedstawiliśmy podstawowe informacje o rodzajach połączeń między atomami metali i niemetalami oraz między samymi niemetalami. Tu jeszcze omówimy pokrótce zdolności metali i niemetalu do przekształcania się w jony, a więcej o reakcjach chemicznych dowiesz się z drugiej części podręcznika pt. „Przemiany materii”.

Atomy metali mogą oddawać elektrony, przekształcając się w kationy. Atom metalu stara się oddać wszystkie elektrony z powłoki zewnętrznej, ponieważ utworzony jon prosty będzie trwały, bowiem uzyska konfigurację helowca zamykającego okres poprzedni. Na przykład sód uzyskuje w ten sposób konfigurację neonu:



a beryl – helu:



Im łatwiej zachodzi przekształcenie atomu w jon, tym bardziej reaktywny jest metal, czyli chętniej ulega reakcjom chemicznym. Oderwanie elektronu wymaga nakładu energii tym większego, im silniej dany elektron jest związany z atomem. Przyciąganie elektrostatyczne jądro – elektron maleje ze wzrostem odległości między nimi i dlatego im wyższy numer powłoki walencyjnej, tym łatwiej zachodzi usuwanie z niej elektronów. W konsekwencji **reaktywność metali, czyli zdolność do przekształcania się w jon dodatni (kation), rośnie w obrębie grupy ze wzrostem liczby powłok elektronowych** (rys. 5.7.).

Inny jest powód tego, że **reaktywność metali maleje w okresie ze wzrostem liczby elektronów walencyjnych**. Oderwanie drugiego elektronu zawsze wymaga większego nakładu energii niż oderwanie pierwszego, ponieważ drugi elektron jest już odrywany z jonu jednododatniego. Jeszcze trudniej jest usunąć kolejne elektrony: trzeci, czwarty itd.

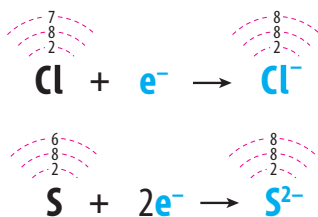


	1	2		13	14	15	16	17	18
2	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra							

Rys. 5.7. Zmiany charakteru chemicznego i reaktywności pierwiastków grup głównych. Im większe koło tym wyższa reaktywność. Kolor niebieski – metale, kolor czerwony – niemetale

Niemetale i ich zdolność do przekształcania się w aniony

Odwrotne zależności obserwujemy wśród niemetali. Ich atomy łatwo pobierają elektrony i przekształcają się w proste aniony. Atom niemetalu stara się pobrać tyle elektronów, ile brakuje mu do uzyskania konfiguracji helowca zamykającego okres. Na przykład chlor i siarka uzyskują w ten sposób konfigurację argonu:



Im łatwiej zachodzi przekształcenie atomu w prosty anion, tym bardziej reaktywny jest niemetal. Pobranie pierwszego elektronu nie tylko wymaga nakładu energii, ale jest ona uwalniana. Im bliżej jądra znajduje się powłoka uzupełniana elektronami, tym większa energia jest uwalniana. Im więcej powłok ma atom niemetalu, tym trudniej przekształcić go w anion. Dlatego **reaktywność niemetali, czyli zdolność do przekształcania się w anion, maleje w obrębie grupy ze wzrostem liczby powłok elektronowych** (rys. 5.7.).

Dlaczego jednak **reaktywność niemetali rośnie w okresie**? Jak zawsze decydują oddziaływania elektrostatyczne. Pobranie dwóch elektronów jest trudniejsze niż pobranie jednego, ponieważ ten drugi jest przyłączany do jonu jednoujemnego. Z tych samych powodów coraz trudniej następuje pobieranie trzeciego, czwartego i dalszych elektronów.

Wartościowość pierwiastka

Wartościowość pierwiastka w związku chemicznym jest równa liczbie elektronów, które jego atom oddaje, tworząc kation, lub przyjmuje, tworząc anion, albo wspólnia, tworząc wiązania kowalencyjne. Przykłady podano w tabeli 5.2.

Tabela 5.2. Interpretacja wartościowości

Wzór związku	Rodzaj wiązania	Interpretacja
Na_2S	jonowe	Sód jest jednowartościowy, ponieważ każdy atom oddał jeden elektron i przekształcił się w kation Na^+ . Siarka jest dwuwartościowa, ponieważ atom pobrał dwa elektrony i przekształcił się w anion S^{2-} .
MgCl_2	jonowe	Magnez jest dwuwartościowy, ponieważ atom oddał dwa elektrony i przekształcił się w kation Mg^{2+} . Chlor jest jednowartościowy, ponieważ każdy atom pobrał jeden elektron i przekształcił się w anion Cl^- .
CO_2	kowalencyjne	Węgiel jest czterowartościowy, ponieważ atom uwspólnił cztery swoje elektrony. Tlen jest dwuwartościowy, ponieważ każdy atom uwspólnił dwa swoje elektrony.
NH_3	kowalencyjne	Azot jest trójwartościowy, ponieważ atom uwspólnił trzy swoje elektrony. Wodór jest jednowartościowy, ponieważ każdy atom uwspólnił jeden elektron.

To już wiesz...



Nowe terminy:

- **Konfiguracja elektronowa** – rozmieszczenie elektronów na powłokach.
- **Konfiguracja walencyjna** – lokalizacja elektronów walencyjnych. Konfigurację walencyjną określają: liczba elektronów walencyjnych i numer ich powłoki.
- **Trwała konfiguracja walencyjna** – konfiguracja helowca: 2 elektrony (dublet walencyjny) w przypadku powłoki pierwszej lub 8 elektronów (oktet walencyjny) w przypadku każdej następnej powłoki.

Sprawdź, czy potrafisz:

- wyjaśnić, korzystając z tablicy Mendelejewa: a) czym różnią się atomy pierwiastków trzeciego okresu od atomów pierwiastków drugiego okresu; b) dlaczego pierwiastek następny po neonie w tablicy Mendelejewa rozpoczyna nowy okres; c) czym różnią się konfiguracje walencyjne berylowców;
- określić, czym różni się budowa atomów metali od budowy atomów niemetali;
- podać przykłady dwóch kationów i dwóch anionów o identycznej konfiguracji elektronowej jak atom neonu;
- odpowiedzieć, dlaczego: a) potas jest bardziej reaktywny od sodu, b) wapń jest mniej reaktywny od potasu, c) fluor jest bardziej reaktywny od tlenu, d) chlor jest bardziej reaktywny od bromu;
- podać przykłady zależności między wartością wartościowości pierwiastka a liczbą elektronów walencyjnych.



5.4. Podsumowanie

Konfiguracja elektronowa jest to rozmieszczenie elektronów w powłokach. Właściwości chemiczne pierwiastków zależą od konfiguracji walencyjnej, czyli lokalizacji elektronów walencyjnych (ich liczby i numeru zajmowanej powłoki).



Prawo okresowości w ujęciu mikroskopowym sprowadza się do stwierdzenia, że konfiguracje elektronowe pierwiastków zmieniają się okresowo wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Elektrony najslabiej przyciągane przez jądro, czyli poruszające się w najdalszej od jądra powłoce, biorą udział w tworzeniu **wiązań chemicznych** między pierwiastkami i są nazywane **elektronami walencyjnymi**.

Atomy zmierzają do uzyskania konfiguracji walencyjnej helowca najbliższego w tablicy Mendelejewa (**reguła helowca**), tworząc związki chemiczne z innymi atomami. Elektrony walencyjne przemieszczają się z jednego atomu do drugiego albo zaczynają się poruszać wokół obu jąder.

Łączenie się metali z niemetalami polega na przeniesieniu elektronów z atomu do atomu i prowadzi do powstania wiązań chemicznych, zwanych **wiązaniem jonowym**:



Jon jest to atom lub grupa atomów obdarzona ładunkiem elektrycznym. Jon dodatni to **kation**, a jon ujemny to **anion**. Jony są drobinami, tak jak atomy i cząsteczki.

Łączenie się niemetalu z niemetalami polega na uwspólnieniu elektronów i prowadzi do powstania wiązań chemicznych, zwanych **wiązaniem kowalencyjnym**:



W reakcjach chemicznych atomy metali dążą do oddania elektronów walencyjnych, natomiast atomy niemetalu starają się pobrać tyle elektronów, ile potrzeba do uzyskania **oktetu** (a w przypadku wodoru – **dubletu**).

W ciałach stałych drobin są uporządkowane wzdłuż linii prostych z zachowaniem stałych odległości między środkami drobin. Drobin znajdują się tak blisko siebie, że się stykają. Taki układ nazywamy **siecią krystaliczną**. Drobin tworzące sieć wykonują ruchy drgające, tzn. ich środki oddalają się od pewnego punktu i wciąż

do niego wracają. Nie mogą jednak przemieszczać się w inne rejony kryształu, jak to się dzieje w cieczech i w gazach. Sieć krystaliczna może być zbudowana z atomów, z cząsteczek lub z jonów.

Związki chemiczne składające się z jonów tworzą w stanie stałym **jonową sieć krystaliczną**, a związki składające się z cząsteczek – **cząsteczkową sieć krystaliczną**.

Podczas topnienia sieć krystaliczna zostaje zniszczona, to znaczy przekształca się w układ charakterystyczny dla cieczy. Tabela poniżej ilustruje sposób uporządkowania różnych rodzajów drobin w ciałach stałych, ciekłych i gazowych.

Material / Stan skupienia	Pierwiastek chemiczny stanowiący zbiór atomów	Kowalencyjny związek chemiczny typu AB	Jonowy związek chemiczny typu AB
Stały			
Ciekły			
Gazowy			

Kamil Kaznowski • Krzysztof M. Pazdro

ABC chemii

Podręcznik do gimnazjum

Część **B** Przemiany materii

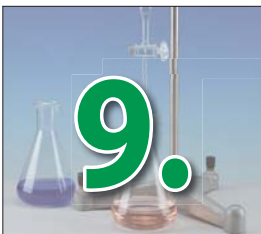


OE

Spis treści

Rozdział 6. Powstawanie roztworów	5
6.1. Rozpuszczanie substancji w cieczach. Mieszanki jednorodne	5
6.2. Szybkość rozpuszczania	9
6.3. Mieszanki niejednorodne	12
6.4. Rozpuszczalność	17
6.5. Stężenie roztworu	25
6.6. Rozcieńczanie i zateżnianie roztworu	29
6.7. Woda w przyrodzie i gospodarce człowieka	32
6.8. Wody pitne, mineralne i lecznicze	37
6.9. Podsumowanie	40
Rozdział 7. Reakcje chemiczne	43
7.1. Prawo zachowania masy	43
7.2. Prawo stałości składu	46
7.3. Stosunki masowe w reakcjach chemicznych	49
7.4. Reakcje szybkie i reakcje powolne. Katalizatory	52
7.5. Energia w reakcjach chemicznych	58
7.6. Utlenianie i spalanie w naszym otoczeniu	61
7.7. Podsumowanie	64
Rozdział 8. Tlenki, kwasy i wodorotlenki	67
8.1. Tlenki	67
8.2. Kwasy	71
8.3. Właściwości kwasów	77
8.4. Kwasy w naszym otoczeniu	83
8.5. Kwaśne deszcze i efekt cieplarniany	86
8.6. Wodorotlenek magnezu i wodorotlenek wapnia	92
8.7. Wodorotlenek sodu i wodorotlenek potasu	96
8.8. Podsumowanie	99
Rozdział 9. Sole	102
9.1. Reakcje zobojętniania	102
9.2. Projektowanie otrzymywania soli	105
9.3. Rodzaje soli	110
9.4. Właściwości fizyczne i chemiczne soli	115
9.5. Podsumowanie	121

SKOROWIDZ	124
Tablice uzupełniające	126
Odpowiedzi do wybranych „Zadań dla chętnych”	131



9.

Sole

9.1. Reakcje zobojętniania

Oprócz znanej powszechnie soli używanej w gospodarstwie domowym (soli kuchennej, soli kamiennej), zwanej przez chemików chlorkiem sodu, istnieje kilkadziesiąt tysięcy innych związków chemicznych o podobnej budowie i wspólnej nazwie ogólnej: **sole**. Poza solą kuchenną znasz jednak wiele innych substancji, które też zaliczane są do soli, np. gips, kreda, nawozy sztuczne, mydło, wapień, marmur.

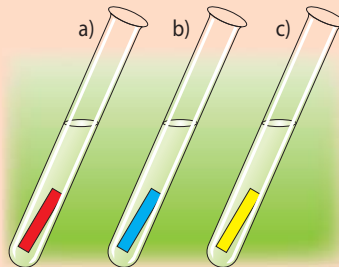
Sole są grupą związków chemicznych, które można otrzymać głównie w wyniku reakcji między kwasem a wodorotlenkiem, a więc w **reakcji zobojętniania**.



Doświadczenie 9.1. Reakcja zobojętniania

- **Sprzęt:** trzy probówki, papierki wskaźnikowe, pipeta, szkiełko zegarkowe, grzejnik, lupa.
- **Odczynniki:** rozcieńczony kwas solny, wodny roztwór wodorotlenku sodu.

1. Do jednej probówki wlej ok. 5 cm³ rozcieńczonego kwasu solnego (a), a do drugiej – ok. 5 cm³ rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu (b).
2. Do każdej probówki wrzuć kawałek uniwersalnego papierka wskaźnikowego.
3. Część rozcieńczonego kwasu przelej do trzeciej probówki i wrzuć do niej paperek uniwersalny.
4. Napełnij pipetę roztworem wodorotlenku sodu i dodawaj ten roztwór stopniowo, kropla po kropli, do kwasu w trzeciej probówce tak długo, aż paperek zabarwi się na żółto. Jeżeli dodasz za dużo wodorotlenku i paperek zabarwi się na niebiesko, to dodawaj kroplami kwas aż do uzyskania żółtej barwy papierka (c).
5. Kilka kropeł roztworu z trzeciej probówki przenieś na szkiełko zegarkowe i odparuj wodę. Pozostałość obejrzyj przez lupę.

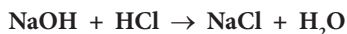


Uniwersalny paperek wskaźnikowy zabarwił się na czerwono w roztworze kwasu, a na niebiesko – w wodnym roztworze wodorotlenku. Paperek w roztworze kwasu, pod wpływem dodawanego roztworu wodorotlenku, stopniowo zmienił barwę na żółtą. Po odparowaniu do sucha zawartości trzeciej probówki, w której mieszano roztwory, otrzymano białą, stałą pozostałość.

Reakcja wodorotlenku z kwasem przebiegała według schematu:



Wodorotlenek sodu reagował z kwasem solnym zgodnie z równaniem:





Reakcja opisana w doświadczeniu 9.1. przebiegła w roztworze wodnym między bezbarwnymi reagentami. Do wykrycia zachodzącej przemiany chemicznej został wykorzystany uniwersalny papierek wskaźnikowy, który – podobnie jak lakmus – barwi się na niebiesko w roztworze wodorotlenku, a na czerwono w roztworze kwasu.

Jeżeli roztwór wodny nie zawiera ani wodorotlenku, ani kwasu, to papierek pozostaje żółty. Taki roztwór nazywa się **roztworem obojętnym** (o odczynie obojętnym). Stopniowe dodawanie roztworu wodorotlenku do roztworu kwasu, lub odwrotnie, prowadzi do otrzymania roztworu obojętnego, co oznacza, że substancje te wzajemnie się zobojętniły (zneutralizowały). Reakcja wodorotlenku z kwasem jest nazywana reakcją zobojętniania. Produktem takiej reakcji jest woda i sól, w tym przypadku chlorek sodu o wzorze sumarycznym NaCl.

Wzory i nazwy soli

Sole są to związki składające się z metalu (M) i reszty kwasowej (R). Ich budowę przedstawia wzór ogólny:

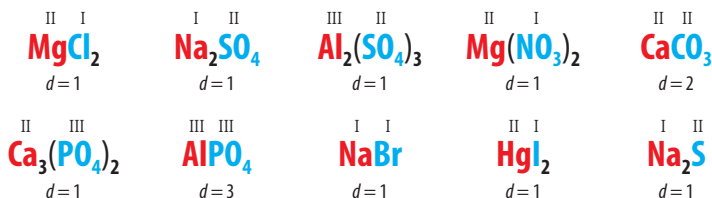


w którym n , m oznaczają indeksy stechiometryczne.

Wzór soli można ustalić, korzystając z reguły krzyżowej. W tym celu należy określić wartościowość metalu i reszty kwasowej. **Wartościowość reszty kwasowej** jest równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce kwasu, np.

Kwas (resztę kwasową wyróżniono na niebiesko)	Liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu	Wartościowość reszty kwasowej
HCl	1	I
H ₂ SO ₄	2	II
H ₃ PO ₄	3	III

Jeżeli sól zawiera kilka jednakowych reszt kwasowych stanowiących grupę atomów, to we wzorze soli resztę kwasową umieszcza się w nawiasie, za którym dopisuje się indeks określający liczbę reszt. Oto kilka przykładów ustalania wzoru soli (d jest to wspólny dzielnik):



Nazwy soli składają się z dwóch wyrazów. Podstawą tworzenia nazwy soli jest nazwa kwasu. Sole kwasów tlenowych mają w nazwie zakończenie **-an**, np. sól kwasu węglowego to węglan. Nazwy soli kwasów beztlenowych mają zakończenie **-ek**, np. sól kwasu chlorowodorowego to chlorek.

Jeżeli metal tworzy związki o różnej wartościowości, to nazwę soli należy uzupełnić wartościowością metalu, tak jak w nazwach tlenków. Pamiętaj, że sól, która pochodzi od kwasu siarkowego(VI) to siarczan(VI), ale ustalając wzór tej soli należy wziąć pod uwagę wartościowość całej reszty kwasowej (II), a nie wartościowość niemetalu (VI), który tworzy kwas. Przykłady wzorów i nazw soli zestawiono w tabeli 9.1.

Tabela 9.1. Wzory sumaryczne i nazwy wybranych soli

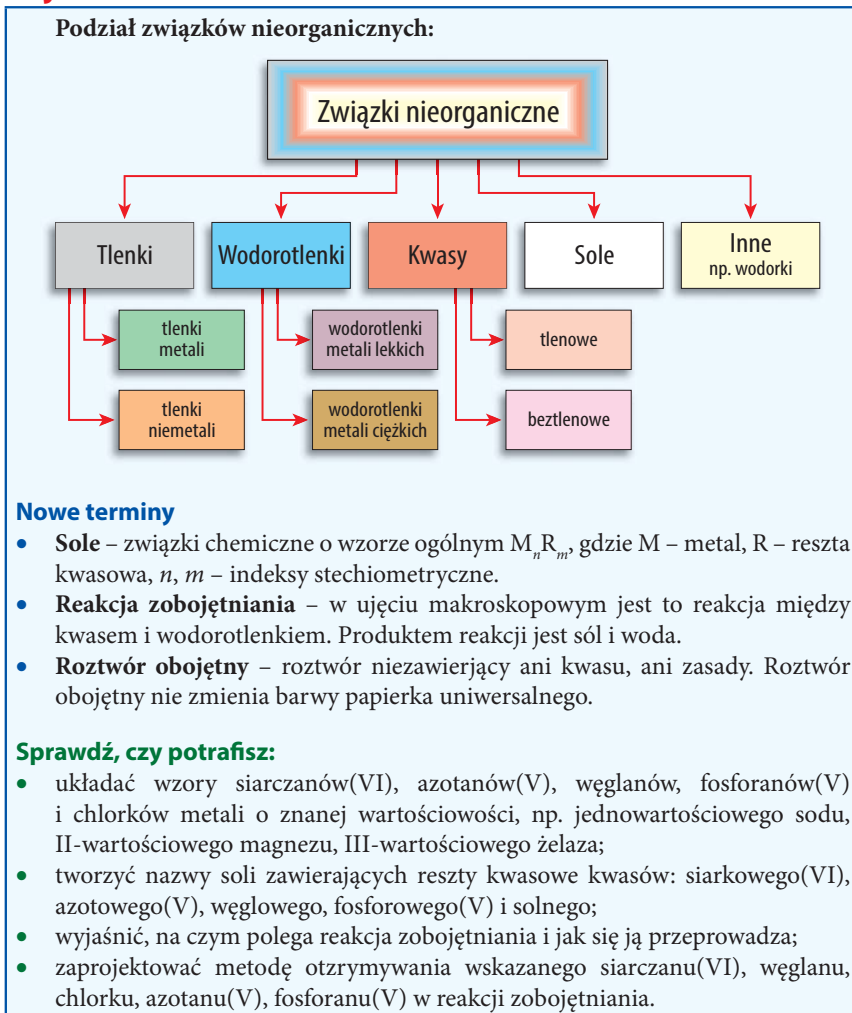
Wzór sumaryczny soli	Wartościowość metalu	Wartościowość reszty kwasowej (wzór kwasu)	Nazwa soli
CuSO_4	II	II (H_2SO_4)	siarczan(VI) miedzi(II)
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	III	II (H_2SO_4)	siarczan(VI) glinu
AgNO_3	I	I (HNO_3)	azotan(V) srebra
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	II	I (HNO_3)	azotan(V) magnezu
CaCO_3	II	II (H_2CO_3)	węglan wapnia
Na_3PO_4	I	III (H_3PO_4)	fosforan(V) sodu
AlPO_4	III	III (H_3PO_4)	fosforan(V) glinu
KCl	I	I (HCl)	chlorek potasu
FeCl_3	III	I (HCl)	chlorek żelaza(III)
Na_2S	I	II (H_2S)	siarczek sodu
FeS	II	II (H_2S)	siarczek żelaza(II)

Aby poprawnie napisać wzór soli na podstawie jej nazwy systematycznej należy krok po kroku porządkować informacje, np. dla przypadku: siarczan(VI) żelaza(III). Ustalenie składników soli jest najważniejsze. Siarczan(VI) żelaza(III) to sól, która pochodzi od kwasu siarkowego(VI) o wzorze H_2SO_4 i trójwartościowego żelaza, zatem:

- wzór reszty kwasowej to SO_4 ,
- reszta kwasowa jest II-wartościowa, ponieważ kwas od którego się wywodzi zawiera dwa atomy wodoru,
- atom żelaza jest III-wartościowy,
- zapisujemy składniki soli obok siebie, pamiętając o tym, że po lewej stronie należy zapisać symbol atomu metalu, a po prawej stronie – wzór reszty kwasowej:
 Fe SO_4
- nad symbolem atomu metalu i wzorem reszty kwasowej umieszczamy ich wartościowości:
 III II
 Fe SO_4
- ustalamy wzór soli zgodnie z zasadami reguły krzyżowej:
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$



To już wiesz...



9.2. Projektowanie otrzymywania soli

Z poprzedniego paragrafu wiesz już, że w celu otrzymania określonej soli należy dobrać odpowiedni wodorotlenek (zawierający pożądaną metal) i odpowiedni kwas (zawierający pożądaną resztę kwasową), np. fosforan(V) wapnia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ można otrzymywać z wodorotlenku wapnia i kwasu fosforowego(V). Współczynniki stechiometryczne w reakcji zobojętniania powinno się dobierać w następującej kolejności:

- zapisz wzory substratów i produktów, czyli przedstaw równanie reakcji chemicznej:

$$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- wyrównaj liczbę atomów metalu (po prawej stronie są trzy atomy wapnia, zatem w reakcji muszą brać udział trzy cząsteczki wodorotlenku wapnia):

$$3 \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- wyrównaj liczbę reszt kwasowych [po prawej stronie równania są dwie reszty, zatem w reakcji muszą brać udział dwie cząsteczki kwasu fosforowego(V)]:

$$3 \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- wyrównaj liczbę atomów wodoru:
 - a) po lewej stronie:
 3Ca(OH)_2 zawiera $3 \cdot 2 = 6$ atomów wodoru
 $2 \text{H}_3\text{PO}_4$ zawiera $2 \cdot 3 = 6$ atomów wodoru
 razem 12 atomów wodoru
 - b) po prawej stronie równania tyle samo atomów wodoru musi zawierać powstająca woda:

$$3 \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$$
 ($6 \text{H}_2\text{O}$ zawiera $6 \cdot 2 = 12$ atomów wodoru)

W laboratoriach chemicznych reakcję zobojętniania przeprowadza się przy użyciu zestawu przedstawionego na fot. 9.1. Jeden reagent znajduje się w kolbie stożkowej, a drugi w tzw. biurecie, czyli rurce zaopatrzonej w podziałkę i kurek, który pozwala na dodawanie odmierzonej objętości roztworu z biurety „kropla po kropli”. Takie postępowanie chemicy nazywają **miareczkowaniem**.



Fot. 9.1. Zestaw laboratoryjny do miareczkowania

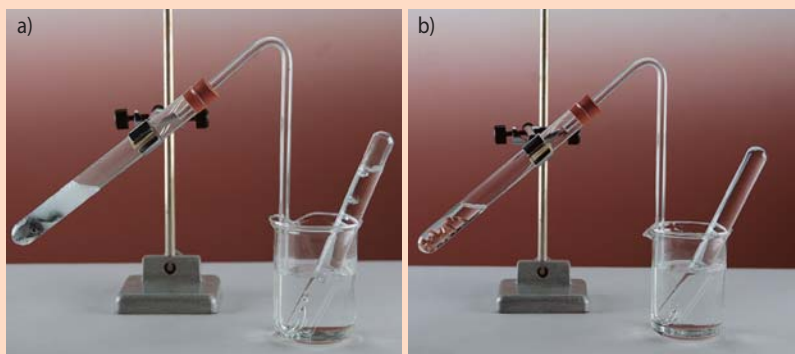
Reakcja zobojętniania kwasu zasadą (i na odwrót) nie jest jedyną metodą otrzymywania soli w laboratorium. Sole można otrzymać także innymi metodami, do których zaliczane są reakcje opisane poniżej.



Reakcje metali z kwasami

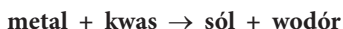
Doświadczenie 9.2. Działanie kwasu solnego na cynk i miedź

- **Sprzęt:** trzy probówki, rurka odprowadzająca z korkiem, zlewka, statyw z łapą do probówek, szkiełko zegarkowe, grzejnik, łuczywo.
 - **Odczynniki:** cynk, miedź, rozcieńczony kwas solny, woda destylowana.
1. Do jednej probówki wrzuć kawałki cynku (fot. a), a do drugiej – miedzi (fot. b).
 2. Następnie wlej do każdej probówki po 5 cm³ rozcieńczonego kwasu solnego – najpierw do probówki z cynkiem, a później – z miedzią, łącząc je rurką odprowadzającą. Zwróć uwagę na odmiennie efekty w obu probówkach.
 3. Wydzielający się gaz zbieraj nad wodą w trzeciej probówce w sposób pokazany na fotografiach. Po zakończeniu reakcji zbadaj zebrany gaz, zbliżając do wylotu probówki płonące łuczywo.
 4. Z probówki, w której zaszła reakcja, pobierz kilka kropeł roztworu i odparuj wodę na szkiełku zegarkowym.

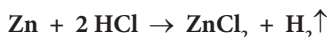


W probówce z cynkiem wydzielał się bezbarwny gaz, który spalał się z charakterystycznym „trzaskiem”. W probówce z miedzią nie było widać objawów reakcji.

Cynk reagował z kwasem solnym, a miedź nie reagowała wcale. Produktem reakcji cynku z kwasem była sól – chlorek cynku (biała pozostałość na szkiełku zegarkowym) i wodór (gaz wydzielający się z roztworu). Reakcja przebiegała według schematu:



Reakcję, która przebiegała w doświadczeniu 9.2. można zatem zapisać następująco:



W równaniach chemicznych można zaznaczać strzałką skierowaną do góry (\uparrow), że substancja w postaci gazu opuszcza przestrzeń reakcyjną.

Cynk wyparł wodór z kwasu i zajął jego miejsce. Nie wszystkie metale wypierają wodór z kwasów. Mało reaktywne metale, jak na przykład: złoto, platyna, miedź, srebro i rtęć nie wypierają wodoru z kwasów. Sole zawierające te metale można otrzymać innymi sposobami.

Inne przykłady reakcji metali z kwasami:

- otrzymywanie chlorku żelaza(II) FeCl_2

$$\text{Fe} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$$
- otrzymywanie fosforanu(V) magnezu $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$

$$3 \text{Mg} + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2 \uparrow$$

Inne metody otrzymywania soli

Nie tylko wodorotlenki i metale mogą reagować z kwasami. Okazuje się, że tlenki metali również wchodzą w reakcję chemiczną z kwasami. Reakcje te zachodzą według schematu wymiany podwójnej:



Przykłady takich reakcji przedstawiamy poniżej:

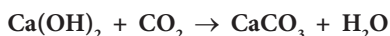
- otrzymywanie chlorku sodu NaCl

$$\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$
- otrzymywanie siarczanu(VI) wapnia CaSO_4

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- otrzymywanie azotanu(V) glinu $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

$$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$$

Ważną metodą otrzymywania soli jest także reakcja wodorotlenku z tlenkiem niemetalu. Jednym z przykładów takiej reakcji jest dobrze Ci znane mętnienie wody wapiennej pod wpływem tlenku węgla(IV). Reakcje te zachodzą według schematu:



Reakcja między wodorotlenkiem a tlenkiem niemetalu nie jest zwyczajną reakcją wymiany. Aby poprawnie ustalić wzór reszty kwasowej wchodzącej w skład powstającej soli musisz nauczyć się właściwie kojarzyć wzór tlenku niemetalu z kwasem, który z niego powstaje w reakcji z wodą. Przykłady reakcji:

- otrzymywanie siarczanu(VI) sodu Na_2SO_4

$$2 \text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- otrzymywanie siarczan(IV) potasu K_2SO_3

$$2 \text{KOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- otrzymywanie azotanu(V) wapnia $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Sole kwasów beztlenowych można otrzymywać w bezpośredniej reakcji chemicznej metalu z niemetalem. Reakcja przebiega według schematu:



Przykłady takich reakcji przedstawiamy poniżej:

- otrzymywanie chlorku potasu KCl

$$2 \text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{KCl}$$
- otrzymywanie siarczku miedzi(II)

$$\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$$



Znane są jeszcze inne metody otrzymania soli w laboratorium chemicznym. Dowiesz się o nich na następnych lekcjach (patrz: p. 9.4.).

To już wiesz...

Nowy termin

Miareczkowanie – czynność laboratoryjna polegająca na stopniowym dodawaniu (kroplami) roztworu (np. kwasu) do innego roztworu (np. zasady) w obecności wskaźnika, który zmianą barwy zasygnalizuje zakończenie reakcji.



Sprawdź, czy potrafisz:

- przedstawić makroskopowy i mikroskopowy opis reakcji metalu z kwasem;
- opisać mikroskopowo przebieg reakcji tlenku metalu z kwasem;
- przedstawić mikroskopowy opis reakcji wodorotlenku z tlenkiem niemetalu.

Zadania dla chętnych (odpowiedzi nie zamieszczaj w podręczniku!)

1. Sprawdź, które metale roztwarza płyn do odrdzewiania. Do doświadczenia możesz użyć jednego z kilku dostępnych w handlu odrdzewiaczy lub płynów do usuwania kamienia z urządzeń sanitarnych. Przed wykonaniem prób przeczytaj wszystkie informacje umieszczone na opakowaniu i przestrzegaj ostrzeżeń. Pracuj w rękawiczkach foliowych lub gumowych i załóż okulary ochronne. Płyn wlej do połowy niewielkiego szklanego naczynia, na przykład szklanki i zanurz w nim różne przedmioty: gwóźdź żelazny, drut aluminiowy, drut miedziany, wkręt lub śrubę mosiądzowaną, wkręt lub śrubę oksydowaną, drut ocynkowany (z siatki ogrodzeniowej). Tłuste przedmioty oczyść przed doświadczeniem watą z niewielką ilością rozpuszczalnika (np. czystą benzyną). Pracuj z dala od ognia! Po kilku lub kilkunastu godzinach wyjmij przedmioty, opłucz je wodą, wysusz i obejrzyj przez lupę. W razie wątpliwości porównaj z przedmiotem nie zanurzonym w odrdzewiaczu. Zanonuj wyniki.

Uwaga! Naczynia, które wykorzystujesz do wykonania eksperymentu nie powinny być wykorzystywane do przechowywania żywności!

2. Sprawdź, czy tlenek miedzi(II) roztwarza się w kwasie solnym. W tym celu drut lub inny przedmiot miedziany uchwyc szczypcami i ogrzewaj go w płomieniu palnika kuchenki, aż pokryje się czarnym nalotem tlenku miedzi(II). Po ostygnięciu zanurz go na kilka godzin w odrdzewiaczu zawierającym kwas solny. Zachowaj środki ostrożności. Jeżeli czarny nalot zniknął, to ułóż równanie reakcji, która zaszła.

9.3. Rodzaje soli

Sole proste, które zostały omówione w dwóch poprzednich paragrafach, są zbudowane z atomów metalu i reszty kwasowej. W przyrodzie występują jednak liczne sole o bardziej złożonej strukturze.

Hydraty

Hydraty (czyli **sole uwodnione**) są to substancje krystaliczne, powstające podczas krystalizacji z roztworu wodnego, zawierające cząsteczki wody H_2O rozmieszczone równomiernie wśród innych drobin tworzących kryształ. Dzięki równomiernemu rozmieszczeniu cząsteczek wody w kryształach, hydrat ma określoną stechiometrię i jego skład może być przedstawiony wzorem chemicznym. Hydraty spotykane są wśród wielu soli, a do najbardziej znanych należą:

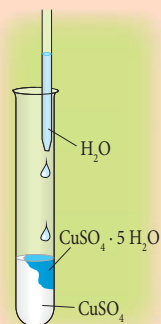
- $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$ – siarczan(VI) wapnia—woda (1/2),
- $CuCl_2 \cdot 2 H_2O$ – chlorek miedzi(II)—woda (1/2),
- $Ca(NO_3)_2 \cdot 4 H_2O$ – azotan(V) wapnia—woda (1/4),
- $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ – siarczan(VI) miedzi(II)—woda (1/5),
- $CoCl_2 \cdot 6 H_2O$ – chlorek kobaltu(II)—woda (1/6),
- $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O$ – siarczan(VI) glinu—woda (1/18).

Kropka umieszczona między wzorem soli i wzorem wody nie pełni tu funkcji znaku mnożenia, lecz oznacza, że substancja jest hydratem. Woda zawarta w hydracie jest nazywana **wodą hydratacyjną** lub **wodą krystalizacyjną**. Podczas rozpuszczania hydratu w wodzie kryształ rozpada się na cząsteczki wody i inne drobiny w nim zawarte. Cząsteczki wody hydratacyjnej mieszają się z cząsteczkami wody rozpuszczającej i powstaje taki sam roztwór, jaki powstałby w wyniku rozpuszczania kryształu nieuwodnionego. Liczba cząsteczek wody hydratacyjnej jest charakterystyczna dla danej soli, jednak nie należy uczyć się tych liczb na pamięć!



Doświadczenie 9.3. Dehydratacja i hydratacja na przykładzie hydratu i bezwodnego siarczanu(VI) miedzi(II)

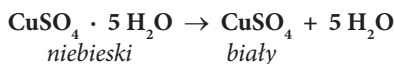
- **Sprzęt:** probówka, palnik, łapa drewniana, pipeta.
 - **Odczynniki:** siarczan(VI) miedzi(II)—woda (1/5), woda destylowana.
1. Wsyp do probówki kilka gramów siarczanu(VI) miedzi(II)—woda (1/5) i ogrzewaj w płomieniu palnika aż do zmiany jego barwy.
 2. Po ostygnięciu dodaj do probówki kilka kropeł wody.



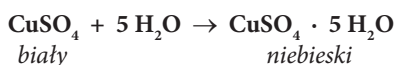


Niebieskie kryształy soli ulegały odbarwieniu pod wpływem ogrzewania. Po wprowadzeniu niewielkiej ilości wody kryształy odzyskały niebieskie zabarwienie.

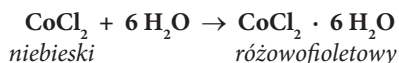
Ogrzewanie hydratów powoduje uwalnianie wody krystalizacyjnej. Proces ten, zwany **dehydratacją**, czyli **odwodnieniem**, ilustruje doświadczenie 9.3. Niebieski, uwodniony siarczan(VI) miedzi(II) traci wodę krystalizacyjną w temperaturze ok. 150°C:



W tym konkretnym przypadku procesowi dehydratacji towarzyszy zmiana barwy i rozsypanie się dużego kryształu w proszek. Po dodaniu wody do soli bezwodnej następuje proces odwrotny – **hydratacja**, czyli **uwodnienie**:



Innym przykładem soli, której towarzyszy zmiana barwy w trakcie hydratacji i dehydratacji, jest chlorek kobaltu(II):



Wodorosole

Sole, które już poznałeś mają wzór ogólny M_nR_m , czyli składają się z metalu i reszty kwasowej. Inne rodzaje soli różnią się od nich tym, że albo pierwsza pozycja, zajmowana przez metal M, albo druga pozycja, zajmowana przez resztę kwasową R, zostają zmodyfikowane pod względem składu.

Wodorosole zawierają resztę kwasową z jednym lub większą ilością atomów wodoru. Wartościowość takiej reszty kwasowej jest równa liczbie atomów wodoru, które usunięto z cząsteczki kwasu.

Wybrane ogólne przykłady wodorosoli i ich reszt kwasowych:

- **wodorowęglany** – z resztą kwasową HCO_3 (jednowartościową),
- **wodorosiarczany(VI)** – z resztą kwasową HSO_4 (jednowartościową),
- **wodorofosforany(V)** – z resztą kwasową HPO_4 (dwuwartościową),
- **diwodorofosforany(V)** – z resztą kwasową H_2PO_4 (jednowartościową).

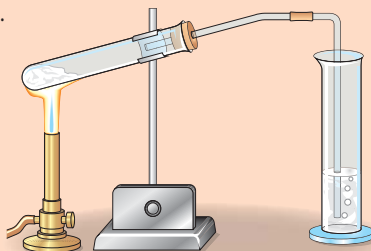
Reszty kwasowe zawierające wodór są nazywane resztami kwaśnymi. Wzory wodorosoli podlegają regule krzyżowej, np.

- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – wodorowęglan wapnia,
- KHSO_4 – wodorosiarczan(VI) potasu,
- Na_2HPO_4 – wodorofosforan(V) sodu,
- $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – diwodorofosforan(V) magnezu.



Doświadczenie 9.4. Rozkład termiczny wodorowęglanu sodu

- **Sprzęt:** probówka, korek z rurką odprowadzającą, palnik, statyw z łapą do probówek, cylinder miarowy.
 - **Odczynniki:** wodorowęglan sodu, woda wapienna.
1. Kilka gramów wodorowęglanu sodu ogrzewaj płomieniem palnika w probówce zamocowanej na statywie (rys.), zaopatrzonej w korek i rurkę odprowadzającą gazy. Koniec rurki należy zanurzyć w wodzie wapiennej. Rozkład zaczyna się już w temperaturze 50°C, a kończy w temperaturze ok. 300°C.
 2. Zwróć uwagę na efekty przy wylocie z probówki i w rurce odprowadzającej oraz w cylindrze z wodą wapienną.



Na ściankach przy wylocie probówki pojawiły się krople bezbarwnej cieczy. Woda wapienna w cylindrze zmętniała pod wpływem wydzielającego się bezbarwnego gazu.

Wodorowęglan sodu (soda oczyszczona – składnik proszku do pieczenia) jest jedną z najbardziej znanych wodorosoli w gospodarstwie domowym.

Zmętnienie wody wapiennej zaobserwowane podczas doświadczenia 9.4. oznacza, że jednym z produktów rozkładu soli był tlenek węgla(IV). Kropelki cieczy u wylotu probówki i w rurce to woda ze skroplonej pary wodnej.

Reakcja rozkładu wodorowęglanu sodu przebiega według równania:



Sole amonowe

Sole amonowe zamiast metalu zawierają tzw. **amon**, czyli jednowartościową **grupę amonową** o składzie NH_4^+ , zbudowaną z jednego atomu azotu i czterech atomów wodoru, na przykład:

- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – siarczan(VI) amonu,
- NH_4Cl – chlorek amonu.

Sole amonowe mają dwie ważne, charakterystyczne właściwości: łatwo ulegają rozkładowi termicznemu i rozkładowi pod wpływem zasad. W obu przypadkach jednym z produktów jest **amoniak** NH_3 , gaz o ostrej, charakterystycznej woni (fot. 9.2.), drażniący, a w większych dawkach niszczący(!) błony śluzowe.

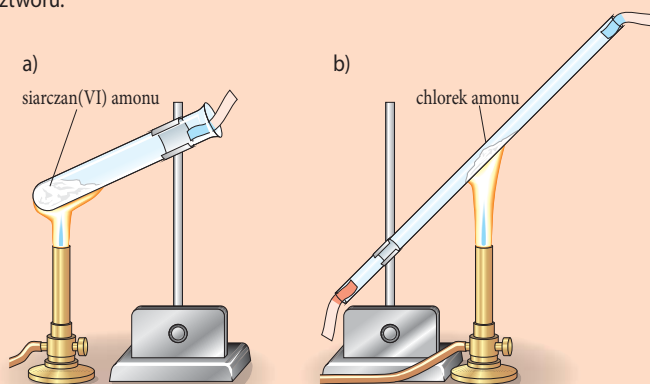


Fot. 9.2. Sposób bezpiecznego sprawdzania zapachu amoniaku



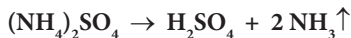
Doświadczenie 9.5. Rozkład termiczny soli amonowych

- **Sprzęt:** probówka, palnik, statyw z łapą do probówek, papierki wskaźnikowe, rura szklana.
 - **Odczynniki:** siarczan(VI) amonu, chlorek amonu, woda destylowana.
1. Rozkład termiczny siarczanu(VI) amonu przeprowadza się w zestawie laboratoryjnym pokazanym na rys. a), a rozkład chlorku amonu (tzw. salmiaku) w zestawie pokazanym na rys. b).
 2. U wylotu probówki (rys. a) i obu wylotów ukośnie zamocowanej rury (rys. b) umieść zwilżone wodą papierki uniwersalne i ogrzewaj sole płomieniem palnika.
 3. Po ochłodzeniu probówki (rys. a) wylej jej zawartość do zlewki z wodą i zbadaj odczyn otrzymanego roztworu.



W doświadczeniu przedstawionym na rysunku a) wydzieliał się bezbarwny gaz o charakterystycznym zapachu, który zabarwił wilgotny papierek wskaźnikowy na niebiesko. Roztwór pozostałości w probówce zabarwił papierek wskaźnikowy na czerwono. W doświadczeniu przedstawionym na rysunku b) wydzielają się dwa bezbarwne gazy: u dołu rury – gaz, który zabarwił wilgotny papierek wskaźnikowy na czerwono, i u góry – gaz o charakterystycznym zapachu, który zabarwił wilgotny papierek wskaźnikowy na niebiesko.

Rozkład termiczny siarczanu(VI) amonu przebiega według równania:



Wytworzony kwas siarkowy(VI) został w probówce i stąd kwaśny odczyn roztworu pozostałości po ogrzewaniu. Zwilżony papierek wskaźnikowy u wylotu probówki zmienił barwę pod wpływem ulatniającego się amoniaku.

Rozkład termiczny chlorku amonu (salmiaku) przebiega z wytworzeniem dwóch gazów:



Amoniak, jako gaz o gęstości mniejszej od gęstości powietrza, ulatniał się górnym wylotem rurki (rys. b). Chlorowodór ma gęstość większą od gęstości powietrza, dlatego wydostawał się dolnym otworem i to on barwił papierek na czerwono.

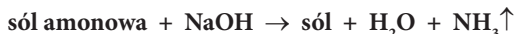

Doświadczenie 9.6. Rozkład soli amonowej pod wpływem zasady

- **Sprzęt:** probówka z boczną rurką, wkrapłacz, kolba stożkowa, papierek wskaźnikowy.
 - **Odczynniki:** sól amonowa, wodny roztwór wodorotlenku sodu, woda destylowana.
1. Reakcję przeprowadza się w zestawie laboratoryjnym, pokazanym na rysunku obok.
 2. Sól amonową umieszcza się w probówce, a do wkraplacza wlewa się wodny roztwór wodorotlenku sodu.
 3. Już po dodaniu kilku kropeł roztworu zasady zaczyna się wywiązywać gaz, który łatwo zidentyfikować.



W doświadczeniu wydzielal się bezbarwny gaz o charakterystycznym zapachu, który zabarwił wilgotny papierek wskaźnikowy na niebiesko.

Równanie chemiczne przeprowadzonej reakcji można zapisać, znając schemat jej przebiegu:



Zatem:


To już wiesz...

Nowe terminy:

- **Hydraty** – sole o wzorze typu $\text{M}_n\text{R}_m \cdot x \text{H}_2\text{O}$, gdzie M – metal, R – reszta kwasowa, n , m – indeksy stechiometryczne, x – ilość cząsteczek wody. Zawierają w sieci krystalicznej cząsteczki wody w określonej liczbie w stosunku do innych drobin tego kryształu.
- **Woda hydratacyjna (krystalizacyjna)** – woda, której cząsteczki znajdują się w sieci krystalicznej hydratów.
- **Dehydratacja** – odwodnienie hydratów (usunięcie wody hydratacyjnej).
- **Hydratacja** – uwodnienie soli bezwodnych.
- **Wodorosole** – sole o wzorze ogólnym $\text{M}_n(\text{H}_k\text{R})_m$, gdzie H_kR – tzw. kwaśna reszta. Wodorosole podlegają regule krzyżowej.
- **Sole amonowe** – sole o wzorze ogólnym $(\text{NH}_4)_n\text{R}$, gdzie NH_4 to jednowartościowa grupa amonowa.

**Sprawdź, czy potrafisz:**

- wyjaśnić, co to są hydraty, podać ich przykłady w postaci wzorów i nazw;
- przedstawić sposób otrzymywania substancji bezwodnej z hydratu;
- wymienić rodzaje znanych Ci soli i określić ich skład;
- podać przykłady wodorosoli wraz z ich nazwami;
- opisać rozkład termiczny wodorowęglanu sodu;
- omówić właściwości soli amonowych.

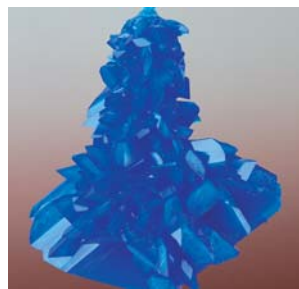
Zadanie dla chętnych (odpowiedzi nie zamieszczaj w podręczniku!)

W celu ustalenia liczby cząsteczek wody hydratacyjnej w kryształach wodorofosforanu magnezu poddano prażeniu 7 g hydratu. Pozostałość po prażeniu ważyła 4,82 g. Ustal wzór hydratu.

9.4. Właściwości fizyczne i chemiczne soli

Sole są substancjami stałymi, najczęściej białymi. Znane są także sole o różnych barwach, np. uwodniony siarczan(VI) miedzi(II) jest niebieski (fot. 9.3.), jodek ołowiu(II) – żółty, siarczek miedzi(II) – czarny, chlorek żelaza(III) – brunatnoczerwony, a chlorek żelaza(II) – zielony.

Rozpuszczalność soli w wodzie jest bardzo zróżnicowana. Niektóre rozpuszczają się tak dobrze, że ich rozpuszczalność wynosi kilkadziesiąt i więcej gramów na 100 g wody, np. azotan(V) sodu NaNO_3 i azotan(V) potasu KNO_3 . Są też sole praktycznie nierozpuszczalne w wodzie, np. węglan wapnia CaCO_3 i chlorek srebra AgCl .



Fot. 9.3. Kryształ siarczanu(VI) miedzi(II)

W odróżnieniu od wodorotlenków i kwasów, których niewiele występuje w przyrodzie, sole są niezwykle rozpowszechnione. Skorupa ziemska składa się przede wszystkim z soli i z tlenków!

Wiele soli stanowi **kopaliny**, czyli surowce wydobywane z Ziemi metodami górnictwymi, np. **chlorek sodu NaCl** – sól kamienna (sól kuchenna) – jest w Polsce wydobywany w okolicy Wieliczki, Bochni i Inowrocławia, **węglan wapnia CaCO_3** – główny składnik wapienia i marmuru, występuje w Tatrach Zachodnich, Pieninach i Jurze Krakowskiej. Do kopalin należą też różne azotany(V), zwane **saletrami**, a po-

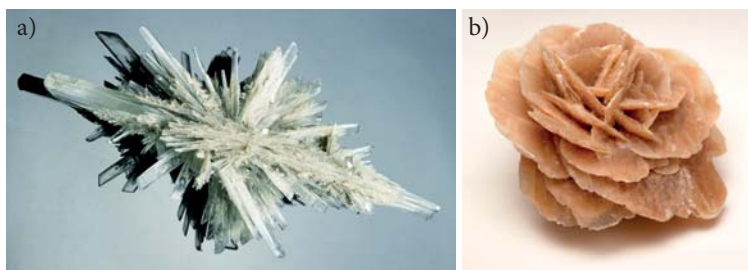
nadto fosforan(V) wapnia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, stanowiący główny składnik fosforytów, oraz siarczan(VI) wapnia CaSO_4 , czyli gips.

Zaprawa gipsowa

Powszechnie znane zastosowanie gipsu jest związane z tworzeniem przez siarczan(VI) wapnia dwóch rodzajów hydratów:

- $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ – tzw. **gips krystaliczny**,
- $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – tzw. **gips palony**.

Gips występujący w przyrodzie jako minerał, jest gipsem krystalicznym. Gips palony, otrzymany z gipsu krystalicznego, wymieszany z wodą tworzy papkę twardniejącą w ciągu kilkunastu minut na skutek ponownego utworzenia kryształów $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$. Zaprawa gipsowa znalazła powszechnie znane zastosowanie w medycynie do unieruchamiania złamanych kości, do odlewania niewielkich przedmiotów, wypełniania ubytków w ścianach itd.

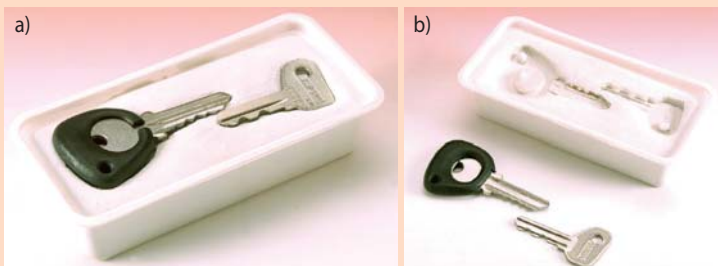


Fot. 9.4. Gips naturalny: bezbarwny kryształ (a), gipsowa „róża pustyni“ (b)



Doświadczenie 9.7. Zaprawa gipsowa

- **Sprzęt:** plastikowa miseczka, łopatka, pudełko, nóż, klucz, klucz (lub inny przedmiot).
 - **Odczynniki:** gips palony, woda, olej.
1. Do plastikowej miseczki wlej ok. 20 cm³ wody i dodawaj porcjami, mieszając, tyle gipsu palonego, aż uzyskasz gęstą papkę.
 2. Gipsową papkę przełóż do pudełka i wyrównaj jej powierzchnię mokrym nożem.
 3. Na powierzchni papki ułóż metalowy przedmiot, np. klucz, uprzednio posmarowany olejem (a).
 4. Gdy gips stwardnieje, wyjmij przedmiot i porównaj go z gipsowym odciskiem (b).





Rozkład termiczny węgla wapnia

Sole są na ogół na tyle trwałe, że ich rozłożenie wymaga ogrzewania do bardzo wysokiej temperatury, nawet do kilku tysięcy stopni. Rozkład węgla wapnia następuje jednak już w temperaturze ok. 900°C.

Doświadczenie 9.8. Rozkład termiczny węgla wapnia

- **Sprzęt:** tygiel, trójkąt do tygli, palnik, statyw z pierścieniem, zlewka, papierek wskaźnikowy.
 - **Odczynniki:** węgiel wapnia, woda destylowana.
1. Kilkanaście gramów węgla wapnia wysyp do tygla porcelanowego.
 2. Tygiel umieść wewnątrz trójkąta do tygli i ogrzewaj w płomieniu palnika, aż tygiel rozżarzy się do czerwoności (fot.).
 3. Po ostygnięciu, zawartość tygla spróbuj rozpuścić w wodzie destylowanej. Zwróć uwagę na efekt cieplny podczas tej próby i zbadaj odczyn otrzymanego roztworu.



Próbka pobrana z tygla po wyprażeniu węgla wapnia częściowo rozpuszczała się w wodzie, czemu towarzyszyło wydzielanie się ciepła. Powstały roztwór barwił papierek wskaźnikowy na niebiesko.

Reakcja termicznego rozkładu węgla wapnia przebiega według równania:



Reakcja ta jest wykorzystywana w przemyśle chemicznym do produkcji wapna palonego CaO, z którego otrzymuje się wapno gaszone Ca(OH)₂ – podstawowy składnik zaprawy murarskiej.

Rozkład fotochemiczny chlorku srebra

Niektóre sole ulegają rozkładowi pod działaniem światła. Reakcje takie nazywają się **reakcjami fotochemicznymi**.

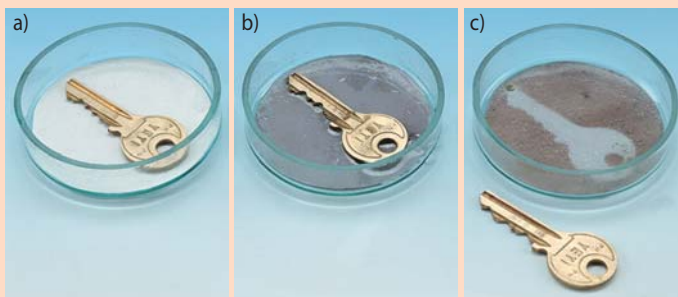
Doświadczenie 9.9. Rozkład fotochemiczny chlorku srebra

- **Sprzęt:** zlewka, lejek, sącdek z bibuły, statyw, łapa, bagietka, bibuła, klucz.
 - **Odczynniki:** wodny roztwór azotanu(V) srebra, wodny roztwór chlorku sodu, woda destylowana, olej mineralny.
1. W celu otrzymania chlorku srebra zmieszaj dwa rozcieńczone, wodne roztwory azotanu(V) srebra AgNO₃ i chlorku sodu NaCl.
 2. Mieszaninę poreakcyjną z wytrąconym osadem AgCl przenieś na sącdek umieszczony w lejku.
 3. Po przesączeniu roztworu osad przemyj wodą destylowaną.
 4. Otrzymany osad chlorku srebra rozprowadź równomiernie bagietką na powierzchni bibuły.

cd.

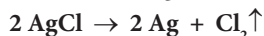


5. Na warstwie osadu połóż posmarowany olejem klucz (lub inny płaski przedmiot) w celu zasłonięcia części substancji (fot. a).
6. Całość przenieś w miejsce silnie nasłonecznione.
7. Po kilku minutach usuń klucz. Porównaj zabarwienie osadu w miejscu zasłoniętym i odsłoniętym (fot. b, c).



Biały osad ściemniał pod wpływem światła. Część osadu, która została zasłonięta przez klucz nie uległa ściemnieniu.

Chlorek srebra pod wpływem światła ulega rozkładowi chemicznemu:



Ciemna barwa osadu pochodzi od wydzielonego srebra.

Substancje, które ulegają reakcji chemicznej pod wpływem światła, są nazywane **substancjami światłoczułymi**. Dzięki reakcjom fotochemicznym rozwinęły się burzliwie dwie dziedziny sztuki: fotografia i film.

Reakcje soli z kwasami, zasadami i innymi solami

Niektóre sole reagują z kwasami, inne z wodorotlenkami lub z innymi solami. Są to reakcje wymiany, w których powstają substancje gazowe lub substancje trudno rozpuszczalne.



Doświadczenie 9.10. Reakcja węgla wapnia z kwasem solnym

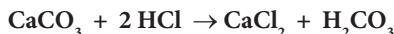
- **Sprzęt:** dwie probówki z bocznymi rurkami, pipeta, rurka odprowadzająca, statyw, łapa do probówek, korki.
 - **Odczynniki:** marmur, woda wapienna.
1. Do pierwszej probówki wrzuć kawałek marmuru (lub kilka muszelek) i dodaj z pipety kilkanaście kropeł rozcieńzonego kwasu solnego (fot.).
 2. Wydzielający się gaz wprowadź do drugiej probówki z wodą wapienną.
 3. Obserwuj zmiany zachodzące w probówce z marmurem i w probówce z wodą wapienną.





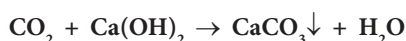
W pierwszej próbówce wydzielał się bezbarwny gaz, który powodował zmętnienie wody wapiennej w drugiej próbówce.

Po zmieszaniu kwasu solnego z węglanem wapnia zachodzą kolejno dwie reakcje:



Pierwsza z tych reakcji jest reakcją wymiany, w której kwas i sól przekształcają się w nową sól i nowy kwas. Można zatem tę reakcję potraktować jako jedną z metod otrzymywania soli.

Druga reakcja zachodzi dlatego, że kwas węglowy jest nietrwały i rozkłada się na wodę i tlenek węgla(IV). To właśnie tlenek węgla(IV) spowodował zmętnienie wody wapiennej:



Doświadczenie 9.11. Reakcja siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu

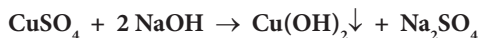
- **Sprzęt:** zlewka, lejek, sączonek z bibuły, statyw, łąpa, pipeta, szkiełko zegarkowe, grzejnik elektryczny.
 - **Odczynniki:** wodny roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), wodny roztwór wodorotlenku sodu, woda destylowana.
1. Zmieszaj w zlewce dwa rozcieńczone wodne roztwory: wodorotlenku sodu i siarczanu(VI) miedzi(II).
 2. Zawartość naczynia przenieś na sączonek, a odsączony osad przemyj wodą.
 3. Kilka kropeł przesączonek przenieś na szkiełko zegarkowe i odparuj wodę.



W zlewce wytrącił się niebieski, galaretowaty osad.

Po odparowaniu wody z próbki przesączonek, na szkiełku zegarkowym wykrystalizował biały osad.

Reakcja siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu przebiega według równania:

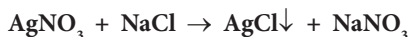


Jest to reakcja wymiany, podczas której wodorotlenek i sól przekształciły się w nowy wodorotlenek i nową sól. Reakcja przebiegła dlatego, że „nowy” wodorotlenek Cu(OH)_2 jest substancją trudno rozpuszczalną. Drugi produkt reakcji, bezbarwny, dobrze rozpuszczalny siarczan(VI) sodu znalazł się w przesączonek.

Reakcję tego typu można wykorzystać do otrzymywania wodorotlenków tych metali, których nie można otrzymać w reakcji metalu lub jego tlenku z wodą.

W równaniach chemicznych można zaznaczyć strzałką skierowaną w dół (\downarrow), że substancja wytrąca się w postaci trudno rozpuszczalnego osadu.

Sole mogą także reagować z innymi solami. Są to reakcje wymiany podwójnej, w których reagentami są aż cztery różne sole. Warunkiem koniecznym do zajścia takiej reakcji jest jednak to, aby jeden z produktów był trudno rozpuszczalny, np.



Substratami reakcji są dwie dobrze rozpuszczalne sole. Jeden z produktów wytrąca się w postaci osadu, a drugi pozostaje rozpuszczony w cieczy nad osadem (patrz: p. 10.4.).

Wybrane zastosowania soli

- W gospodarstwie domowym najczęściej stosowane sole to: chlorek sodu NaCl – do solenia potraw oraz jako środek konserwujący; azotan(V) potasu KNO_3 – do konserwowania mięsa; wodorowęglan sodu NaHCO_3 – jako proszek do pieczenia ciasta (zwykle zmieszany z innymi solami).
- W rolnictwie sole stosowane są jako nawozy sztuczne, głównie azotany(V) sodu, potasu, wapnia i amonu, ponadto siarczany(VI) wapnia i amonu oraz fosforany(V) wapnia i amonu.
- W przemyśle chemicznym, np. chlorek sodu NaCl do produkcji wielu innych związków sodu (np. Na_2CO_3) i związków chloru (np. HCl).



Fot. 9.5. Przykładowe sole stosowane: a) w gospodarstwie domowym, b) w rolnictwie

To już wiesz...



Nowe terminy

- **Zaprawa gipsowa** – mieszanina gipsu palonego (CaSO_4) $_2$ · H₂O i wody. Twardnieje na skutek tworzenia się kryształów CaSO_4 · 2 H₂O.
- **Reakcja fotochemiczna** – reakcja chemiczna przebiegająca pod wpływem światła. Jedną z takich reakcji jest rozkład fotochemiczny.



- **Substancja światłoczuła** – substancja ulegająca reakcji chemicznej pod wpływem światła. Wszystkie niewywołane filmy i papiery fotograficzne zawierają substancje światłoczułe i dlatego muszą być chronione przed dostępem światła.
- **Strącanie (wytrącanie) osadów** – reakcja chemiczna przebiegająca w roztworze i prowadząca do powstania substancji trudno rozpuszczalnej, wydzielającej się z roztworu w postaci osadu.
- **Saletry** – występujące w przyrodzie azotany(V). Saletra używana do peklowania (konserwacji) mięsa to saletra indyjska KNO_3 .
- **Kopalina** – surowiec, który jest wydobywany z ziemi metodami górnictwami.

Sprawdź, czy potrafisz:

- wyjaśnić procesy: a) otrzymania gipsu palonego, b) twardnienia zaprawy gipsowej;
- wymienić trzy najważniejsze właściwości soli i zilustrować je przykładami;
- podać przykłady soli występujących w przyrodzie;
- przedstawić kolejne procesy prowadzące od wapienia do wapna gaszonego i wyjaśnić ich znaczenie praktyczne.

9.5. Podsumowanie

Sole proste są to związki o wzorze ogólnym M_nR_m , w którym M oznacza metal (lub grupę amonową), R – resztę kwasową, n , m – indeksy stechiometryczne. Stanowią jedną z podstawowych grup związków nieorganicznych.

Nazwy soli tworzy się na podstawie nazwy kwasu: zakończenie **-an** otrzymują nazwy soli kwasów tlenowych, zakończenie **-ek** – soli kwasów beztlenowych, np.

- ZnSO_4 – siarczan(VI) cynku,
- PbCl_2 – chlorek ołowiu(II),
- NH_4NO_3 – azotan(V) amonu.

Oprócz soli prostych istnieje kilka innych rodzajów soli, w tym **wodorosole** o wzorze ogólnym $\text{M}_n(\text{H}_k\text{R})_m$, np. NaHCO_3 – wodorowęglan sodu, zbudowany z kationów Na^+ i anionów HCO_3^- , oraz **hydraty** o wzorze ogólnym $\text{M}_n\text{R}_m \cdot k\text{H}_2\text{O}$, np. $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Sole są na ogół substancjami stałymi, krystalicznymi, najczęściej białymi, choć znane są sole o różnych barwach; na przykład $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ jest niebieski. Rozpuszczalność soli w wodzie jest bardzo zróżnicowana, np. wszystkie azotany(V) są dobrze rozpuszczalne. Trudno rozpuszczalne są, np. AgCl , PbI_2 , BaSO_4 , prawie wszystkie węglany i fosforany(V) oraz siarczki metali ciężkich.

Sole są szeroko rozpowszechnione w przyrodzie, zarówno pod względem ilościowym, jak i jakościowym. Można powiedzieć, że skorupa ziemską składa się z tlenków i z soli. Wiele soli stanowi kopaliny, czyli surowce wydobywane z Ziemi metodami górnictwami. Do tej grupy należy przede wszystkim sól kamienna, której głównym składnikiem jest chlorek sodu NaCl . Ważnym minerałem jest węgiel wapnia CaCO_3 , główny składnik wapienia i marmuru. Do kopalin należą też różne azotany(V), zwane saletrami, przede wszystkim saletra chilijska NaNO_3 , indyjska KNO_3 i wapieniowa $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, a ponadto fosforan(V) wapnia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, stanowiący główny składnik fosforytów, oraz siarczan(VI) wapnia CaSO_4 występujący w przyrodzie w postaci bezwodnej, zwanej anhydrytem, i w postaci hydratu $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, czyli gipsu.

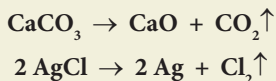
Do najważniejszych reakcji otrzymywania soli należą:

- reakcja metalu z kwasem:
metal + kwas \rightarrow sól + wodór
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
(nie wszystkie metale wypierają wodór z kwasów; wodoru z kwasów nie wypierają między innymi: miedź, srebro, złoto i platyna)
- reakcja wodorotlenku z kwasem (reakcja zobojętniania):
wodorotlenek + kwas \rightarrow sól + woda
 $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- reakcja tlenku metalu z kwasem:
tlenek metalu + kwas \rightarrow sól + woda
 $\text{MgO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- reakcja wodorotlenku z tlenkiem niemetalu:
wodorotlenek + tlenek niemetalu \rightarrow sól + woda
 $12 \text{KOH} + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow 4 \text{K}_3\text{PO}_4 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- reakcja metalu z niemetalem:
metal + niemetal \rightarrow sól
 $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$
(metoda, którą wykorzystuje się do otrzymywania soli kwasów beztlenowych)

Reakcja zobojętniania przeprowadzona prawidłowo, tzn. tak, aby nie pozostał nadmiar wodorotlenku, ani nadmiar kwasu, prowadzi do otrzymania roztworu zwanego obojętnym.

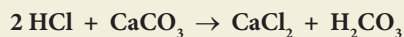
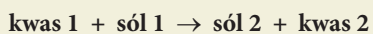
Właściwości chemiczne soli są bardzo zróżnicowane. Nie istnieje reakcja, której ulegałyby wszystkie sole.

Sole mogą się rozkładać pod wpływem różnych czynników, np. ogrzewania (rozkład termiczny) i naświetlania (rozkład fotochemiczny). Możliwość przebiegu tych reakcji zależy od rodzajów soli, np.

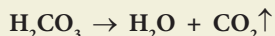




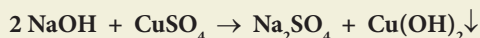
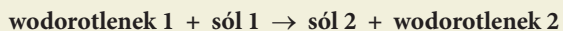
Niektóre sole reagują z kwasami według schematu:



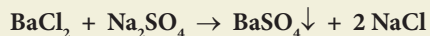
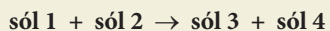
Powstający kwas węglowy ulega rozkładowi:



Inne sole reagują z wodorotlenkami według schematu:



Niektóre sole reagują także z innymi solami, tworząc dwie inne sole, wśród których jedna jest trudno rozpuszczalna:



Kamil Kaznowski • Krzysztof M. Pazdro

ABC chemii

Podręcznik do gimnazjum

Część C Właściwości materii



Spis treści

Rozdział 10. Właściwości substancji w roztworach	5
10.1. Dysocjacja jonowa	5
10.2. Kwasy i zasady	10
10.3. Elektrolity mocne i elektrolity słabe	15
10.4. Reakcje jonowe	18
10.5. Podsumowanie	24
Rozdział 11. Pierwiastki chemiczne	26
11.1. Wodór	26
11.2. Sód, potas, magnez i wapń	31
11.3. Glin, miedź i żelazo	36
11.4. Węgiel	40
11.5. Azot i fosfor	45
11.6. Tlen i siarka	50
11.7. Fluor, chlor, brom i jod	57
11.8. Podsumowanie	62
Rozdział 12. Związki węgla z wodorem	65
12.1. Węglowodory nasycone – alkanany	65
12.2. Właściwości węglowodorów nasyconych	70
12.3. Węglowodory nienasycone – alkeny i alkiny	74
12.4. Właściwości węglowodorów nienasyconych	78
12.5. Polimery	82
12.6. Ropa naftowa i gaz ziemny	87
12.7. Podsumowanie	92
Rozdział 13. Pochodne węglowodorów	94
13.1. Alkohole	94
13.2. Kwasy karboksylowe	100
13.3. Wyższe kwasy karboksylowe i ich sole	106
13.4. Estry	110
13.5. Tłuszcze	113
13.6. Aminy, aminokwasy, białka	116
13.7. Cukry proste	123
13.8. Cukry złożone	127
13.9. Podsumowanie	133

Rozdział 14. Uzupełnienia	136
U.14.1. Promieniotwórczość naturalna	136
U.14.2. Promieniowanie jądrowe	141
U.14.3. Promieniotwórczość sztuczna	148
U.14.4. Energetyka jądrowa	151
U.14.5. O lekach, nikotynie i narkotykach	156
U.14.6. Budowa chemiczna skorupy ziemskiej, gleba i tworzywa pochodzenia mineralnego	160
U.14.7. Zanieczyszczenia środowiska	165
Skorowidz	169
Tablice uzupełniające	171
Odpowiedzi do wybranych „Zadań dla chętnych”	176



Właściwości substancji w roztworach

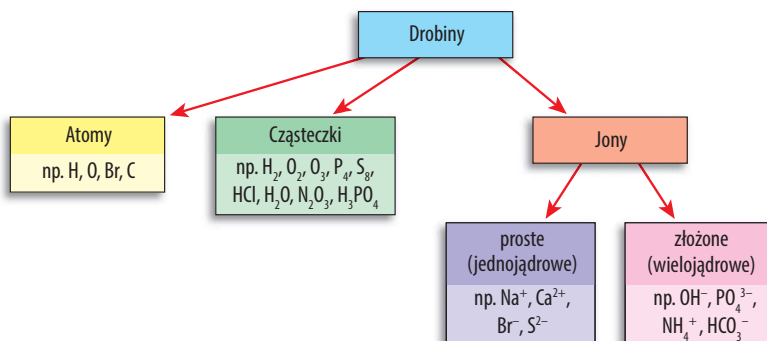
10.1. Dysocjacja jonowa

Wśród kilku znanych rodzajów drobin najczęściej spotykamy trzy: **atomy**, **cząsteczki** i **jony** (rys. 10.1).

Atomy to drobin y elektroobojętne, zawierające jedno jądro. Z atomów składają się substancje stanowiące pierwiastki chemiczne, choć nie wszystkie, ponieważ niektóre z nich tworzą cząsteczki (np. N_2 , Cl_2).

Cząsteczki to drobin y elektroobojętne, zawierające dwa lub większą liczbę jąder. Z cząsteczek składają się substancje stanowiące kowalencyjne związki chemiczne oraz wspomniane wyżej niektóre pierwiastki chemiczne.

Jony to drobin y obdarzone ładunkiem elektrycznym. Mogą zawierać jedno jądro (tzw. jony proste, np. Cu^{2+}) lub wiele jąder (tzw. jony złożone, np. CO_3^{2-}). Z jonów składają się substancje stanowiące jonowe związki chemiczne. Związek jonowy, czyli związek chemiczny z wiązaniem jonowym, to najczęściej związek utworzony z metalu i niemetalu, np. $NaCl$ (zbudowany z jonów Na^+ i Cl^-).



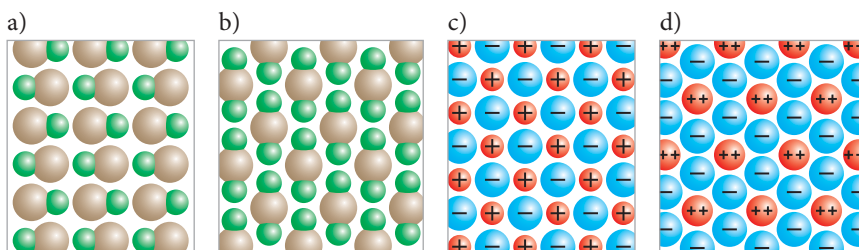
Rys. 10.1. Podział drobin

W jonowej sieci krystalicznej nie ma cząsteczek, lecz tylko jony dodatnie i jony ujemne zmieszane ze sobą w takim stosunku ilościowym, aby ładunek elektryczny kryształu jako całości był równy zeru (liczba ładunków dodatnich równa liczbie ładunków ujemnych). Struktura kryształu jonowego nie odpowiada więc stosowanym powszechnie wzorom cząsteczkowym substancji jonowych, np. $NaCl$, $CuCl_2$, $FeCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$. Substancje te nie są zbiorami jednakowych cząsteczek, lecz zbiorem jednakowych, elektroobojętnych zespołów jonów, na przykład:

- Na^+ i Cl^- ,
- Cu^{2+} , Cl^- , Cl^- ,

- Fe^{3+} , Cl^- , Cl^- , Cl^- ,
- Fe^{3+} , Fe^{3+} , SO_4^{2-} , SO_4^{2-} , SO_4^{2-} .

W każdym takim zespole łączny ładunek kationów jest równy łącznemu ładunkowi anionów.

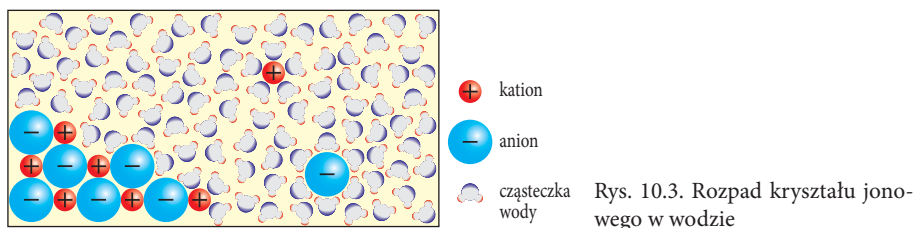


Rys. 10.2. Modele drobin w kryształach zbudowanych z: a) cząsteczek AB, b) cząsteczek AB_2 , c) jonów A^+ i B^- , d) jonów A^{2+} i B^-

Jony mogą istnieć także w roztworach, głównie w roztworach wodnych, gdzie pojawiają się w wyniku **dysocjacji jonowej**, czyli rozpadu kryształów jonowych i niektórych cząsteczek na jony pod wpływem wody.

Rozpad na jony

Kryształy jonowe wrzucone do wody rozpuszczają się w niej i rozpadają na to, z czego się składają, czyli na jony. Rozpad następuje pod wpływem cząsteczek wody uderzających w powierzchnię kryształu (rys. 10.3). Nawet substancje kowalencyjne, ale tylko te, w których wiązanie spolaryzowane jest słabe, mogą na skutek zderzeń z cząsteczkami wody rozpaść się na jony. Wytworzone jony poruszają się w roztworze chaotycznie, na takich samych zasadach jak cząsteczki wody.

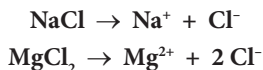


Rys. 10.3. Rozpad kryształu jonowego w wodzie

Bilans ładunku

Dysocjacji jonowej ulegają: sole, kwasy i wodorotlenki. Z każdej dysocjującej substancji powstają jony dodatnie – **kationy**, i jony ujemne – **aniony**.

Liczba ładunków dodatnich (zgrupowanych na kationach) jest równa liczbie ładunków ujemnych (zgrupowanych na anionach), np.:





Warto zestawić te równania z podanymi w p. 5.1 (podręcznik cz. A) przykładami tworzenia się związków jonowych. Wyraźnie widać, że sole te rozpadają się w wodzie na takie jony, z jakich są zbudowane ich kryształy.

Równania dysocjacji jonowej soli, kwasów i wodorotlenków

Przy układaniu **równań chemicznych dysocjacji jonowej** należy się kierować dwoma wskazówkami praktycznymi.

1. Liczba jonów danego znaku po prawej stronie równania dysocjacji jest równa liczbie odpowiadających im atomów (lub grup) we wzorze chemicznym po lewej stronie równania:



2. Ładunek jonu jest równy wartościowości atomu (lub grupy). Przebieg dysocjacji jonowej można przedstawić schematem ogólnym:



w którym i, j oznaczają ładunki równe liczbowo wartościowościom atomów lub grup A i B.

Schemat taki jest poprawny, jeżeli spełnia równanie:

$$n \cdot i = m \cdot j$$

oznaczające, że liczba powstających ładunków dodatnich ($n \cdot i$) jest równa liczbie powstających ładunków ujemnych ($m \cdot j$).

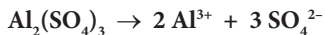
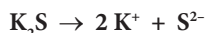
Kwasy dysocjują na kationy wodoru H^+ i aniony reszty kwasowej, np.:



Wodorotlenki dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe OH^- , np.:



Sole dysocjują na kationy metalu i aniony reszty kwasowej, np.:



Tlenki metali składają się z kationów metalu i dwuujemnych anionów O^{2-} , zwanych jonami tlenkowymi. Na przykład CaO to kationy Ca^{2+} i aniony O^{2-} w stosunku 1:1, a Na_2O to kationy Na^+ i aniony O^{2-} w stosunku 2:1. Tlenki metali nie ulegają jednak procesowi dysocjacji jonowej. Część tlenków metali reaguje z wodą, tworząc roztwory wodorotlenków, a pozostałe nie reagują z wodą i nie rozpuszczają się w niej.

Nazewnictwo jonów

Nazwy kationów tworzy się przez podanie ładunku lub wartościowości, po nazwie pierwiastka, w nawiasie, np.:

- Cu^+ – kation miedzi(I),
- Cu^{2+} – kation miedzi(II),
- Fe^{2+} – kation żelaza(II),
- Fe^{3+} – kation żelaza(III).

Informacje w nawiasie można oczywiście pominąć, jeżeli pierwiastek tworzy tylko jeden rodzaj jonu (np. metale 1. i 2. grupy układu okresowego, cynk, glin):

- Na^+ – kation sodu,
- Ca^{2+} – kation wapnia,
- Al^{3+} – kation glinu.

Nazwy anionów prostych (jednojądrowych) tworzy się z nazwy soli kwasu beztlenowego (chlorek, bromek, siarczek itp.) przez zastąpienie zakończenia **-ek** końcówką **-kowy**, np.:

- Cl^- – anion chlorkowy,
- Br^- – anion bromkowy,
- S^{2-} – anion siarczkowy.

Nazwy anionów złożonych (wielojądrowych) tworzy się z nazwy soli kwasu tlenowego [siarczan(VI), azotan(V), węglan itp.] przez dodanie zakończenia **-owy**, np.:

- SO_4^{2-} – anion siarczanowy(VI),
- NO_3^- – anion azotanowy(V),
- CO_3^{2-} – anion węglanowy.

Anion złożony, jakim jest grupa wodorotlenkowa (OH^-) wchodząca w skład wodorotlenków, nosi nazwę: anion (jon) wodorotlenkowy.

Tabela. 10.1. Przykłady składu jonowego substancji i nazw jonów

Wzór	Kation	Anion	Nazwa kationu	Nazwa anionu
$PbCO_3$	Pb^{2+}	CO_3^{2-}	kation ołowiu(II)	anion węglanowy
$AlPO_4$	Al^{3+}	PO_4^{3-}	kation glinu	anion fosforanowy(V)
ZnF_2	Zn^{2+}	F^-	kation cynku	anion fluorkowy
$AgBr$	Ag^+	Br^-	kation srebra	anion bromkowy
KOH	K^+	OH^-	kation potasu	anion wodorotlenkowy
MgO	Mg^{2+}	O^{2-}	kation magnezu	anion tlenkowy
NH_4NO_3	NH_4^+	NO_3^-	kation amonu	anion azotanowy(V)



Elektrolity i nieelektrolity

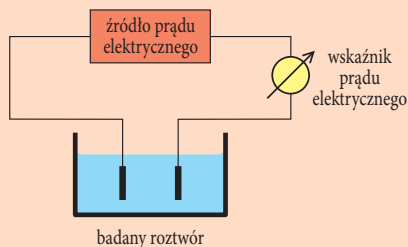
Istnienie jonów w roztworach wodnych potwierdzają liczne eksperymenty. Jeden z nich został przedstawiony w doświadczeniu 10.1. Jeżeli w roztworze istnieją jony, to roztwór powinien przewodzić prąd elektryczny.

Warunkiem przewodzenia prądu elektrycznego przez dany materiał jest obecność w nim swobodnie przemieszczających się cząstek obdarzonych ładunkiem elektrycznym, np. elektronów (w metalach), jonów w niektórych roztworach i stopionych solach.

Doświadczenie 10.1. Badanie przewodnictwa elektrycznego wodnych roztworów różnych substancji



- **Sprzęt:** naczynie na badany roztwór, dwie elektrody (np. grafitowe), bateria, przewody zakończone „krokodylkami”, żarówka.
 - **Odczynniki:** wodne roztwory: cukru, soli kuchennej, wybranych kwasów i wodorotlenków, alkoholu.
1. Zmontuj aparaturę laboratoryjną do badania przewodnictwa roztworów (fot. i rys.).
 2. Do naczynia wlewaj kolejno wodne roztwory badanych substancji i za każdym razem włączaj źródło prądu. Notuj, czy żarówka się świeci, czy nie.



Żarówka świeciła się, kiedy elektrody były zanurzone w wodnych roztworach: soli kuchennej, kwasów i wodorotlenków. W przypadku roztworów cukru i alkoholu żarówka się nie świeciła.

Świecenie żarówki świadczyło o tym, że przez roztwór płynął prąd elektryczny, a więc roztwór zawierał jony. Można stąd wyciągnąć kolejny wniosek, że rozpuszczona w wodzie substancja pod jej wpływem uległa dysocjacji jonowej i dzięki temu roztwór stał się przewodnikiem elektryczności.

Substancje, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny, nazwano **elektrolitami**, a substancje, których wodne roztwory nie przewodzą prądu – **nieelektrolitami**. Do nieelektrolitów należą zatem roztwory cukru i alkoholu.

Do elektrolitów należą oczywiście te związki chemiczne, które ulegają dysocjacji jonowej, czyli sole, kwasy i wodorotlenki. Inne substancje, w tym przede wszystkim większość związków organicznych, należą do grupy nieelektrolitów.

To już wiesz...



Nowe terminy

- **Dysocjacja jonowa (elektrolityczna)** – rozpad substancji na jony pod wpływem wody. Z punktu widzenia budowy materii, dysocjacji mogą ulegać zarówno kryształy jonowe, jak i cząsteczkowe, a z punktu widzenia rodzajów substancji, dysocjacji ulegają sole, wodorotlenki i kwasy.
- **Elektrolit** – substancja, której wodny roztwór przewodzi prąd elektryczny. Elektrolitami są substancje, które ulegają dysocjacji jonowej.
- **Nieelektrolit** – substancja, której wodny roztwór nie przewodzi prądu elektrycznego. Nieelektrolitami są substancje, które nie ulegają dysocjacji jonowej.

Sprawdź, czy potrafisz:

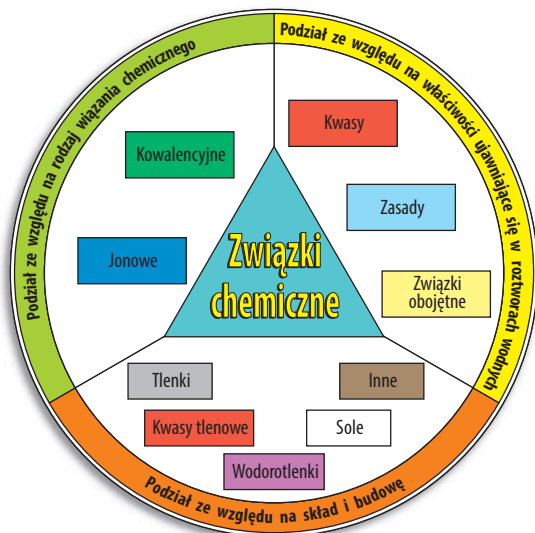
- wyjaśnić, co to jest dysocjacja jonowa i jakie substancje jej ulegają,
- ułożyć równania dysocjacji jonowej: CaCl_2 , FeBr_3 , HNO_3 , KOH , Ca(OH)_2 ,
- wyjaśnić, jak można odróżnić elektrolit od nieelektrolitu.

Zadanie dla chętnych (odpowiedzi nie zamieszczaj w podręczniku!)

Ustal doświadczalnie, które z następujących substancji należą do elektrolitów: glukoza, proszek do pieczenia ciasta, soda oczyszczona, spirytus salicyłowy, kwas cytrynowy, woda utleniona.

10.2. Kwasy i zasady

W chemii stosuje się wiele podziałów związków chemicznych, najczęściej jednak trzy, które już znasz (rys. 10.4):



Rys. 10.4. Trzy podziały związków chemicznych



- podział ze względu na skład i budowę, czyli – w przypadku związków nieorganicznych – na tlenki, kwasy tlenowe, wodorotlenki, sole i inne (podział ten jest często nazywany systematyką związków nieorganicznych),
- podział ze względu na rodzaj wiązania chemicznego, czyli na związki jonowe i związki kowalencyjne,
- podział ze względu na właściwości ujawniające się w roztworach wodnych, czyli na kwasy, zasady i związki obojętne.

Co to są kwasy?

Wszystkie substancje, które po wprowadzeniu do wody wytwarzają jony wodoro-
rowe H^+ , są związkami o charakterze kwasowym, czyli są **kwasami**.

Dysocjacja jonowa kwasów wyjaśnia przyczyny wielu ich wspólnych cech: wszystkie roztwory kwasów zawierają jony wodoru H^+ i to one powodują kwaśny smak, barwienie lakmusu na czerwono i reakcje z wodorotlenkami oraz niektórymi metalami.

O roztworach kwaśnych mówi się, że mają **odczyn kwaśny**. Istnieją związki chemiczne, których nazwy nie zawierają wyrazu „kwas”, a jednak po wprowadzeniu ich do wody pojawiają się jony H^+ i roztwór wykazuje wszystkie typowe cechy roztworu kwasu. Przykładem takiego związku jest chlorowódz HCl (gaz w warunkach pokojowych), który doskonale rozpuszcza się w wodzie. Procesowi rozpuszczania towarzyszy dysocjacja jonowa:



Wodny roztwór chlorowodoru jest nazywany kwasem solnym i czasem, w celu odróżnienia go od gazowego chlorowodoru $HCl_{(g)}$, oznaczany jest wzorem $HCl_{(aq)}$.

Co to są zasady?

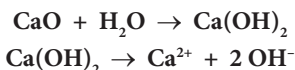
Wszystkie substancje, które po wprowadzeniu do wody wytwarzają jony OH^- , mają charakter zasadowy, czyli są **zasadami**.

Wspólne cechy roztworów wodorotlenków wynikają z obecności jonów wodorotlenkowych OH^- . To one barwią lakmus na niebiesko, nadają roztworowi smak mydła i biorą udział w reakcji z kwasami. **Zasady** są chemicznym przeciwieństwem kwasów, np.:

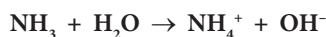


O roztworach zasadowych mówi się, że mają **odczyn zasadowy** (przez analogię do odczynu kwaśnego).

Należy wiedzieć, że **nie każdy wodorotlenek jest zasadą**, a ponadto istnieją związki, które nie są wodorotlenkami, ale należą do grupy zasad, ponieważ spełniają warunek wytwarzania jonów OH^- po wprowadzeniu ich do wody. Trudno rozpuszczalne wodorotlenki metali, np. $Cu(OH)_2$, $Al(OH)_3$, nie wytwarzają jonów OH^- i dlatego nie nazywa się ich zasadami. Można natomiast uznać, że charakter zasadowy ma tlenek metalu, na przykład CaO , który reaguje z wodą, a produkt dysocjuje z wytworzeniem jonów OH^- :



Zasadą jest również amoniak NH_3 (wodorek azotu), ponieważ wprowadzony do wody reaguje z nią, tworząc kation amonowy NH_4^+ i anion OH^- :

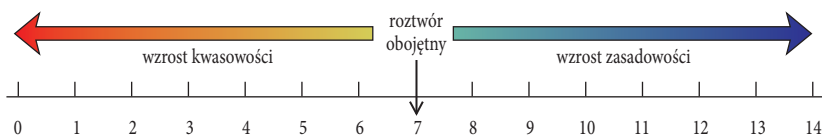


Skala pH

Z doświadczenia życia codziennego wiadomo, że jedne roztwory kwasów są mniej, a inne bardziej kwaśne. Porównaj smak: octu, soku z kiszzonej kapusty, zsiadłego mleka i soku z cytryny.

Im więcej jonów H^+ w jednostce objętości zawiera roztwór, tym jest bardziej kwaśny.

Chemicy określają „stopnie kwasowości” w jednostkach zwanych **pH**. Skalę pH przedstawiono na rys. 10.5. Im bardziej kwaśny jest roztwór (czyli im większe jest stężenie jonów H^+), tym mniejsza (!) jest wartość pH. Dzięki temu ta sama skala pH pozwala na określenie „stopnia zasadowości” roztworu, czyli im bardziej zasadowy jest roztwór (czyli im większe jest stężenie jonów OH^-), tym większa jest wartość pH.



Rys. 10.5. Skala pH

Granicę między „stopniami kwasowości” i „stopniami zasadowości” wyznacza wartość $\text{pH} = 7$. Taką wartość pH ma roztwór o **odczynie obojętnym**. Chemicznie czysta woda ma pH równe 7. Niższe wartości pH odpowiadają roztworom o odczynie coraz bardziej kwaśnym. Wyższe od 7 wartości pH mają roztwory o odczynie coraz bardziej zasadowym.



Uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia barwę przy zmianie pH. Każdemu roztworowi o pH w granicach od 1 do 11 odpowiada inna barwa papierka (fot. 10.1).

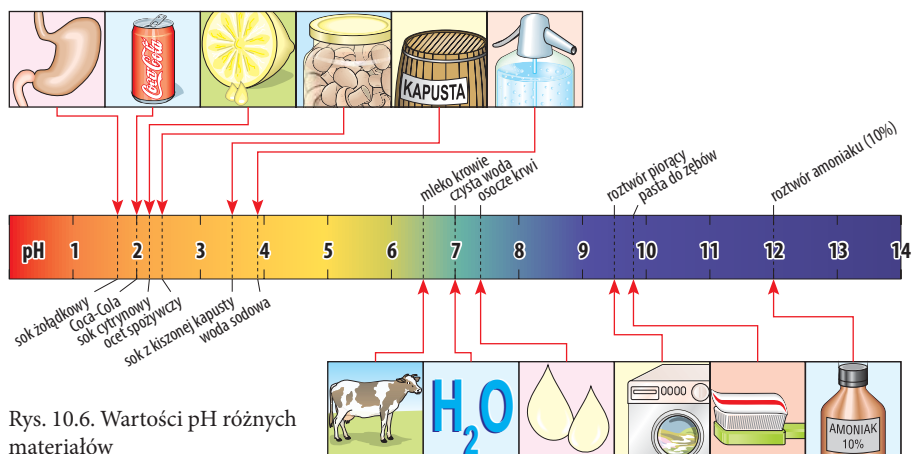
Fot. 10.1. Uniwersalne papierki wskaźnikowe z barwną skalą pH

Określenie wartości pH ma istotne znaczenie we wszystkich gałęziach przemysłu chemicznego, jak również w biologii, fizjologii zwierząt i roślin oraz w rolnictwie i ogrodnictwie.



Jednym z warunków dobrych plonów jest odpowiednie pH gleby. Na przykład ziemniaki najlepiej udają się na glebach o pH od 5,6 do 6,5; żyto przy pH 4–5; buraki przy pH 6,5–7,5; róże najlepiej hoduje się w bardzo wąskich granicach pH gleby – między 6,5 a 6,7.

Niektóre analizy w medycynie opierają się na badaniach pH płynów ustrojowych człowieka, które prawidłowo funkcjonują nieraz w bardzo wąskich granicach pH, np. sok żołądkowy ma odczyn silnie kwaśny (pH 1,6–1,8). Spadek pH poniżej 1,6 świadczy o nadkwaśności, a wzrost powyżej 1,8 – o niedokwaśności.



Rys. 10.6. Wartości pH różnych materiałów

Doświadczenie 10.2. Mierzenie pH różnych roztworów

- **Sprzęt:** zlewki.
- **Odczynniki:** uniwersalne papierki wskaźnikowe, sok z cytryny, woda sodowa, zsiadłe mleko, sok z kiszzonej kapusty, wodny roztwór mydła, woda destylowana, wodny roztwór proszku do prania, wodny roztwór soli kuchennej.

Za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych i skali barw załączonej do papierków zmierz pH: soku z cytryny, wody sodowej, zsiadłego mleka, soku z kiszzonej kapusty, roztworu mydła, wody destylowanej, roztworu proszku do prania, roztworu soli kuchennej i innych roztworów wskazanych przez nauczyciela.



Fenoloftaleina – inny wskaźnik odczynu roztworu

W laboratorium chemicznym używa się różnych wskaźników (indykatorów) odczynu roztworu wodnego, np. dobrze już Ci znanego lakmusu i tzw. wskaźnika uniwersalnego w postaci odpowiednio przygotowanych pasków bibuły. Dużym uznaniem cieszą się także inne wskaźniki, szczególnie **fenoloftaleina**. Zakres jej stosowania nie jest jednak tak szeroki, jak w przypadku uniwersalnych papierków wskaźnikowych.

Alkoholowy roztwór fenoloftaleiny jest bezbarwny. Po wprowadzeniu kilku kropeł takiego roztworu do rozcieńzonego kwasu lub do roztworu o odczynie obojętnym nie pojawia się żadne zabarwienie. Dopiero w środowisku zasadowym wskaźnik ten zabarwia roztwór na malinowo (buraczkowo). Można więc wykorzystać go do wykrywania roztworów o odczynie zasadowym.

To już wiesz...



Wiedza o barwach wskaźników odczynu roztworu:

Wskaźnik	Odczyn kwasowy	Odczyn obojętny	Odczyn zasadowy
papierek lakmusowy	<i>czerwony przechodzący w żółty</i>	<i>żółty przechodzący w niebieski</i>	<i>niebieski przechodzący w granatowy</i>
uniwersalny papierek wskaźnikowy	<i>czerwony przechodzący w żółty</i>	<i>żółtozielony</i>	<i>zielonkawo przechodzący w granatowy</i>
fenoloftaleina	<i>brak barwy</i>	<i>brak barwy</i>	<i>malinowy (buraczkowy)</i>

Nowe terminy

- **Kwas** – substancja, która wprowadzona do wody wytwarza jony wodorowe H^+ ; jej wodny roztwór barwi wskaźniki na określony kolor, np. lakmus na czerwono.
- **Zasada** – substancja, która wprowadzona do wody wytwarza jony wodorotlenkowe OH^- ; jej wodny roztwór barwi wskaźniki na określony kolor, np. lakmus na niebiesko, a fenoloftaleinę na malinowo.
- **Odczyn roztworu** (w ujęciu mikroskopowym) – cecha roztworu określająca obecność jonów H^+ lub OH^- , albo ich praktyczny brak. Odczyn kwaśny oznacza obecność znacznej ilości jonów H^+ ; odczyn zasadowy oznacza obecność znacznej ilości jonów OH^- ; odczyn obojętny oznacza znikomą małą i jednakową ilość jonów H^+ i jonów OH^- . $pH = 7$ oznacza odczyn obojętny, $pH < 7$ oznacza odczyn kwaśny (im bardziej kwaśny jest roztwór, tym niższe pH), $pH > 7$ oznacza odczyn zasadowy (im bardziej zasadowy jest roztwór, tym wyższe pH).
- **pH roztworu** – wielkość charakteryzująca odczyn roztworu.
- **Fenoloftaleina** – wskaźnik, który w roztworach zasadowych przyjmuje barwę malinową, a roztworach o odczynie kwaśnym i obojętnym pozostaje bezbarwny.

Sprawdź, czy potrafisz:

- wyjaśnić, co to jest kwas,
- podać przykłady procesów, które następują po wprowadzeniu do wody: kwasu tlenowego, wodoru kwasowego, tlenku kwasowego,
- wyjaśnić, co to jest zasada,
- podać przykłady procesów, które następują po wprowadzeniu do wody: wodorotlenku, wodoru zasadowego, tlenku zasadowego,
- wyjaśnić, co to jest pH roztworu i jak się je mierzy,
- podać przykłady roztworów o określonym pH .



Zadanie dla chętnych (odpowiedzi nie zamieszczaj w podręczniku!)

Współczynnik pH ma taką właściwość, że jego zmiana o każdą kolejną jednostkę wymaga dziesięciokrotnej zmiany stężenia jonów H^+ (lub OH^-). Oblicz, ile objętości wody należy dodać do 1 objętości roztworu kwasu o $pH = 3$, aby otrzymać roztwór o $pH = 5$.

10.3. Elektrolity mocne i elektrolity słabe

Bardzo ważną cechą substancji jest jej oddziaływanie z wodą. Wiele substancji dobrze rozpuszcza się w wodzie, a powstałe roztwory mają niezwykle zróżnicowane właściwości. Można je podzielić na dwie wielkie grupy: roztwory o odczynie kwaśnym i roztwory o odczynie zasadowym. Trzecia grupa roztworów o odczynie obojętnym, istotnym w ujęciu jakościowym (patrz skala pH), jest rzadko spotykana w praktyce.

W obrębie poszczególnych grup związków, np. kwasów, istnieją także znaczące różnice – znane są kwasy, które są bardziej „kwaśne” od pozostałych. Papierek uniwersalny przyjmuje intensywnie czerwoną barwę w roztworze kwasu solnego, natomiast w roztworze kwasu octowego, o takim samym stężeniu, nie jest już tak intensywnie czerwony. Podobnie jest z zasadami. Dlaczego tak jest?

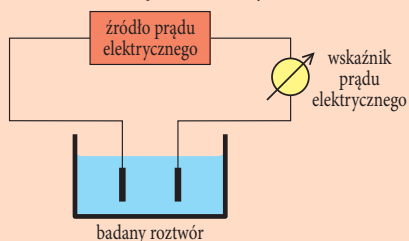
Kwas solny, uzyskany przez rozpuszczenie chlorowodoru w wodzie w takiej proporcji, aby jedna cząsteczka HCl przypadała na 30 cząsteczek H_2O , ma pH około 0. Natomiast roztwór kwasu octowego o takim samym stosunku ilości cząsteczek kwasu do cząsteczek wody (1:30) ma pH równe 3. Różnice we właściwościach tych roztworów są znaczne.

Kwas octowy o $pH = 3$, to znany Ci 10-procentowy ocet, powszechnie stosowany w domowej kuchni, który można skosztować w rozsądnych ilościach. Natomiast skosztowanie kwasu solnego o $pH = 0$ grozi ciężkim poparzeniem jamy ustnej i przewodu pokarmowego.

Doświadczenie 10.3. Porównanie przewodnictwa elektrycznego roztworów kwasów o tym samym stężeniu, lecz różnym pH



- **Sprzęt:** dwie zlewki, bateria, przewody zakończone „krokodylkami”, dwie elektrody, wskaźnik prądu elektrycznego (żarówka).
 - **Odczynniki:** wodne roztwory kwasu solnego i kwasu octowego o takich samych stężeniach, tj. takich samych proporcjach ilości cząsteczek kwasów do ilości cząsteczek wody.
1. Zbuduj obwód elektryczny przedstawiony na rysunku.
 2. Ustal, który roztwór lepiej przewodzi prąd elektryczny: roztwór kwasu solnego czy roztwór kwasu octowego.



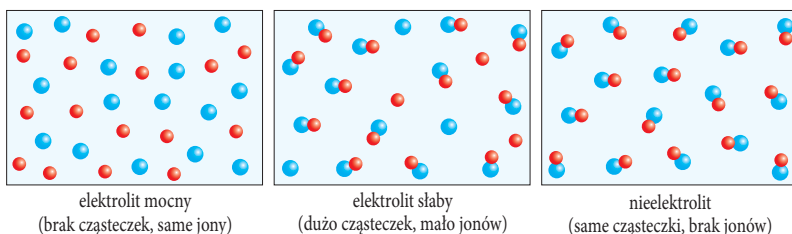
Okazało się, że roztwór kwasu solnego przewodził prąd elektryczny znacznie lepiej niż roztwór kwasu octowego. Świadczyło o tym silniejsze świecenie żarówki. Przewodnictwo roztworu jest tym lepsze, im więcej jonów zawiera roztwór. Im lepsze przewodnictwo, tym większe natężenie prądu elektrycznego wskazywane przez amperomierz lub silniejsze świecenie żarówki. Dużo gorsze przewodnictwo kwasu octowego świadczy o mniejszej liczbie jonów w jego roztworze.

Nie wszystkie wprowadzone do wody cząsteczki elektrolitu muszą rozpadać się na jony. Zależy to od rodzaju elektrolitu i od jego stężenia. Jeżeli rozpadają się wszystkie cząsteczki, bez względu na stężenie, to taki elektrolit nazywamy **elektrolitem mocnym**.

Do mocnych elektrolitów należą mocne kwasy, między innymi: kwas solny, kwas azotowy(V) i kwas siarkowy(VI). W ich roztworach, bez względu na stężenie, nie ma cząsteczek kwasów, lecz są tylko kationy H^+ i odpowiednie aniony reszt kwasowych. W konsekwencji roztwory tych kwasów są „bardzo kwaśne”, to znaczy mają niskie pH (zero lub wartość do niego zbliżoną), roztwarzają wiele metali i innych substancji, a ich stężone roztwory są żrące.

Elektrolit, którego tylko część cząsteczek rozpada się na jony, nazywamy **elektrolitem słabym**. Dysocjacji może ulegać ułamek procentu, kilka, kilkanaście, a czasem kilkadziesiąt procent cząsteczek wprowadzonych do wody (rys. 10.7). W 10-procentowym roztworze kwasu octowego zaledwie 0,4% cząsteczek rozpada się na jony, co oznacza, że do roztworu trzeba wprowadzić 250 cząsteczek, żeby jedna zdysocjowała. Podobnie jest z innymi słabymi kwasami.

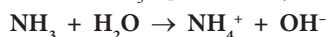
W konsekwencji ich roztwory są słabo kwaśne, to znaczy mają pH w granicach 2–6, nie roztwarzają metali lub reakcja przebiega bardzo powoli.



Rys. 10.7. Modele roztworów elektrolitów i nielektrolitów

Podobnie do kwasów znane są mocne i słabe zasady. Do mocnych zasad należą wodorotlenki litowców i większości berylowców, wśród których najważniejsze to $NaOH$ i KOH oraz $Ca(OH)_2$. W ich wodnych roztworach nie ma cząsteczek, są tylko aniony OH^- i odpowiednie kationy metali (Na^+ , K^+ , Ca^{2+}). W konsekwencji roztwory tych wodorotlenków są „bardzo zasadowe”, to znaczy mają wysokie pH, zwykle kilkanaście, reagują szybko, a ich stężone roztwory są żrące.

W roztworach słabych zasad jest dużo cząsteczek, a mało jonów OH^- . Dlatego ich pH wynosi zwykle od 8 do 10. Typowym przykładem słabej zasady jest amoniak. Tylko niewielki procent cząsteczek NH_3 wprowadzonych do wody ulega reakcji:





Etapowa dysocjacja kwasów i wodorotlenków

Znane Ci równanie dysocjacji kwasu siarkowego(VI):



daje niepełny obraz składu roztworu. Częsteczki kwasu siarkowego(VI) dysocjują „na raty”, w dwóch etapach, z których każdy ma inną wydajność (procent rozpadów). W pierwszym etapie, zachodzącym ze 100-procentową wydajnością cząsteczki rozpadają się tylko na jeden jon H^+ i jon wodorosiarczanowy(VI) HSO_4^- :



Z uwagi na 100-procentową wydajność pierwszego etapu dysocjacji kwas siarkowy(VI) jest mocnym elektrolitem. W drugim etapie około 10% jonów HSO_4^- dysocjuje według równania:



Około 90% jonów HSO_4^- pozostaje w roztworze. W konsekwencji roztwór kwasu siarkowego(VI):

- nie zawiera cząsteczek H_2SO_4 ,
- zawiera bardzo dużo jonów H^+ , z których większość powstała w pierwszym etapie dysocjacji,
- zawiera dużo jonów HSO_4^- ,
- zawiera mało jonów SO_4^{2-} .

Podobnie dysocjują inne kwasy wielowodorowe; np. kwas fosforowy(V) dysocjuje w trzech etapach.

Wodorotlenki zawierające dwie grupy OH, lub więcej, dysocjują etapowo, za każdym razem odszczepiając kolejny jon OH^- , np.:



Powstający w pierwszym etapie dysocjacji jon MgOH^+ to kation hydroksymagnezu.

To już wiesz...

Nowe terminy

- **Elektrolit mocny** – substancja, która po wprowadzeniu do wody całkowicie rozpada się na jony. W roztworach mocnych elektrolitów nie ma cząsteczek substancji. Ważne przykłady elektrolitów mocnych to kwasy: HCl, HNO_3 , H_2SO_4 , wodorotlenki: NaOH, KOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oraz zdecydowana większość soli.
- **Elektrolit słaby** – substancja, która po wprowadzeniu do wody tylko częściowo rozpada się na jony. W roztworach słabych elektrolitów są jony i cząsteczki substancji (niezdysocjowane). Ważne przykłady elektrolitów słabych: kwasy organiczne, H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NH_3 .
- **Dysocjacja etapowa (stopniowa)** – dysocjacja zachodząca w kilku etapach, których wydajności kolejno o są coraz niższe.



Sprawdź, czy potrafisz:

- wskazać podobieństwa i różnice między mocnym kwasem i słabym kwasem,
- wskazać podobieństwa i różnice między mocną zasadą i słabą zasadą,
- podać przykłady elektrolitów mocnych i elektrolitów słabych,
- układać równania kolejnych etapów dysocjacji kwasów wielowodorowych i wodorotlenków z wieloma grupami OH,
- ustalać wykaz jonów obecnych w roztworze elektrolitu,
- uporządkować jony obecne w roztworze określonego elektrolitu według malejącej ich zawartości (stężenia).

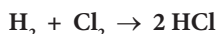
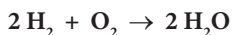
Zadanie dla chętnych (odpowiedzi nie zamieszczaj w podręczniku!)

Oblicz, w którym roztworze jest więcej jonów H⁺: w 0,01-procentowym wodnym roztworze kwasu azotowego(V) (mocny elektrolit, 100% cząsteczek rozpada się na jony), czy w 0,02-procentowym wodnym roztworze kwasu fluorowodorowego (przy tym stężeniu dysocjuje 22% cząsteczek).

10.4. Reakcje jonowe

W chemii stosuje się kilkanaście różnych podziałów reakcji. Każdy jest oparty na innym kryterium. Znany Ci podział oparty na liczbie substratów i produktów prowadzi do trzech typów: reakcji łączenia, rozkładu i wymiany. Inny podział, oparty na rodzaju reagujących drobin, daje dwa rodzaje reakcji: jonowe i cząsteczkowe.

Reakcje cząsteczkowe to takie reakcje, w których substratami – w ujęciu mikroskopowym – są drobinny elektroobojętne, czyli cząsteczki lub atomy. Reakcje cząsteczkowe najczęściej zachodzą w stanie gazowym, np.:



Reakcje jonowe są to reakcje chemiczne, przebiegające w roztworach wodnych między jonami lub między jonami i innymi drobinami (atomami, cząsteczkami).

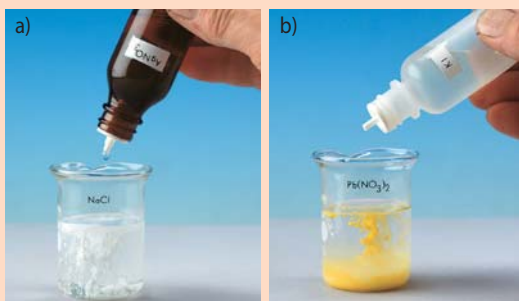
Reakcja strąceniowa

Pierwszym przykładem reakcji jonowych jest grupa reakcji określanych mianem **reakcji strąceniowych**. Jak wskazuje podana nazwa, reakcjom tym towarzyszy wytrącanie się osadu, np. soli lub wodorotlenku.



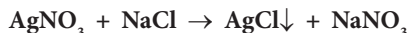
Doświadczenie 10.4. Strącanie osadu substancji trudno rozpuszczalnych

- **Sprzęt:** dwie zlewki.
 - **Odczynniki:** wodne roztwory soli: chlorku sodu, azotanu(V) srebra, jodku potasu, azotanu(V) ołowiu(II).
1. Zmieszaj dwa rozcieńczone, wodne roztwory: chlorku sodu i azotanu(V) srebra (fot. a).
 2. Zmieszaj dwa rozcieńczone, wodne roztwory: jodku potasu i azotanu(V) ołowiu(II) (fot. b).

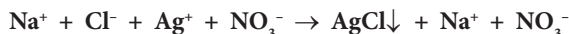


W obu zlewkach wytrąciły się różnobarwne osady substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie.

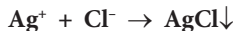
Przeprowadzona w roztworze reakcja między chlorkiem sodu i azotanem(V) srebra, objawiająca się wytrąceniem białego osadu, może zostać przedstawiona równaniem chemicznym:



Taki zapis, zwany „cząsteczkowym”, nie odzwierciedla dobrze faktycznego przebiegu reakcji. Wlewając roztwór AgNO_3 do roztworu NaCl , mieszamy zbiór jonów Na^+ i Cl^- ze zbiorem jonów Ag^+ i NO_3^- . W mieszaninie czterech rodzajów jonów tylko dwa (Ag^+ i Cl^-) reagują ze sobą, tworząc trudno rozpuszczalny osad AgCl , natomiast pozostałe jony nie łączą się w cząsteczki NaNO_3 , jak to sugeruje zapis cząsteczkowy. Rzeczywisty przebieg reakcji obrazuje dopiero zapis jonowy:

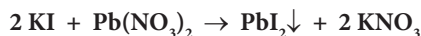


Jony zapisane po obu stronach równania (Na^+ i NO_3^-) nie biorą udziału w reakcji, można je zatem pominąć:

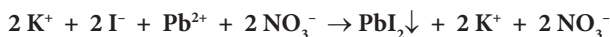


Analogicznie można wyjaśnić przebieg reakcji prowadzącej do wytrącenia żółtego osadu jodku ołowiu(II). Także tym razem zapis cząsteczkowy nie przedstawia rzeczywistego przebiegu tej reakcji:

zapis cząsteczkowy:



zapis jonowy:



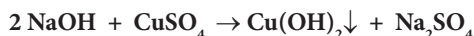
zapis jonowy, skrócony:



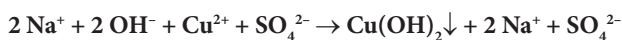
Przykładem reakcji strąceniowej jest także reakcja strącania osadu wodorotlenku miedzi(II), w której powstaje niebieski osad (fot. 10.2):



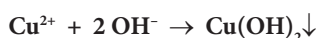
zapis cząsteczkowy:



zapis jonowy:



zapis jonowy, skrócony:



Fot. 10.2. Reakcja strącania niebieskiego osadu wodorotlenku miedzi(II)

Tablica rozpuszczalności (rys. 10.8) jest ważnym narzędziem przy planowaniu reakcji strąceniowych. Jest ona zbudowana z kolumn pionowych, w których umiejscowione są dane dotyczące poszczególnych anionów, oraz wierszy poziomych, w których znajdują się dane dotyczące poszczególnych kationów.

Jony	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	OH ⁻
Na ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NH ₄ ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Cu ²⁺	R	R	R	–	R	N	N	R	–	N	N
Ag ⁺	R	N	N	N	R	N	N	T	N	N	–
Mg ²⁺	N	R	R	R	R	R	R	R	N	N	N
Ca ²⁺	N	R	R	R	R	T	N	T	N	N	T
Ba ²⁺	T	R	R	R	R	R	N	N	N	N	R
Zn ²⁺	R	R	R	R	R	N	T	R	N	N	N
Al ³⁺	T	R	R	R	R	–	–	R	–	N	N
Sn ²⁺	R	R	R	R	R	N	–	R	–	N	N
Pb ²⁺	N	T	T	N	R	N	N	N	N	N	N
Fe ²⁺	T	R	R	R	R	N	N	R	N	N	N
Fe ³⁺	N	R	R	–	R	N	–	R	–	N	N

Rys. 10.8. Tablica rozpuszczalności soli i wodorotlenków (literą „N” oznaczono substancje praktycznie nierozpuszczalne w wodzie, literą „T” – substancje słabo rozpuszczalne, literą „R” – substancje dobrze rozpuszczalne w wodzie; symbol „–” informuje, że w literaturze nie ma informacji na temat rozpuszczalności danej substancji, lub że w roztworze wodnym tej substancji zachodzą złożone procesy)



Te dane określają jakościowo rozpuszczalność substancji składającej się z określonego kationu i określonego anionu.

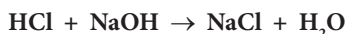
Aby się dowiedzieć, czy dana substancja rozpuszcza się w wodzie, czy nie, należy wybrać wiersz i kolumnę jonów wchodzących w jej skład i na ich skrzyżowaniu odczytać właściwy symbol literowy.

Reakcja zobojętniania

Reakcja zobojętniania była już omawiana w części B podręcznika (patrz: p. 9.1 i doświadczenie 9.1).

Reakcja między kwasem i wodorotlenkiem, a właściwie każda reakcja między kwasem a zasadą, zachodząca w roztworze wodnym, jest reakcją jonową między jonami H^+ i OH^- . Produktem reakcji zobojętniania jest woda. Prawidłowości te wynikają z równań:

zapis cząsteczkowy:



zapis jonowy:



zapis jonowy, skrócony:



Reakcja metalu z kwasem

Reakcja metalu z kwasem jest reakcją jonową między atomami metalu i jonami wodoru H^+ :

zapis cząsteczkowy:



zapis jonowy:



zapis jonowy, skrócony:

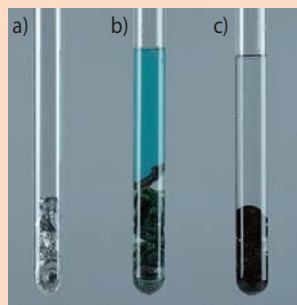


Wypieranie metalu z soli przez inny metal

Reaktywność różnych metali nie jest jednakowa. Niektóre metale są na tyle reaktywne, że są w stanie wyprzeć metal mniej reaktywny z roztworu jego soli.


Doświadczenie 10.5. Wypieranie miedzi z roztworu CuSO_4

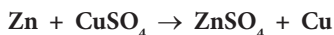
- **Sprzęt:** probówka, statyw do probówek.
 - **Odczynniki:** granulki cynku, 10-procentowy wodny roztwór siarczanu(VI) miedzi(II).
1. Wrzuć do probówki kilka granulek cynku (fot. a) i przyjrzyj się im uważnie.
 2. Do probówki z cynkiem wlej kilka cm^3 roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) (fot. b).
 3. Zaobserwuj, jakie zmiany zachodzą w roztworze i na powierzchni cynku (fot. c).



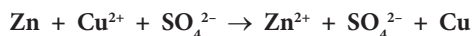
W probówce, po kilku minutach, nastąpiło odbarwienie niebieskiego roztworu, a granulki cynku pokryły się brunatnym nalotem.

Metal bardziej reaktywny, w tym przypadku cynk, wyparł z roztworu metal mniej reaktywny – miedź, i sam zajął jego miejsce w roztworze. Jest to reakcja jonowa, polegająca na przekształceniu atomu metalu bardziej reaktywnego w jon i równocześnie jonu metalu mniej reaktywnego w atom:

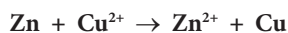
zapis cząsteczkowy:



zapis jonowy:



zapis jonowy, skrócony:



Z przeprowadzonego doświadczenia wynika jeszcze jeden wniosek. Metaliczna miedź wprowadzona do wodnego roztworu siarczanu(VI) cynku nie wyprze cynku z jego soli, ponieważ jest od niego mniej reaktywna.

Wybrane metale uszeregowane ze wzrostem ich reaktywności zostały przedstawione na rysunku:

Au Ag Hg Cu Pb Sn Fe Zn Al Mg Ca Na K



To już wiesz...

Nowe terminy

- **Reakcja jonowa** – reakcja, w której przynajmniej jeden z substratów – w ujęciu mikroskopowym – jest jonem. Reakcje jonowe zachodzą więc między dwoma jonami, między jonem i atomem bądź między jonem i cząsteczką. Reakcję jonową można przedstawić tzw. zapisem cząsteczkowym, w którym wszystkie substancje są przedstawiane w postaci wzorów sumarycznych, lub tzw. zapisem jonowym, ukazującym faktyczny mechanizm reakcji. Do najważniejszych reakcji jonowych należą: strącanie, zobojętnianie, wypieranie wodoru przez metal, wypieranie metalu przez inny metal.
- **Reakcja zobojętniania** – w ujęciu mikroskopowym jest to reakcja jonowa, która zachodzi między jonami H^+ oraz OH^- :

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$
- **Reakcja strącania osadu** – reakcja jonowa, która prowadzi do powstania osadu, np. siarczku miedzi(II):

$$Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS \downarrow$$

Sprawdź, czy potrafisz:

- wyjaśnić, co to są reakcje jonowe, np. reakcja zobojętniania kwasu fosforowego(V) roztworem wodorotlenku potasu i reakcja wytrącania osadu fosforanu(V) wapnia,
- korzystając z tabeli rozpuszczalności, układać równania reakcji strącania osadów soli lub wodorotlenków trudno rozpuszczalnych, np. siarczanu(VI) baru, wodorotlenku cynku,
- podać przykłady reakcji wypierania wodoru z kwasu i metalu z roztworu, oraz zapisać je w formie jonowej,
- określić rozpuszczalność w wodzie dowolnych soli i wodorotlenków na podstawie tablicy rozpuszczalności, np. KNO_3 , $CuSO_4$, $Cu(OH)_2$, $NaOH$, $FeCO_3$.

Zadanie dla chętnych (odpowiedzi nie zamieszczaj w podręczniku!)

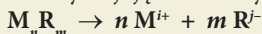
W dwóch probówkach znajdują się wodne roztwory: chlorku sodu i chlorku baru. Jak rozróżnić zawartość probówek, wykonując jedną reakcję chemiczną?



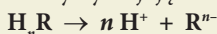
10.5. Podsumowanie

Sole, kwasy i wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie ulegają dysocjacji jonowej. Proces ten następuje po wprowadzeniu substancji do wody i polega na ich rozpadzie na jony. Dzięki obecności swobodnie poruszających się jonów w roztworach mogą one przewodzić prąd elektryczny.

Sole dysocjują na kationy metalu i aniony reszty kwasowej:

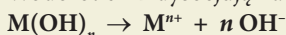


Kwasy dysocjują na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej:



Każdą substancję, która po wprowadzeniu do wody wytwarza jony H^+ , można nazwać **kwasem**.

Wodorotlenki dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe:



Wszystkie substancje, które po wprowadzeniu do wody wytwarzają jony OH^- , są nazywane **zasadami**.

Odczyn roztworu jest to cecha określająca obecność kwasu (**odczyn kwaśny**) lub zasady (**odczyn zasadowy**) albo brak zarówno kwasu jak i zasady (**odczyn obojętny**).

Im większe jest stężenie jonów H^+ , tym bardziej kwaśny jest roztwór. Analogicznie zasadowość roztworu rośnie wraz ze wzrostem stężenia jonów OH^- . Ilościową miarą stopnia kwasowości i stopnia zasadowości jest wielkość zwana **pH** roztworu.

W roztworze obojętnym, czyli takim, w którym nie ma ani kwasu, ani zasady, pH wynosi 7. W roztworach kwaśnych wartość pH jest mniejsza od 7 i maleje w miarę wzrostu stężenia jonów H^+ . W roztworach zasadowych wartość pH jest większa od 7 i rośnie w miarę wzrostu stężenia jonów OH^- .

Oprócz lakmusu istnieje wiele innych wskaźników kwasowo-zasadowych (tzw. indykatorów), ale najczęściej używa się tylko kilku, na przykład wskaźnika uniwersalnego i fenoloftaleiny.

Barwienie wskaźników na określony kolor jest jedną z podstawowych, makroskopowych cech kwasów. Większość kwasów jest w smaku kwaśna, ale na przykład smak kwasu węglowego H_2CO_3 , zawartego między innymi w wodzie sodowej, nie przypomina smaku cytryny lub octu. Są też kwasy „piekielnie” kwaśne, np. roztwór kwasu siarkowego(VI) w akumulatorze samochodowym.

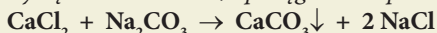
Analogicznie prezentują się zasady – barwią wskaźniki na określony kolor. W smaku przypominają mydło, aczkolwiek niektóre są tak „słabe”, że nie mają smaku, inne z kolei są tak żrące, jak ich odpowiedniki z rodziny „piekielnych” kwasów.

W roztworach wodnych mogą zachodzić reakcje jonowe, czyli reakcje chemiczne między jonami lub jonami i innymi drobinami.

Do najważniejszych rodzajów **reakcji jonowych** należą:

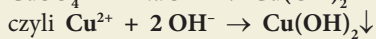
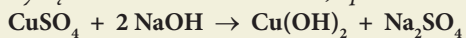
- wytrącanie osadów substancji trudno rozpuszczalnych, np.:

1. *wytrącanie osadu soli, np. węglanu wapnia*

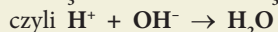
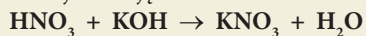




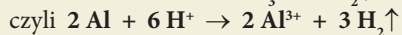
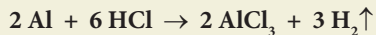
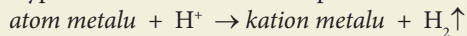
2. wytrącanie osadu wodorotlenku, np. wodorotlenku miedzi(II)



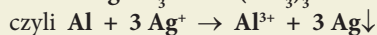
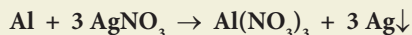
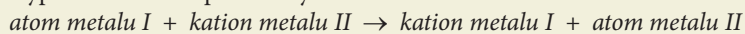
- reakcje zobojętniania:



- wypieranie wodoru z kwasów przez metal:



- wypieranie metalu przez inny metal:



Kamil Kaznowski • Krzysztof M. Pazdro

ABC chemii

Zeszyt ćwiczeń do gimnazjum

Część **A** Ziarnistość materii



Spis treści

Rozdział 1. Substancje

- 1.1. Szkolna pracownia chemiczna
- 1.2. Substancje
- 1.3. Chemiczny podział substancji
- 1.4. Tablica Mendelejewa
- 1.5. Mieszanki substancji
- 1.6. Skład mieszanin
- 1.7. Powietrze
- 1.8. Gęstość substancji

Rozdział 2. Świat drobin

- 2.1. Dowody ziarnistości materii
- 2.2. Rodzaje drobin
- 2.3. Masy atomów i cząsteczek
- 2.4. Reakcja łączenia
- 2.5. Rola drobin w reakcjach łączenia
- 2.6. Reakcja rozkładu
- 2.7. Rola drobin w reakcjach rozkładu
- 2.8. Reakcja wymiany
- 2.9. Rola drobin w reakcjach wymiany

Rozdział 3. Kod chemiczny

- 3.1. Symbole pierwiastków
- 3.2. Wartościowość. Wzory strukturalne
- 3.3. Wzory sumaryczne
- 3.4. Równania chemiczne
- 3.5. Dwa opisy reakcji chemicznych

Rozdział 4. Budowa atomów

- 4.1. Cząstki subatomowe
- 4.2. Izotopy
- 4.3. Prawo okresowości

Rozdział 5. Rola elektronów w reakcjach chemicznych

- 5.1. Substancje jonowe
- 5.2. Substancje kowalencyjne
- 5.3. Chemia a budowa atomów

2.8. Reakcja wymiany

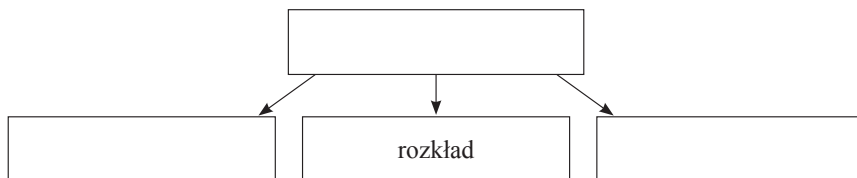
Zadanie 1.

Uzupełnij tekst.

W reakcji wymiany biorą udział co najmniej dwa i powstają co najmniej dwa Szczególnym przypadkiem reakcji wymiany jest reakcja (odtleniania), która polega na tym, że jedna substancja odbiera drugiej substancji. Substancję, która odbiera tlen nazywa się (odtleniaczem).

Zadanie 2.

Uzupełnij poniższy schemat podziału reakcji chemicznych.



Zadanie 3.

Uzupełnij słowne schematy reakcji i podaj ich typ.

Schemat reakcji	Typ reakcji
+ ditlenek węgla → tlenek wapnia + węgiel	
+ → siarczek cyny	
+ wodór → miedź + woda	
tlenek azotu → azot +	
tlenek żelaza + węgiel → + ditlenek węgla	

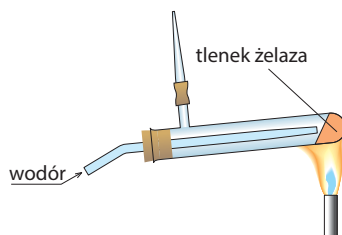
Zadanie 4.

Uzupełnij tabelę dotyczącą następujących substancji: magnezu, wodoru, tlenu i wody.

Substancja				
Produkt reakcji z wodą	tlenek magnezu i wodór	nie reaguje	nie reaguje	nie reaguje
Produkt reakcji z tlenem		woda	nie reaguje	nie reaguje
Produkty rozkładu			nie rozkłada się	tlen i wodór

Zadanie 5.

Zapisz słownie schemat reakcji zachodzącej w zestawie laboratoryjnym przedstawionym na rysunku.

**Zadanie 6.**

Wymienionym pojęciom przyporządkuj odpowiednie informacje.

Pojęcia	Informacje
1. Synteza	A. Reakcja magnezu z ditlenkiem węgla
2. Mieszanina	B. Reakcja z udziałem jednego substratu
3. Wymiana	C. Zawiera co najmniej dwa składniki
4. Pierwiastek chemiczny	D. Nie nadaje się do otrzymywania pierwiastków
5. Rozkład	E. Nie ulega reakcji rozkładu

Pojęcie	1	2	3	4	5
Informacja					

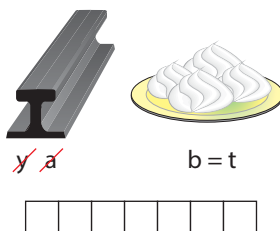
Zadanie 7.

Liczbę i rodzaj produktów w reakcji danego typu (*łączenia, rozkładu, wymiany*) można przedstawiać zespołem liter. Pojedyncze litery A, B, C oznaczają pierwiastki chemiczne. Zespoły dwuliterowe AB, AC, BC itd. oznaczają dwupierwiastkowe związki chemiczne. Zespoły trójliterowe, np. ABC symbolizują związek trójpierwiastkowy. Przyporządkuj każdemu z poniższych zapisów odpowiedni typ reakcji.

$AB \rightarrow A + B$		$A + B \rightarrow AB$	
$AB + C \rightarrow CB + A$		$A + BC \rightarrow ABC$	
$ABC \rightarrow A + BC$		$AB + CD \rightarrow CB + AD$	

Zadanie 8.

Reakcję przedstawioną schematem: *wodór + tlen* → *woda* nazywamy reakcją:

**Zadanie 9.**

Uzupełnij sprawozdanie z doświadczenia.

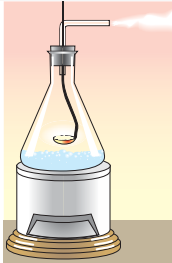
Tytuł doświadczenia	Identyfikacja czarnego proszku otrzymanego z rozkładu pątny (patrz: zeszyt ćwiczeń – część A, p. 2.6, zad. 6)		
Rysunek	a)	b)	c)
Sprzęt laboratoryjny	Probówka z boczną rurką połączoną z kapilarą, probówka zwykła, korek ze zgiętą rurką, aparat Kippa do wytwarzania wodoru, palnik, statyw, łapa, łącznik.		

cd.

Odczynniki	Czarny proszek otrzymany z rozkładu patyny, wodór z aparatu Kippa.
Czynności	Okolo 1 g badanego proszku umieszczono w probówce z boczną rurką. Zmontowano aparaturę przedstawioną na rysunku (a) i z aparatu Kippa puszczono wodór. Kiedy próbka gazu pobrana z kapilary (rys. b) spalała się łagodnie (rys. c), wówczas rozpoczęto ogrzewanie zawartości probówki płomieniem palnika. Ogrzewanie przerwano po kilku minutach, a po ochłodzeniu probówki zamknięto dopływ wodoru. Stałą pozostałość wysypano z probówki na kowadełko i wyklepano na blaszkę.
Obserwacje	Na ściankach probówki Wyklepana blaszka miała typowy wygląd
Wnioski	Reakcja przebiega według schematu: czarny proszek + → + + Czarny proszek jest związkiem chemicznym i, czyli W skład patyny wchodzi następujące pierwiastki:

Zadanie 10.

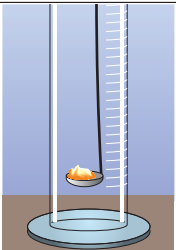
Uzupełnij sprawozdanie z doświadczenia (patrz: podręcznik – część A, p. 2.8, dośw. 2.9).

Tytuł doświadczenia	Reakcja magnezu z parą wodną
Rysunek	

Obserwacje	<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
Wnioski	<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>

Zadanie 11.

Uzupełnij sprawozdanie z doświadczenia (patrz: podręcznik – część A, p. 2.8, dośw. 2.10).

Tytuł doświadczenia	Reakcja magnezu z ditlenkiem węgla	
Rysunek		
Obserwacje	<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	

cd.

Wnioski	<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
---------	-----------------------------------------------------

2.9. Rola drobin w reakcjach wymiany

Zadanie 1.

Uzupełnij tabelę (tekst i rysunek) wyjaśniającą rolę drobin w reakcji magnezu z parą wodną. Cząsteczki tlenku magnezu mają skład typu AB (patrz: zeszyt ćwiczeń – część A, p. 2.8, zad. 10).

Zapis słowny reakcji	magnez + woda → +
Schemat modelowy reakcji	
Sposób odczytywania schematu modelowego	<p>.....</p> <p>reagują i dają</p> <p>.....</p>

Zadanie 2.

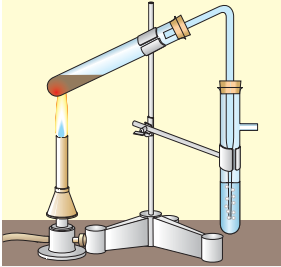
Uzupełnij tabelę (tekst i rysunek) wyjaśniającą rolę drobin w reakcji magnezu z ditlenkiem węgla (patrz: zeszyt ćwiczeń – część A, p. 2.8, zad. 11).

Zapis słowny reakcji	magnez + ditlenek węgla → +
Schemat modelowy reakcji	

Sposób odczytywania schematu modelowego reagują i dają
-----------------------------------------	----------------------------------

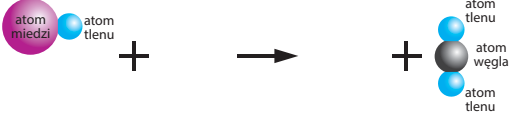
Zadanie 3.

Uzupełnij sprawozdanie z doświadczenia (patrz: podręcznik – część A, p. 2.9, dośw. 2.11).

Tytuł doświadczenia	Redukcja tlenku miedzi węglem
Rysunek	
Obserwacje
Wnioski

Zadanie 4.

Uzupełnij tabelę (tekst i rysunek) wyjaśniającą rolę drobin w reakcji redukcji tlenku miedzi węglem (patrz: zad. 3).

Zapis słowny reakcji	tlenek miedzi + węgiel →	+
Schemat modelowy reakcji		
Sposób odczytywania schematu modelowego	<p>.....</p> <p>reagują i dają</p> <p>.....</p>	

Zadanie 5.

Uzupełnij tekst:

W reakcjach wymiany fragment, czyli atom lub zespół, wymieniany jest na inny lub

Zbilansowany schemat reakcji musi spełniać następujący warunek: liczba danego pierwiastka w musi być równa atomów tego w produktach

Zadanie 6.

Uzupełnij schematy reakcji chemicznych:

- rozkład → A + BC
- wymiana A + BC →
- łączenie AB + CD →
- wymiana AB + CD →

Maria Koszmider • Krzysztof M. Pazdro

ABC chemii

Zbiór zadań do gimnazjum



Spis treści

Słowo wstępne do uczniów	5
1. Substancje chemiczne	
1.1. Właściwości substancji chemicznych	7
1.2. Mieszaniny substancji chemicznych	11
1.3. Powietrze	13
1.4. Reakcje substancji chemicznych	18
2. Symbole, wzory i równania chemiczne	
2.1. Symbole i wzory sumaryczne. Masy atomów i cząsteczek	23
2.2. Wzory strukturalne i skład cząsteczek	26
2.3. Równania chemiczne	32
3. Woda i roztwory wodne	
3.1. Woda w przyrodzie	39
3.2. Rodzaje roztworów	41
3.3. Rozpuszczalność	43
3.4. Stężenie procentowe roztworu	49
4. Budowa substancji chemicznych	
4.1. Budowa atomów. Izotopy	58
4.2. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	62
4.3. Rodzaje wiązań chemicznych	65
4.4. Jony w roztworach wodnych	68
5. Rodzaje związków nieorganicznych	
5.1. Tlenki	71
5.2. Wodorotlenki	73
5.3. Kwasy	77
5.4. Sole	83
6. Pierwiastki chemiczne i ich związki	
6.1. Metale	93
6.2. Niemetale	100
7. Związki organiczne	
7.1. Węglowodory	108
7.2. Pochodne węglowodorów	117
7.3. Związki o znaczeniu biologicznym	128
Źródła informacji chemicznych	
1. Gęstości wybranych substancji stałych, ciekłych i gazowych	137
2. Masy atomowe wybranych pierwiastków w kolejności alfabetycznej nazw polskich	138

3. Wykresy zależności rozpuszczalności wybranych soli w wodzie od temperatury	139
4. Układ okresowy pierwiastków	140
5. Wartości elektroujemności pierwiastków wg L. Paulinga	141
6. Skala pH	142
7. Rozpuszczanie się soli i wodorotlenków w wodzie	143
8. Szereg napięciowy metali	144
Odpowiedzi	145

3. WODA I ROZTWORY WODNE

3.1. Woda w przyrodzie



ODPOWIADASZ:

3.1.1. W jakich stanach skupienia występuje woda w przyrodzie? Gdzie woda występuje w danym stanie skupienia?

3.1.2. Wykaż, że woda jest składnikiem:

a) atmosfery, b) hydrosfery, c) litosfery, d) biosfery.

3.1.3. Wyjaśnij następujące określenia:

- a) woda powierzchniowa i podziemna,
- b) woda słona i słodka,
- c) woda mineralna i stołowa,
- d) woda stojąca i płynąca,
- e) woda twarda i miękka.

3.1.4. Wyjaśnij następujące określenia: a) woda destylowana, b) woda sodowa, c) woda krystalizacyjna.

3.1.5. Opisz właściwości wody umożliwiające żyjącym w niej organizmom:

- 1) ochronę przed gwałtownymi zmianami temperatury,
- 2) egzystencję po zamrożeniu jej powierzchni.

3.1.6. Wyjaśnij, jakie znaczenie dla wodnego świata roślinnego i zwierzęcego ma rozpuszczanie się tlenu i dwutlenku węgla w wodzie.

3.1.7. W jakich stanach skupienia występuje woda podczas jej przemian zachodzących w przyrodzie: a) zamarzania, b) skraplania, c) topnienia, d) sublimacji, e) resublimacji, f) parowania?

3.1.8. Jakie składniki zawierają następujące wody mineralne, występujące w Polsce: a) solanki, b) wody siarczane, c) wody żelaziste?

3.1.9. Podaj przykłady świadczące o tym, że woda jest:

- a) cennym surowcem chemicznym,
- b) rozpuszczalnikiem wielu substancji.

3.1.10. Jak działalność człowieka może doprowadzić do:

- a) zmiany właściwości fizycznych wód,
- b) zmiany składu chemicznego wód,
- c) wyniszczenia żyjących w wodach organizmów?

3.1.11. Wykaż związek, jaki zachodzi między:

- a) zanieczyszczeniami występującymi w powietrzu, a stopniem zakwaszenia zbiorników wodnych,
- b) zakwaszeniem wód, a życiem ryb i roślin wodnych.

3.1.12. Podaj przykłady zanieczyszczeń, które przedostają się do środowiska z wodami odprowadzanymi z naszych mieszkań.

3.1.13. Napisz krótką notatkę, zawierającą odpowiedzi na trzy następujące pytania:

1. W jaki sposób detergenty dostają się do wód?
2. Jaki jest wpływ detergentów, zawierających związki fosforu, na rozwój roślin wodnych?
3. Jak można ograniczyć wprowadzanie detergentów do wód?

3.1.14. Opisz znane Ci przypadki niszczenia środowiska wodnego w wyniku:

- a) wycieku ropy naftowej lub olejów podczas ich transportu,
- b) odprowadzania nieoczyszczonych ścieków z zakładów przemysłowych.

3.1.15. Objaśnij procesy stosowane podczas uzdatniania wód, polegające na:

- 1) przetrzymywaniu wody w odstojnikach, 2) filtrowaniu wody, 3) chlorowaniu wody, 4) przepuszczaniu jej przez tzw. węgiel aktywny.



OBLICZASZ:

3.1.16. Woda oceaniczna składa się, między innymi, z takich pierwiastków, jak: tlen – ok. 86%, wodór – 11%, chlor – 0,2%, sód – 0,1%. Ustal, ile gramów tych pierwiastków jest zawarte w 10-litrowym wiadrze wody oceanicznej. Podaj wzory chemiczne związków, pod postacią których występują te pierwiastki w oceanach.

3.1.17. Oblicz, ile wody jest zawarte w organizmie chłopca ważącego 45 kg, skoro stanowi ona 65% masy jego ciała.

3.1.18. Oblicz, jaki procent zapotrzebowania organizmu człowieka na wodę, wynoszącego 2,5 l na dobę, stanowi szklanka (250 cm^3) wody mineralnej.

3.1.19. Oblicz, ile gramów wody dostarczasz organizmowi, spożywając śniadanie złożone ze szklanki mleka (250 g) i 200 g pieczywa. Mleko zawiera 88% wody, a pieczywo – 37%. Dorosły człowiek w ciągu doby powinien pobrać w napojach i pokarmach ok. 2,8 kg wody. Ile procent dziennego zapotrzebowania na wodę stanowi woda zawarta w składnikach śniadania?

3.1.20. Człowiekowi grozi śmierć, jeśli ubytek wody w jego organizmie przekracza 12%. Ile wody mógł utracić górnik, ważący 75 kg, który zasypany w kopalni przeżył tydzień? (Zawartość wody w organizmie człowieka wynosi 65% jego masy.)

3.1.21. Częstą przyczyną zatrucia ryb w rzekach są odprowadzane do nich ścieki, zawierające trującą substancję organiczną o nazwie fenol. Przeprowadzone badanie wykazało obecność 0,005 mg fenolu w 250 cm^3 zanieczyszczonej wody, co określo-

no jako odpowiadające górnej granicy normy zawartości fenolu w wodzie powierzchniowej. Jaką ilość fenolu w 1 kg takiej wody dopuszcza norma?

- 3.1.22.** Normy Unii Europejskiej dopuszczają obecność 44 mg azotanów w 1 dm³ wody przeznaczonej do picia. Oceń przydatność do picia następujących próbek wody:
- pobranej z rzeki, zawierającej 5,5 mg azotanów w 75 cm³,
 - pobranej z kranu, zawierającej 1,8 mg azotanów w 50 cm³ ($d \approx 1 \text{ g/cm}^3$).

3.1.23. Ozon i chlor są wprowadzane do wody w celach bakteriobójczych, w ilościach określonych w obowiązujących normach. Osoba wypijająca szklankę (250 cm³) wody chlorowanej może, zgodnie z normą, wprowadzić do organizmu do 0,125 mg chloru. Osoba wypijająca szklankę wody ozonowanej może maksymalnie wraz z nią przyjąć 0,025 mg ozonu. Podaj, jakie są, wg normy, dopuszczalne wartości chloru i ozonu w wodzie pitnej.

3.1.24. Uzupełnij podaną tabelkę, przedstawiającą klasy czystości wód, wiedząc, że w 1,5-litrowej butelce wody klasy pierwszej można stwierdzić obecność przynajmniej 9 mg rozpuszczonego tlenu.

Klasa czystości	Przeznaczenie	Minimalna zawartość rozpuszczonego tlenu
I	do picia	x
II	dla kąpielisk	5 mg/dm ³
III	dla przemysłu (z wyjątkiem spożywczego, farmaceutycznego i kosmetycznego)	4 mg/dm ³

3.1.25. Oblicz, przy czym zużywa się więcej wody:

- przy produkcji 100 tysięcy litrów benzyny, wymagającej 20 litrów wody na 1 litr paliwa, czy
- przy myciu 20 tysięcy samochodów, z których każdy wymaga 100 litrów wody.

3.2. Rodzaje roztworów



ODPOWIADASZ:

3.2.1. Wymień znane Ci składniki następujących, jednorodnych mieszanin wieloskładnikowych: a) powietrza, b) wody morskiej.

3.2.2. Podaj przykłady świadczące o tym, że rozpuszczanie wielu substancji w wodzie może być: a) korzystne, b) szkodliwe dla człowieka.

3.2.3. Wyjaśnij, jak powstały następujące roztwory: a) woda chlorowa, b) woda wapienna, c) woda amoniakalna.

3.2.4. Wskaż substancję rozpuszczoną i rozpuszczalnik w następujących roztworach: a) woda mineralna, b) woda utleniona, c) woda sodowa.

Wskaż zastosowanie tych wód.

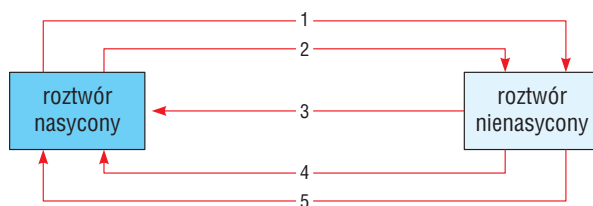
3.2.5. Wymień składniki, których dostarczamy naszym organizmom pijąc wody, zwane:

- 1) solankami, występującymi m.in. w Ciechocinku,
- 2) szczawami, występującymi m.in. w Szczawnie Zdroju,
- 3) wodami siarczanymi, występującymi m.in. w Busku.

3.2.6. Wyjaśnij różnice między następującymi roztworami:

- a) nasyconym i nienasyconym,
- b) stężonym i rozcieńczonym,
- c) właściwym i koloidalnym.

3.2.7. Uzupełnij poniższy schemat, zastępując cyfry nazwami odpowiednich procesów: *odparowanie rozpuszczalnika, dodanie rozpuszczalnika, dodanie substancji rozpuszczonej, ogrzanie roztworu, oziębienie roztworu.*



3.2.8. Podaj przykłady roztworów właściwych, sporządzonych z wody i substancji: a) stałej, b) ciekłej, c) gazowej.

3.2.9. Spośród podanych substancji wskaż te, które tworzą z wodą roztwory właściwe: *cukier, mąka, sól kuchenna, kwasek cytrynowy, soda oczyszczona, budyń.*

3.2.10. Wskaż, jaki rodzaj koloidu: a) emulsję, b) pianę, c) mgłę tworzą:

- 1) gaz w cieczy, 2) ciecz w cieczy, 3) ciecz w gazie.

Podaj przykłady takich koloidów znajdujących się w Twojej łazience.

3.2.11. Wskaż, które produkty tworzą roztwory koloidalne: *białko jaja kurzego, gliceryna, mydło, krochmal.*

3.2.12. Wskaż, które produkty stanowią roztwory właściwe, a które emulsje: *ocet, jodyna, majonez, klej, denaturat.*

3.2.13. Podaj przykłady roztworów koloidalnych znajdujących się w Twojej kuchni i łazience.

3.2.14. W którym przypadku spożywamy emulsję – pijąc herbatę czy pijąc mleko?

3.2.15. Jakie cechy wspólne wykazują następujące mieszaniny: wody z kredą i wody z gliną?

3.2.16. Wskaż stan skupienia składników następujących układów koloidalnych: a) mgły, b) dymu, c) pumeksu, d) majonezu, e) piany mydlanej.

3.2.17. Ustal, który proces: a) krystalizacja, b) sedymentacja, c) koagulacja może prowadzić do wydzielenia substancji stałych z następujących mieszanin: 1) wody z mydłem, 2) wody z cukrem, 3) wody z kredą.



EKSPERYMENTUJESZ:

3.2.18. Wykonaj doświadczenie:

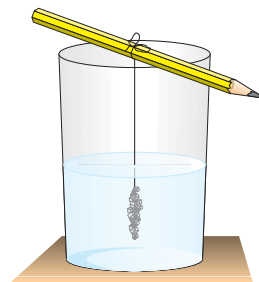
Poddaj próbie rozpuszczania w wodzie wymienione artykuły i podziel je na ulegające i nieulegające rozpuszczeniu w temperaturze pokojowej: *cukier, kwasek cytrynowy, budyn, soda, sól kuchenna, boraks* oraz *węgiel z apteczki*.

3.2.19. Wykonaj doświadczenie:

Zmieszaj następujące produkty z wodą: *cukier, mąkę ziemniaczaną, sól kuchenną, białko z jajka, mydło, glicerynę* i wskaż, w którym przypadku uzyskałeś roztwory koloidalne. Przedstaw krótką charakterystykę tych roztworów.

3.2.20. Wykonaj doświadczenie:

W szklance z gorącą wodą sporządź nasycony roztwór cukru. Połóż na szklance ołówek z przywiązaną do niego bawełnianą nitką, zanurzając w roztworze drugi jej koniec z przymocowanym, za pomocą gumy do żucia, kryształkiem cukru. Zanotuj obserwacje po 2 – 3 dniach. Opracuj wnioski.



3.3. Rozpuszczalność



OBLICZASZ:

PRZYKŁAD 3.1

Do nasycenia 250 g wody w temperaturze 18°C zużyto 31,25 g substancji. Oblicz rozpuszczalność tej substancji.

Analiza problemu

Podstawą rozwiązywania wszystkich zadań związanych z rozpuszczalnością jest jej definicja. Należy pamiętać, że rozpuszczalność: 1) dotyczy 100 g rozpuszczalnika, a nie roztworu, 2) jest liczbą gramów substancji, która nasycy 100 g rozpuszczalnika, 3) dotyczy określonej temperatury, 4) przy zmianie temperatury zmienia się w sposób trudny do przewidzenia.

cd.

ABC chemii

Nowa seria do gimnazjum



podręczniki



zeszyty ćwiczeń



zbiór zadań

Prezentowana seria to:

dla ucznia

- trzy części podręcznika obejmującego wszystkie treści z nowej podstawy programowej, oraz treści dodatkowe, wykraczające poza podstawę;
- trzy zeszyty ćwiczeń ściśle skorelowanych z odpowiednimi częściami podręcznika;
- zbiór zadań na trzy lata nauki, powiązany z podręcznikiem i spełniający wymagania podstawy programowej dotyczące celów kształcenia;

dla nauczyciela

- propozycja programu nauczania;
- propozycja rozkładu materiału;
- propozycja planu wynikowego;
- sprawdziany po każdym rozdziale, testy i kartkówki;
- propozycja wymagań na poszczególne oceny;
- filmowa wersja doświadczeń do każdej części podręcznika (na DVD).

