



Naukowe rozważania dylematów polskich maturzystów z chemii – semestr zimowy 2014/2015

Anna Jurowska
Kamil Jurowski
Małgorzata Krzeczowska



**ANNA JUROWSKA
KAMIL JUROWSKI
MAŁGORZATA KRZECZKOWSKA**

**Naukowe rozważania
dylematów polskich
maturzystów z chemii
– semestr zimowy 2014/2015**

wydawnictwo

SCIENTIAE ET DIDACTICS

Kraków, 2015

ISBN 978-83-941637-6-1

Tytuł: Naukowe rozważania dylematów polskich maturzystów z chemii – semestr zimowy 2014/2015

Copyright © 2015 by **Scientiae et Didactics**

Wszystkie prawa zastrzeżone. Książka jest dziełem twórców i wydawcy. Książka ani jej część nie może być przedrukowywana ani w żaden sposób reprodukowana lub odczytywana w środkach masowego przekazu bez pisemnej zgody wydawnictwa **Scientiae et Didactics** oraz wszystkich Autorów. Utwór w całości ani we fragmentach nie może być powielany ani rozpowszechniany za pomocą urządzeń elektronicznych, mechanicznych, kopiujących, nagrywających i innych, w tym również nie może być umieszczany ani rozpowszechniany w postaci cyfrowej zarówno w Internecie, jak i w sieciach lokalnych oraz nie może być stosowany do celów dydaktycznych (instrukcje do ćwiczeń, slajdy do wykładów itp.) **bez pisemnej zgody wszystkich posiadaczy praw autorskich (wydawnictwa Scientiae et Didactics i wszystkich autorów)**. Monografia ta przeznaczona jest wyłącznie na użytek osób przygotowujących się do zajęć dydaktycznych w ramach przedstawionych zagadnień. Monografia może być pobierana zarówno ze strony wydawnictwa jak i innych źródeł wskazanych przez Autorów. Każde wykorzystanie fragmentu monografii musi być w odpowiednio widoczny i czytelny sposób wyeksponowane za pomocą cytowania, np.:

A. Jurowska, K. Jurowski, M. Krzeczowska
Naukowe rozważania dylematów polskich maturzystów z chemii
– semestr zimowy 2014/2015
Scientiae et Didactics, 2015, ISBN 978-83-941637-6-1

Wydanie I w języku polskim

Redakcja, skład i korekta: **Scientiae et Didactics**

Recenzent: **dr hab. Anna Ochal**

Projekt okładki i opracowanie graficzne: **Scientiae et Didactics**

Wydawnictwo Scientiae et Didactics, Kraków, 2015

ISBN 978-83-941637-6-1

mgr Anna Jurowski

jurowska@chemia.uj.edu.pl



Absolwentka Wydziału Chemii Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie – praca magisterska pt. *„Synteza i charakterystyka fizykochemiczna nowych kompleksów Mo(IV) z ligandami N, i N,N-donorowymi”*. Obecnie doktorantka III roku Chemii na macierzystej jednostce. Badania związane z tematem rozprawy doktorskiej realizuje w Zespole Chemii Koordynacyjnej.

W swojej pracy dydaktycznej zwraca szczególną uwagę na zagadnienia związane ze stopniem utlenienia pierwiastków bloku d oraz reakcji utlenienia – redukcji w chemii koordynacyjnej. Zajmuje się opracowywaniem i tworzeniem metod mnemotechnicznych dotyczących przedmiotów przyrodniczych. Od wielu lat zajmuje się opracowywaniem materiałów związanych z egzaminem maturalnym z chemii na poziomie rozszerzonym. Jest współautorką wielu publikacji naukowych i dydaktycznych (listy ministerialne A i B) oraz kilku monografii.

mgr Kamil Jurowski

jurowski@chemia.uj.edu.pl



Absolwent Wydziału Chemii Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie – praca pod tytułem „Zastosowanie metody LA ICP MS do obrazowania cynk w strukturach mózgu szczura jak narzędzie do badania patofizjologii depresji”. Obecnie doktorant na macierzystej jednostce – rozprawę doktorską realizuje w Zespole Analiz Toksykologicznych i Farmaceutycznych.

Jego zainteresowania dydaktyczne skupiają się wokół kilku tematów: 1) stopień utlenienia i reakcje utlenienia-redukcji w chemii organicznej oraz biochemii; 2) metodyka prezentacji multimedialnej; 3) metodyka i rozwój metod mnemotechnicznych oraz utrwalania wiedzy w kształceniu chemicznym; 4) dydaktyka oraz metodyka nauczania toksykologii; 5) metody kształcenia chemicznego, środki dydaktyczne i sceniczne; 6) metody aktywizacji; 7) opracowywanie zadań maturalnych z chemii na poziomie rozszerzonym.

Jest autorem i współautorem wielu publikacji naukowych oraz dydaktycznych (z listy A i B). Wyniki swoich badań prezentował na wielu konferencjach międzynarodowych jak i również krajowych.

dr Małgorzata Krzeczowska

krzeczko@chemia.uj.edu.pl



Starszy wykładowca na Wydziale Chemii UJ, nauczyciel chemii w VI LO w Krakowie, a prywatnie przede wszystkim mama Mateusza.

Autorka i współautorka wielu publikacji naukowych i dydaktycznych oraz prezentacji na krajowych i międzynarodowych konferencjach. Autorka i współautorka książek: *Chemia 3. Zeszyt ucznia*; *Chemia. SMS – system mądrego szukania*; *Zbiór zadań z chemii. Poziom podstawowy i rozszerzony*; *Repetitorium z chemii*, *Chemia*; *Trener dla licealistów*.

Wykładowca, mentor i autorka scenariuszy warsztatów i prowadząca warsztaty chemiczne dla dzieci w ramach współpracy z Uniwersytetem Dzieci. Entuzjastka edukacji alternatywnej (współpraca ze szkołą Montessori w Koszarawie Bystrej). Edukator domowy. Wciąż się uczy... Wszystkie codzienne działania wynikają z pasji; są przyjemnością, jak i wyzwaniem. W czasie wolnym jeździ na rowerze, słucha muzyki klasycznej i ... pisze wiersze.

Zamiast wstępu...

Nauczanie chemii na poziomie szkoły ponadgimnazjalnej nie może polegać tylko na przekazywaniu odpowiedniej wiedzy uczniom, ale musi również zawierać odpowiedzi na zadawane pytania, bowiem jedną z najbardziej skuteczniejszych metod uczenia się jest stawianie pytań w toku edukacji. W polskiej literaturze fachowej brak jest jednak monografii, która przedstawiałaby w wyczerpujący sposób odpowiedzi na konkretne pytania uczniów, przygotowujących się do egzaminu maturalnego z chemii. Zagadnienie związane z „*dialogiem*” między uczniem a nauczycielem od wielu lat inspirowało Autorów niniejszej monografii do podjęcia odpowiednich kroków w kierunku napisania tego typu pracy. Monografia ta stanowi efekt wieloletniego doświadczenia Autorów w przygotowywaniu maturzystów do egzaminu maturalnego z chemii na poziomie rozszerzonym. Ważnym aspektem również jest to, że każdy dylemat stanowi oryginalne pytanie danego ucznia (często zawierający błędy stylistyczne), co stanowi idealny przekaz do każdego, kto mógłby zadać podobne pytanie. W celu ułatwienia znalezienia odpowiedniej pozycji literaturowej, w której można znaleźć odpowiedź na

dylematy, pod każdym rozważaniem naukowym umieszczono dokładny spis bibliograficzny.

Ponieważ we współczesnym Świecie dominuje komputeryzacja i cyfryzacja, a coraz większa liczba publikacji i monografii występuje w postaci elektronicznej (e-booki), Autorzy zdecydowali się wydać niniejszą monografię w takiej właśnie formie. W tego typu rozwiązaniach można dopatrywać się zarówno wad, jak i zalet; niemniej jest to obecnie jedyny możliwy środek przekazu do najszerszego grona odbiorców. Taki właśnie cel przyświecał Autorom niniejszej pracy, którzy zdecydowali się wydać monografię tylko w postaci elektronicznej.

Autorzy zdają sobie sprawę, że przedstawione dylematy stanowią jedynie *kroplę w morzu* potrzeb uczniów, niemniej Autorzy wierzą, iż monografia „*Naukowe rozważania dylematów polskich maturzystów z chemii (...)*”, stanie się przydatną i chętnie czytana pozycją literaturową przez nie tylko uczniów, ale może również przez nauczycieli. Ponadto, Autorzy mają nadzieję, iż wydawanie niniejszej monografii po każdym semestrze danego roku szkolnego będzie tradycją wydawniczą.

Autorzy serdecznie zapraszają wszystkie osoby zainteresowane tą problematyką – w szczególności uczniów przygotowujących się do egzaminu maturalnego, o nadsyłanie swoich dylematów. Dzięki temu możliwe będzie rozważenie wielu różnorodnych pytań z różnych regionów Polski, co z kolei nada pracy bardziej globalny charakter naukowy.

Autorzy mają nadzieję, iż niniejsze opracowanie monograficzne stanowić będzie cenne źródło wiedzy, ale zastrzegają, iż wszystkie rozważone dylematy stanowią autorskie opracowania problematyki dydaktyki chemii i nie mogą być wykorzystywane w sposób nieetyczny – np. wykorzystywanie tematyki na konferencji naukowej/dydaktycznej, artykułach dydaktycznych/naukowych przez inne osoby niż Autorzy.

Przy tworzeniu niniejszej monografii dokonano możliwie największych starań, aby uniknąć ewentualnych błędów. Niemniej zdając sobie sprawę z ewentualnych niedoskonałości pracy prosimy o zgłaszanie swoich wątpliwości bezpośrednio na adresy Autorów umieszczone w notach biograficznych na początku monografii.

Kraków, 2015

Anna Jurawska

Kamil Jurawski

Margareta Krzeczowska



SPIS TEMATYCZNY DYLEMATÓW

1. Dylematy związane z budową atomu i promieniotwórczością

Jaka jest różnica między izotopem a nuklidem? W jaki sposób można to obrazowo przedstawić?

Dlaczego mówi się o rozpadzie nietrwałych jąder atomowych, jeśli fizycznie w procesie rozpadu uczestniczy nie tylko samo jądro atomowe, ale również elektrony? W jaki sposób należy uwzględnić w tym przypadku elektrony?

Czy rozpad promieniotwórczy to zjawisko fizyczne czy reakcja chemiczna? Produktami rozpadu są co prawda produkty o odmiennych właściwościach chemicznych, ale przecież ideą reakcji jest wymiana elektronów?

Dlaczego jeden z produktów rozpadu α zapisuje się w postaci ${}^4_2\text{He}$, skoro cząstka α stanowi jądro atomu helu?

Czy istnieje jakaś inna metoda zapisywania konfiguracji elektronowej pierwiastków oprócz „odczytywania” jej z układu okresowego? Zawsze mam problem z określaniem kolejności orbitali atomowych szczególnie dla pierwiastków z bloku d.

Czy istnieje jakiś inny sposób niż uczenie się na pamięć konfiguracji pierwiastków bloku d, w których należy uwzględnić proces promocji elektronu? Np. dla atomu srebra konfiguracja powinna być: $_{47}\text{Ag } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$, a nie $5s^2 4d^9$?

Dlaczego podpowłoki oznaczane są literami s, p, d i f? Czy istnieje jakieś logiczne wyjaśnienie tego nazewnictwa?

Czy jest jakiś sposób zapamiętania kształtu orbitali?

2. Dylematy związane z wiązaniami chemicznymi i geometrią cząsteczki

Przyjmuje się zasadę, iż wiązanie w związku jest jonowe jeśli różnica elektroujemności jest większa od 1,7. Czy da się tę regułę zastosować do bardziej złożonych związków, np. NaOH?

Przyjmuje się, że wiązania w związkach z metalami z bloku d przy stopniu utlenienia od I do III tworzą wiązania jonowe. A czy przy pozostałych wyższych stopniach utlenienia tworzą wiązania kowalencyjne?

Dlaczego nie ma wiązań wodorowych w gazowym siarkowodorze?

Czy można w jakiś sposób obliczyć elektroujemność?

Czy istnieje jakiś inny związek matematyczny między elektroujemnością a typem wiązania oprócz różnic w elektroujemnościach pierwiastków, tworzących dane wiązanie?

Jak można zdefiniować krotność wiązania? Na jednej z matur było takie określenie, ale nie jest ono dla mnie do końca jasne.

Dlaczego cząsteczka CO_2 ma inną geometrię niż cząsteczka SO_2 ?

Jaki kierunek posiada moment dipolowy? Od atomu bardziej elektroujemnego do mniej elektroujemnego, czy na odwrót?

Czym właściwie jest polarność? Kiedy cząsteczki są polarne?

3. Dylematy związane ze stechiometrią

W jaki sposób można ustalić wzór sumaryczny hydratu, jeśli znana jest informacja tylko o zawartości procentowej wody?

Czy to w ogóle jest możliwe?

Nie potrafię poradzić sobie z takim zadaniem: Na 1,05 g magmalium (stop glinu z magnezem) podziałano stężonym kwasem chlorowodorowym, otrzymując 1,232 dm³ wodoru (w przeliczeniu na warunki normalne). Określ skład procentowy stopu. Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Nie potrafię poradzić sobie z pewnym zadaniem z wydajności – wychodzi mi inny wynik niż podana odpowiedź przez nauczyciela: Syntezę pewnego związku chemicznego przeprowadzono w czterech etapach, otrzymując go z wydajnością 45%. Oblicz wydajność pojedynczego etapu, jeśli założymy, że każdy z poszczególnych etapów miał jednakową wartość wydajności. Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Nie rozumiem i nie potrafię rozwiązać pewnego zadania ze stechiometrii: 4,32 g tlenku rtęci(II) umieszczono w probówce i ogrzewano palnikiem. Ogrzewanie przerwano przed zakończeniem reakcji, i stwierdzono, że masa substancji w probówce wynosi 4,24 g. Oblicz molowy stosunek produktu stałego do substratu użytego w nadmiarze. Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

W jaki sposób należy rozwiązać takie zadanie? Rozumiem początek, ale nie wiem w jaki sposób poradzić sobie z drugą częścią treści zadania (ciężkość gazu w stosunku do tlenu). Pewien związek organiczny zawiera 40% węgla, 6,61% wodoru, a resztę stanowi tlen. Po przeprowadzeniu w stan gazowy,

związek ten był 2,81 razy cięższy od tlenu w warunkach normalnych. Wyznacz wzór sumaryczny tego związku wiedząc, że było go 100 g.

Nie potrafię rozwiązać następującego zadania: W reakcji całkowitego spalania etanu w tlenie zużyto 1 dm³ etanu oraz 4 dm³ tlenu. Oblicz skład mieszaniny gazów po skropleniu pary wodnej.

Nie potrafię rozwiązać następującego zadania:

Mieszanina o objętości 20 cm³ składa się z trzech gazów: CO, CH₄ oraz N₂. Mieszaninę poddano spalaniu w 80 cm³ tlenu, po ochłodzeniu objętość mieszaniny wynosiła 79 cm³. Z kolei po przepuszczeniu mieszaniny poreakcyjnej przez płuczkę z KOH jej objętość zmalała do 61 cm³. Oblicz skład objętościowy mieszaniny wyjściowej.

4. Dylematy związane z chemią roztworów wodnych

Czy 40% roztwór kwasu azotowego(V) można uznać za stężony?

Dlaczego czasami przy przewidywaniu kolejności wytrącania osadów soli trudno rozpuszczalnych porównuje się wartości iloczynów rozpuszczalności, a czasami należy wykonać obliczenia?

Czy iloczyn rozpuszczalności ma swoją jednostkę?

Na majowej maturze z chemii na poziomie rozszerzonym w 2012 r. pojawiło się zadanie 10., którego nie umiem rozwiązać. Rozwiązanie podane przez CKE podaje tylko sam wynik liczbowy, nie ma podanych obliczeń.

Nie potrafię rozwiązać pewnego zadania związanego z rozpuszczalnością: Oblicz stężenie procentowe nasyconego wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 20 °C wiedząc, że jego rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi 20 g. Czy da się w ogóle rozwiązać to zadanie mając tylko jedną daną?

Nie potrafię rozwiązać pewnego zadania związanego z rozpuszczalnością: Oblicz rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) – 1/5 woda w wodzie w temperaturze 70 °C, jeśli wiadomo, że stężenie nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w tej temperaturze wynosi 28,6%. Czy takie zadanie nie jest za trudne na maturę?

W jaki sposób rozwiązać równanie kwadratowe, aby obliczyć stężenie jonów po dysocjacji? Czy można popełnić duży błąd, stosując uproszczoną formę tego wzoru?

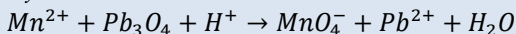
5. Dylematy związane z reakcjami utlenienia-redukcji

Czy rozkład termiczny manganianu(VII) potasu - to reakcja synproporcjonowania? Różne atomy pierwiastków zmieniają stopnie utlenienia, ale mam wątpliwości.

Czym jest komproporcjonowanie? Czy są jakieś przykłady takich reakcji?

Co w przypadku, gdy w reakcji redoks stopień utlenienia zmieniają trzy atomy różnych pierwiastków?

W jaki sposób można metodą bilansu elektronowego uzgodnić poniższe równanie reakcji?



Czy to w ogóle jest możliwe? Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

W jaki sposób można przypisać stopień utlenienia atomom azotu w związkach organicznych?

Jakie równania reakcji redoks należy zapisać w przypadku reakcji cynku z kwasem azotowym(V)?

6. Dylematy związane z elektrochemią

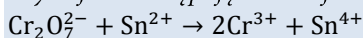
W jaki sposób należy poprawnie rozwiązać to zadanie? Płytkę żelazną o masie 150 g zanurzono w roztworze, zawierającym jony Cu^{2+} oraz Zn^{2+} . Po wyjęciu i wysuszeniu płytki, zważono ją ponownie. Masa płytki wynosiła 150,8 g. Jaki pierwiastek i w jakiej ilości osadził się na płytce? Zakładam, że wydzielila się miedź, ale wynik 0,8 g nie jest poprawny – dlaczego?

Jakie procesy zachodzą na anodzie podczas elektrolizy wodnych roztworów soli kwasów karboksylowych takich jak – octan sodu, mrówczan potasu, czy szczawian potasu?

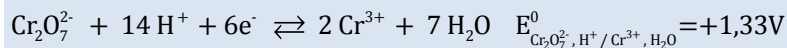
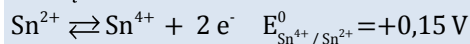
Nie potrafię rozwiązać takiego zadania z elektrolizy: Ile gramów srebra osadzi się na elektrodzie podczas elektrolizy roztworu azotanu(V) srebra, przy przepływie prądu stałego o natężeniu 500 mA, w ciągu 1 godziny, przy wydajności prądowej 60%. Czym jest wydajność prądowa?

Nie potrafię rozwiązać takiego zadania:

Czy zajdzie następująca reakcja chemiczna?:



wiedząc, że:



W jaki sposób należy rozwiązać takie zadanie? Przez połączone szeregowo dwa elektrolizery przepłynął jednakowy ładunek elektryczny. Pierwszy z elektrolizerów zawierał roztwór siarczynu(VI) żelaza(II), a drugi siarczynu(VI) żelaza(III). Jaki jest stosunek masy substancji wydzielonych na katodach w obu elektrolizerach? (stosunek pierwszego elektrolizera do drugiego). Czy tego typu zadanie może się pojawić na maturze?

Nie bardzo wiem jak rozwiązać takie zadanie: Elektrolizie poddano wodny roztwór kwasu siarkowego(VI). Stwierdzono, że objętość powstałych gazów

wynosi $0,6 \text{ dm}^3$. Jak długo trwała elektroliza, jeżeli natężenie prądu wynosi $0,5 \text{ A}$?

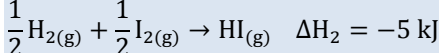
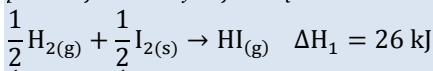
Czym właściwie jest patyna? Jaki jest jej skład chemiczny?

7. Dylematy związane z termochemią

Nie potrafię rozwiązać zadania związanego z entalpią parowania: Oblicz entalpię parowania etanolu, jeśli wiadomo, że przez grzejnik zanurzony w etanolu przepuszczono w czasie 8 min i 20 s prąd o natężeniu $0,682 \text{ A}$ pod napięciem 12 V i stwierdzono, że odparowano $4,33 \text{ g}$ cieczy. Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Czym jest profil energetyczny reakcji chemicznej?

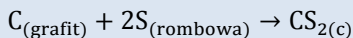
W jaki sposób można rozwiązać takie zadanie? Oblicz efekt energetyczny sublimacji jodu, wiedząc, że w warunkach standardowych entalpie poniższych reakcji wynoszą:



Próbuję ułożyć cykl termodynamiczny, ale nie bardzo wiem jak to zrobić. Może istnieje jakaś inna metoda rozwiązywania tego zadania?

Jak obliczyć zadanie na podstawie energii wiązań? Rozwiązuję jedno z zadań i wychodzi mi inny wynik niż w odpowiedziach. Czy tego typu zadania mogą pojawić się na maturze?

Nie bardzo rozumiem jak rozwiązać poniższe zadanie: Oblicz efekt energetyczny reakcji:



Do obliczeń zastosuj wartości entalpii spalania:

$$\Delta H_{\text{spal.}}^0(\text{S}_{(\text{rombowa})}) = -297 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^0(C_{(\text{grafit})}) = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^0(\text{CS}_{2(\text{c})}) = -1032 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

8. Dylematy związane z równowagą i kinetyką

Nie potrafię obliczyć zadania związanego z kinetyką reakcji I-rzędu, przy podanych temperaturach dla danych ciśnień gazu.

W jaki sposób należy rozwiązać to zadanie?

Nie potrafię obliczyć zadania związanego z kinetyką reakcji: Szybkość pewnej reakcji wrasta 3-krotnie po ogrzaniu o 10 °C. Ile razy zmieni się szybkość tej reakcji w temperaturze wyższej o 30 °C?

Nie potrafię obliczyć zadania związanego z kinetyką reakcji: Reakcja chemiczna o równaniu:

$5 \text{ Br}^- + \text{BrO}_3^- + 6 \text{ H}^+ \rightarrow 3 \text{ Br}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$, przebiega wg równania kinetycznego $v = k \cdot [\text{Br}^-] \cdot [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]^2$.

Jak zmieni się szybkość reakcji, jeśli stężenie wszystkich substratów wzrośnie czterokrotnie? Próbuje rozwiązać to zadanie, ale wychodzi mi 27, a nie 81. Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Nie potrafię obliczyć następującego zadania:

W układzie przebiega reakcja: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$

której stała równowagi w temperaturze T wynosi 1. W którą stronę (lewą/prawą) przesunie się równowaga reakcji, jeśli w naczyniu reakcyjnym umieszczono 1 mol substancji A, 4 mole substancji B, 2 mole substancji C i 3 mole substancji D, a naczynie reakcyjne doprowadzono do temperatury T?

Nie potrafię obliczyć takiego zadania: Jak zmieni się szybkość reakcji przebiegającej w fazie gazowej: $2 \text{ NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ wg równania kinetycznego: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$, jeśli zmiana objętości przestrzeni

reakcyjnej wywołała czterokrotny wzrost ciśnienia. Nie bardzo rozumiem jak mam uwzględnić ciśnienie, zawsze w zadaniach tego typu były podane informacje na temat zmian w stężeniach. Czy tego typu zadanie może pojawić się na maturze?

Nie potrafię rozwiązać poniższego zadania – wychodzi mi inny wynik niż w odpowiedzi. Co robię źle? Stała równowagi reakcji rozkładu chlorku fosforu(V) do chlorku fosforu(III) i wolnego chloru w temp. 523 K wynosi $4,07 \cdot 10^{-2}$. Do zamkniętej kolby o objętości 2 dm^3 wprowadzono 0,5 mola chlorku fosforu(III) oraz 0,5 mola chloru, po czym doprowadzono naczynie reakcyjne do temp. 523 K. Oblicz liczby moli wszystkich reagentów w stanie równowagi.

Czy jest jakiś sposób na zapamiętanie roli katalizatora?

9. Dylematy związane z chemią nieorganiczną

Jak można zdefiniować i czym właściwie jest higroskopijność? Czy jest to właściwość fizyczna, czy chemiczna?

Czym są aluny? Jakie mają zastosowanie?

W jaki sposób należy poprawnie zapisywać równania dysocjacji wodorosoli?

Czy lit zachowuje się tak samo jak sód? Czy przechowuje się go w naftcie? Czy gwałtownie reaguje z wodą jak potas czy sód?

Czy wodorotlenki litowców można rozłożyć termicznie na tlenek i wodę? Przy rozkładzie termicznym byłaby już para wodna, czy tlenek z parą wodną zareaguje?

Zwykle mówi się, że kwas fosforowy(V) to H_3PO_4 , ale słyszałem też o innych kwasach fosforowych – jakie są ich nazwy i wzory?

Jak wzór i budowę posiada tlenek fosforu(V)? Raz podawany jest P_2O_5 a raz P_4O_{10} . Jaki wzór należy stosować na maturze?

W jaki sposób otrzymuje się kwasy fosforowe: meta-, piro- oraz orto-?

Czy miedź reaguje z kwasem solnym? Na lekcji w szkole uczyli nas, że nie, ale po wrzuceniu cienkiej blaszki do bardzo stężonego (35%) roztworu kwasu na zajęciach z kółka chemicznego zaobserwowałam, że kwas solny zabarwił się na żółto. W jaki sposób można to wyjaśnić?

Wyczytałem kiedyś pojęcie „metale przejściowe” – co to oznacza?

Jak zapisać wzór wody amoniakalnej (z plusem czy z kropką i jak czytać kropkę?)

Co oznacza pojęcie - protonowość kwasu?

Jaki wzór elektronowy powinien mieć tlenek węgla(II)?

10. Dylematy związane z chemią organiczną

Czy wszystkie cukry są słodkie?

Czym właściwie jest "PET" i czy jego recykling jest opłacalny?

Jakie procesy chemiczne zachodzą podczas ondulacji włosów? Takie pytanie zostało nam zadane na pracę domową z przyrody i nie bardzo wiem jak na nie odpowiedzieć ponieważ nigdzie nie mogę znaleźć odpowiedzi na to pytanie.

W przypadku niektórych reakcji organicznych, jako produkt pośredni powstaje karbokation. W jaki sposób obliczyć ładunek tego karbokationu?

Czy kwas mrówkowy ulega próbie Tollensa? Jeśli tak to dlaczego?

Czy nazwa „fenol” to nazwa systematyczna czy zwyczajowa?

Czy jest jakiś sposób na zapamiętanie nazw cukrów?

Czym właściwie są formy rezonansowe? Czym należy kierować się przy ich tworzeniu?

Czym są epimery? Spotkałam różne definicje i nie bardzo rozumiem to pojęcie.

Mocznik powstaje przez rozkład cyjanianu amonu. Co to za związek? Z lekcji dowiedziałam się tylko jaki ma wzór.

Nie do końca rozumiem pojęcia „elektrofil” i „nukleofil”. Czy to są tylko cząsteczki, czy mogą to być również jony? Pojęcia te są dla mnie dość „mętne”.

Jakie można zapisać równania reakcji zachodzących podczas utleniania alkenów za pomocą manganianu(VII) potasu w zależności od środowiska?

Reakcja ksantoproteinowa służy do wykrywania białek poprzez tworzenie żółtego zabarwienia. Czy zachodzą tutaj jakieś reakcje, które trzeba znać na maturę?

Dylematy związane z budową atomu i promieniotwórczością

Jaka jest różnica między izotopem a nuklidem? W jaki sposób można to obrazowo przedstawić?

Wiktor P.

Rozważania naukowe:

Pojęcie nuklidu jest często stosowane, ale nie zawsze jest prawidłowo rozumiane przez uczniów. Poniżej zestawiono kilka definicji nuklidu z różnych źródeł literaturowych:

*„Jądra atomów o jednakowej liczbie atomowej Z , a różnej liczbie masowej A to **izotopy**”. Atomy należące do jednego izotopu danego pierwiastka to **nuklidy** (mają taką samą liczbę atomową Z i masową A)”.*

M. Krzeczowska,
Chemia – system mądrego szukania,
Park, 2005, str. 5.

„Nuklid to rodzaj atomów z jądrem o określonej liczbie protonów i neutronów”.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger
Nowoczesne kompendium chemii
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 63.

„Nuklid – zbiór atomów o takiej samej budowie → jądra atomowego, tzn. mających tą samą liczbę protonów i neutronów w jądrze i będących w tym samym stanie energetycznym. Są to zatem atomy pierwiastka reprezentujące dany → izotop i mające tą samą energię. (...) Różne nuklidy tego samego pierwiastka są izotopami”.

P. Chmielewski, A. Jezierski,
Chemia – słownik encyklopedyczny,
 Wydawnictwo Europa, 2001, str. 407.

„Nuklid, zbiór atomów↑ danego pierwiastka↑ o tej samej liczbie masowej. Innymi słowy: to zbiór identycznych atomów”.

P. Kozyra (red.)
Chemia – słownik szkolny,
 Zielona Sowa, 2004, str. 220.

Z przytoczonych definicji wynika, że jeżeli pierwiastek występuje w przyrodzie w postaci zbioru atomów tylko jednego rodzaju (nie ma izotopów, np. Al), to można o nim powiedzieć, że jest nuklidem. Przez termin „*nuklid*” należy

rozumieć zbiór atomów danego pierwiastka o ściśle określonej i niezmienniej budowie jądra atomowego (taka sama/jednakowa liczba protonów i neutronów oraz stan energetyczny).

Nie należy mylić pojęcia nuklidu z pojęciem izotopu, bowiem każdy izotop jest nuklidem, ale nie każdy nuklid jest izotopem. Pojęcie nuklidu jest bowiem bardziej ogólne i szersze niż izotopu. Przykładem, w którym nie można mówić o izotopie, a można powiedzieć o nuklidzie są atomy fluoru. Próbką fluoru składa się z atomów o ściśle określonej budowie – 9 protonów i 10 neutronów i nie posiada w przyrodzie innych izotopów, stąd należy mówić o nuklidzie ^{19}F .

W celu głębszego zrozumienia różnicy między pojęciami nuklid i izotop można posłużyć się prostym modelem heurystycznym – rysunek 1.



Rysunek 1. Prosty model przedstawiający ideę pojęcia „izotop” (zdjęcie autorskie – opracowanie własne).

Rysunek pierwszy przedstawia trzy papryczki – od lewej: zielona, żółta i czerwona. Każde z warzyw to papryka, ale każda z nich stanowi przedstawiciela innego rodzaju (typu). Papryka zielona stanowi nadal paprykę, ale innego typu, podobnie jak papryka żółta względem zielonej i czerwonej nadal jest papryką, ale istotnie różni się kolorem. Teraz zwiększmy liczebność zbiorów – rysunek 2.



Rysunek 2. Trzy zbiory różnych typów papryk (zdjęcie autorskie – opracowanie własne).

Na rysunku 2 widać trzy zbiory papryk, każdy składający się z trzech papryk. Trzy papryki zielone stanowią zbiór 3 papryk tego samego rodzaju. Podobnie trzy papryki żółte oraz trzy papryki czerwone stanowią 3-elementowe zbiory tego samego rodzaju. Każdy zbiór papryk względem siebie różni się tylko kolorem. Każda z papryk (zielona, żółta, czerwona) stanowi to samo warzywo, czyli w naszym modelu stanowi ten sam pierwiastek. Można powiedzieć, że mamy po trzy papryki danego koloru, czyli po trzy typy danego pierwiastka. Każdy zbiór traktowany indywidualnie stanowi nuklid, natomiast z uwagi na to, że występuje więcej niż jeden

rodzaj papryk, każdy zbiór względem siebie stanowi izotop.

Aby jeszcze lepiej zrozumieć te pojęcia, weźmy przykładowo magnez w postaci pierwiastkowej, który posiada w przyrodzie trzy izotopy: ^{24}Mg , ^{25}Mg i ^{26}Mg . Przyjmijmy na potrzeby naszego modelu, że izotop ^{24}Mg to papryka zielona, izotop ^{25}Mg to papryka żółta, a izotop ^{26}Mg to papryka czerwona. Biorąc pod uwagę ten model oraz znając masową zawartość procentową izotopów w przyrodzie (tzw. abundancje): ^{24}Mg (79,00%), ^{25}Mg (10,00%) i ^{26}Mg (11,00%), można stworzyć kolejny model przedstawiający liczby izotopów magnezu występujących w przyrodzie. Przyjmijmy, że posiadamy w sumie 100 papryk. W związku z tym, biorąc pod uwagę zawartości procentowe izotopów magnezu, można przedstawić to zagadnienie graficznie jak na rysunku 3.



Rysunek 3. Prosty model przedstawiający pojęcie abundancji - masowej zawartości procentowej izotopów w przyrodzie (zdjęcie autorskie – opracowanie własne).

W sumie mamy 100 papryk (100 atomów magnezu), na co składa się: 79 papryk zielonych (79% atomów ^{24}Mg), 10 papryk żółtych (10% atomów ^{25}Mg) oraz 11 papryk czerwonych (11% atomów ^{26}Mg). Tak jak wcześniej napisano, nie należy mylić pojęcia nuklidu z pojęciem izotopu, bowiem każdy izotop jest nuklidem, ale nie każdy nuklid jest izotopem – czyli mówiąc językiem modelowym – każdy rodzaj papryki: czerwona, zielona, żółta jest papryką, ale nie każda papryka jest zielona, żółta lub czerwona.

Teraz weźmy pod uwagę owoce palmy kokosowej. Nie ma innych odmian tego owocu, zatem owoce te tworzą zbiór takich samych, pod względem wyglądu, jak i morfologii owoców. Ten przykład z kolei pozwala zrozumieć ideę pojęcia „nuklid”. Przykładowo mamy zbiór 40 kokosów. Przyjmując na nasze potrzeby rozważań, że jeden kokos to jeden atom ^{19}F , można powiedzieć, że posiadamy zbiór 40 atomów ^{19}F . Mamy więc zbiór atomów o ściśle określonym składzie, stąd można powiedzieć, że posiadamy 40 nuklidów ^{19}F , a nie izotopów.

Źródła literaturowe:

M. Krzeczowska, *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005, str. 5.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 63.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 407.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 220.

Dlaczego mówi się o rozpadzie nietrwałych jąder atomowych, jeśli fizycznie w procesie rozpadu uczestniczy nie tylko samo jądro atomowe, ale również elektrony? W jaki sposób należy uwzględnić w tym przypadku elektrony?

Jarek C.

Rozważania naukowe:

Kluczowym zagadnieniem w tym dylemacie jest pojęcie "trwałości" danego jądra atomowego, lub bardziej ogólniej trwałości izotopów. Szybkość rozpadu promieniotwórczego jest cechą charakterystyczną dla danego radionuklidu (izotopu promieniotwórczego) i zależy tylko i wyłącznie od liczby jąder atomowych w badanej próbce – im większa liczba jąder atomowych, tym większa liczba rozpadów. Trwałość izotopów promieniotwórczych może być określona przez:

- porównanie okresów połowicznego rozpadu (zaniku) - $\tau_{1/2}$ (im dłuższy okres półtrwania, tym bardziej trwały radionuklid);
- określenie stosunku liczby neutronów (n^0) do liczby protonów (p^+) (czyli N/Z):
 - trwałe nuklidy tworzą tzw. „ścieżkę stabilności”
 - nuklidy z nadmiarem neutronów (n^0) (nuklidy znajdujące się nad „ścieżką stabilności”) są β^- promieniotwórcze (co wynika z faktu, że aby pozbyć się neutronów musi zająć

przemiana: ${}_0^1n \rightarrow {}_1^1p + {}_{-1}^0e$, stąd wynika, że zachodzi przemiana β^-)

- nuklidy z nadmiarem protonów (p^+) (nuklidy znajdujące się pod „ścieżką stabilności”) są α -promieniotwórcze
- parzystość jąder atomowych:
 - liczbę trwałych nuklidów w przyrodzie podano w tabeli 1.

Tabela 1. Trwałość izotopów w zależności od parzystości składu jądra atomowego.

liczba protonów (p^+)	liczba neutronów (n^0)	
	parzysta	nieparzysta
parzysta	162	56
nieparzysta	52	4

- z tabeli wynika, że najliczniejszą grupę (~ 60%) stanowią te, które charakteryzują się parzystymi liczbami protonów i neutronów

Z uwagi na dwa ostatnie czynniki - określenie stosunku liczby neutronów (n^0) do liczby protonów (p^+) (czyli N/Z) oraz parzystość jąder atomowych, często w chemii mówi się o rozpadzie nietrwałych jąder atomowych, co nie oznacza bynajmniej, że elektrony w ogóle nie biorą udziału w przemianach

promieniotwórczych. Elektrony stanowią integralną część atomów, ale ponieważ rozpad promieniotwórczy jest uzależniony od trwałości jąder atomowych, to w tym przypadku często mówi się o rozpadzie nietrwałych jąder. W każdym zapisie elektrony są uwzględniane, bowiem każdy atom zawiera ściśle zdefiniowaną ich liczbę.

Źródła literaturowe:

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.2.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 904-911.

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 24-27.

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna - chemia*, WSiP, 2001, str. 253.

Czy rozpad promieniotwórczy to zjawisko fizyczne czy reakcja chemiczna? Produktami rozpadu są co prawda produkty o odmiennych właściwościach chemicznych, ale przecież idea reakcji jest wymiana elektronów?

Maciek P.

Rozważania naukowe:

Różnica między zjawiskiem fizycznym a reakcją (przemianą) chemiczną jest podstawowym zagadnieniem wprowadzanym na pierwszych lekcjach chemii

w gimnazjum. W toku jednak dalszej edukacji, zwracanie uwagi na tę różnicę zanika.

Zjawisko fizyczne polega na zmianie właściwości fizycznych substancji chemicznej (stan skupienia, kształt), bez zmiany właściwości chemicznych danej substancji i bez tworzenia nowych substancji. Z kolei **reakcja (przemiana) chemiczna** polega na tworzeniu się nowych substancji, a w atomach pierwiastków uczestniczących w przemianach chemicznych dochodzi do zmian w ich powłokach elektronowych.

Przemiany (procesy) promieniotwórcze, którym podlegają jądra atomowe (np. rozpad α), to tzw. **reakcje (przemiany) jądrowe**, które w znaczny sposób różnią się od reakcji chemicznych:

- izotopy danego pierwiastka chemicznego charakteryzują się niemal identycznymi właściwościami chemicznymi, ale ulegają różnym reakcjom (przemianom) jądrowym;
- reakcja jądrowa zazwyczaj prowadzi do otrzymania pierwiastka nie występującego początkowo, co nie zachodzi nigdy w przypadku reakcji chemicznej;
- reakcjom jądrowym towarzyszą znacznie większe efekty energetyczne niż reakcjom chemicznym.

Co więcej, typowy zapis przemiany jądrowej, nazywany jest **równaniem jądrowym**.

W związku z tym, przemiany promieniotwórcze nie są *stricto* reakcjami chemicznymi, gdyż kryterium reakcji

chemicznych jest nie tylko powstanie nowej substancji chemicznej, ale również wymiana elektronów na powłokach walencyjnych. Niemniej z uwagi na fakt, iż zachodzi przemiana jednego pierwiastka w drugi, trudno mówić tu o zjawisku fizycznym. Przemiany (rozpady) promieniotwórcze są zatem przedmiotem zainteresowania zarówno chemików, jak i fizyków. Podsumowując, można wyodrębnić trzy bardzo ważne pojęcia:

- **zjawisko fizyczne** – proces, w wyniku którego substancje chemiczne zachowują swoje właściwości chemiczne, a zmieniać mogą ulec tylko właściwości fizyczne (stan skupienia, kształt);
- **reakcja (przemiana) chemiczna** – to proces, w wyniku którego tworzą się nowe substancje, ale nie powstają nowe pierwiastki, a w atomach pierwiastków uczestniczących dochodzi do zmian w powłokach elektronowych;
- **reakcja (przemiana) jądrowa/promieniotwórcza** – to proces samorzutny lub sztuczny, w wyniku którego tworzą się nowe pierwiastki, ponieważ zachodzą zmiany w jądrach atomowych pierwiastków w nich uczestniczących.

Źródła literaturowe:

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 5.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 1016-1017.

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna*, t.2., Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 892.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 465.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 264-265.

Dlaczego jeden z produktów rozpadu α zapisuje się w postaci ${}^4_2\text{He}$, skoro cząstka α stanowi jądro atomu helu?

Maksymilian P.

Rozważania naukowe:

Promieniowanie (rozpad) alfa (α), to przemiana charakteryzująca się emisją cząstki alfa (helion), za którą uznaje się jądro atomu helu (kation He^{2+}), stąd: $\alpha \equiv {}^4_2\text{He}^{2+}$. W związku z tym cząstka alfa składa się z dwóch protonów i dwóch neutronów. Innymi słowy, cząstka alfa posiada dodatni ładunek elektryczny o wartości $+2e$ (ładunek elementarny). Jony ${}^4_2\text{He}^{2+}$ poruszają się z prędkością ok. $20 \cdot 10^6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$. Energie cząstek α mieszczą się, z nielicznymi wyjątkami, w przedziale 4-7 MeV. Przemianie alfa ulegają jądra ciężkie, tzn. emisja cząstek alfa staje się korzystna energetycznie, gdy liczba masowa A przekroczy wartość ok. 140 ($Z \geq 58, N > 80$). Warto zwrócić w tym miejscu uwagę na to, że kationy He^{2+} są wysyłane przez jądra atomowe pierwiastków promieniotwórczych podczas

przemiany jądrowej, a strumień takich jonów nazywany jest promieniowaniem alfa, które powoduje intensywną jonizację gazów.

W literaturze polskiej można znaleźć kilka sposobów zapisu przemian promieniotwórczych, w których bierze udział cząstka alfa – tabela 2.

Tabela 2. Różne sposoby zapisów cząstki alfa w przemianach promieniotwórczych w literaturze polskiej.

przykład przemiany promieniotwórczej z udziałem cząstki alfa	źródło
$^{15}\text{N} + p \rightarrow ^{12}\text{C} + ^4\text{He}$	L. Kolditz, <i>Chemia nieorganiczna, t.2.</i> , Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 900.
$^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} = ^{17}_8\text{C} + ^1_1\text{H}$	A. Bielański, <i>Chemia nieorganiczna, t.1.</i> , Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 35.
$^A_Z\text{X} \rightarrow ^{A-4}_{Z-2}\text{Y}^{2-} + ^4_2\text{He}^{2+}$	A. Czerwiński, <i>Energia jądrowa i promieniotwórczość</i> , Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, 1998, str. 51, ilustr. 4.3.
$^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow ^{222}_{86}\text{Rn} + ^4_2\alpha$	L. Jones, P. Atkins, <i>Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje</i> , Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 35.

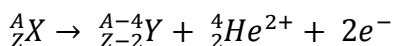
Pierwszy z przedstawionych zapisów jest charakterystyczny dla podręczników Europy Zachodniej - uwzględnia tylko liczby masowe pierwiastków, biorących udział w przemianie. Częstka alfa zapisywana jest bez uwzględniania jej ładunku i bez podania liczby protonów.

Drugi zapis pochodzi z podręcznika chemii nieorganicznej autorstwa prof. Bielańskiego, w którym zapis cząstki alfa nie uwzględnia ładunku jądra, a zamiast strzałki reakcyjnej użyty jest znak równości „=”.

Trzeci zapis wydaje się najbardziej właściwy, gdyż uwzględnia zapis cząstki alfa z jej ładunkiem, z kolei w celu zachowania ładunku elektrycznego po prawej stronie równania, nowopowstały pierwiastek posiada ładunek ujemny (Y^{2-}). Czy tego typu zapis jest poprawny? Z jednej strony rozwiązuje on kwestię spełnienia zasady zachowania ładunku, z drugiej strony trudno jest przyjąć, że nowopowstały pierwiastek występuje w postaci anionu, a następnie ostatecznie staje się obojętnym elektrycznie atomem. Co więc się dzieje z elektronami? Trudno sobie wyobrazić, aby niezwiązane elektrony długo „egzystowały” w przestrzeni, w której zachodzi przemiana promieniotwórcza. Pewne jest, że strumień kationów helu „wylatuje” z jądra pierwiastka, który ulega rozpadowi, stąd elektrony mogą nadal pozostać w atomie wyjściowym; nowopowstały pierwiastek jest więc dwuujemnym jodem. Z drugiej jednak strony, nie wiadomo jak wyjaśnić w jaki sposób anion nowopowstałego pierwiastka staje się obojętnym elektrycznie atomem. Zamiast przyjmowania zasady, iż powstanie anion, można przyjąć inne rozważenie tego dylematu, biorąc pod uwagę fakt, iż wiązka (strumień) cząstek alfa ma właściwości jonizujące.

W takim przypadku przyjmuje się, że powstające cząstki alfa „wylatują” z jądra atomowego rozpadającego się pierwiastka wraz z elektronami – powstają kationy He^{2+} , a elektrony powodują jonizację innych indywiduów chemicznych, znajdujących się w przestrzeni, gdzie zachodzi przemiana promieniotwórcza. Masywne cząstki α , które posiadają duży ładunek elektryczny w wyniku silnego oddziaływania z materią, tracą prędkość, przylłączają elektrony z otaczającej materii oraz przekształcają się w atomy helu, nim zdążą powędrować daleko. Mimo, iż nie przenikają w znaczny sposób w głąb materii, działają destrukcyjnie, ponieważ energia ich uderzenia może wytrącać atomy z cząsteczek oraz jony z ich położeń w kryształach.

Los elektronów można również wytłumaczyć poprzez oddziaływanie ich ze ściankami naczynia reakcyjnego. W związku z tym, autorom niniejszej monografii wydaje się, że lepszym zapisem byłoby:

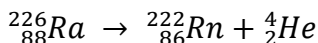


Powyższy zapis jest bardziej poprawny, gdyż uwzględnia zarówno ładunek cząstki alfa, jak również spełnia on zasadę zachowania ładunku. Można również dopatrywać się podobieństwa w zapisie równań cząstkowych reakcji redoks, gdzie uwzględnia się izolowane elektrony, co może być „przyjazne” dla uczniów.

Ostatni zapis równania jest najbardziej „bezpieczny” z dydaktycznego punktu widzenia, gdyż zamiast podawania symbolu chemicznego helu, cząstkę alfa

podaje się w postaci „α” „ukrywając” pod tą postacią wartość ładunku cząstek.

Z punktu widzenia egzaminu maturalnego, najbardziej właściwy wydaje się zapis ostatni, niemniej zawsze jako poprawny uznawany był również zapis uwzględniający symbol helu, np.:



Źródła literaturowe:

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 138.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 76.

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.2.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 900.

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 35.

A. Czerwiński, *Energia jądrowa i promieniotwórczość*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, 1998, str. 51, ilustr. 4.3.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 35, 1026.

Czy istnieje jakaś inna metoda zapisywania konfiguracji elektronowej pierwiastków oprócz „odczytywania” jej z układu okresowego? Zawsze mam problem z określaniem kolejności orbitali atomowych szczególnie dla pierwiastków z bloku d.

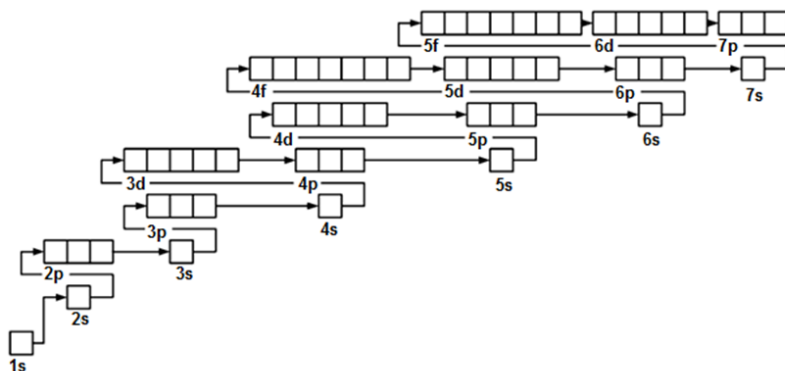
Stanisław R.

Rozważania naukowe:

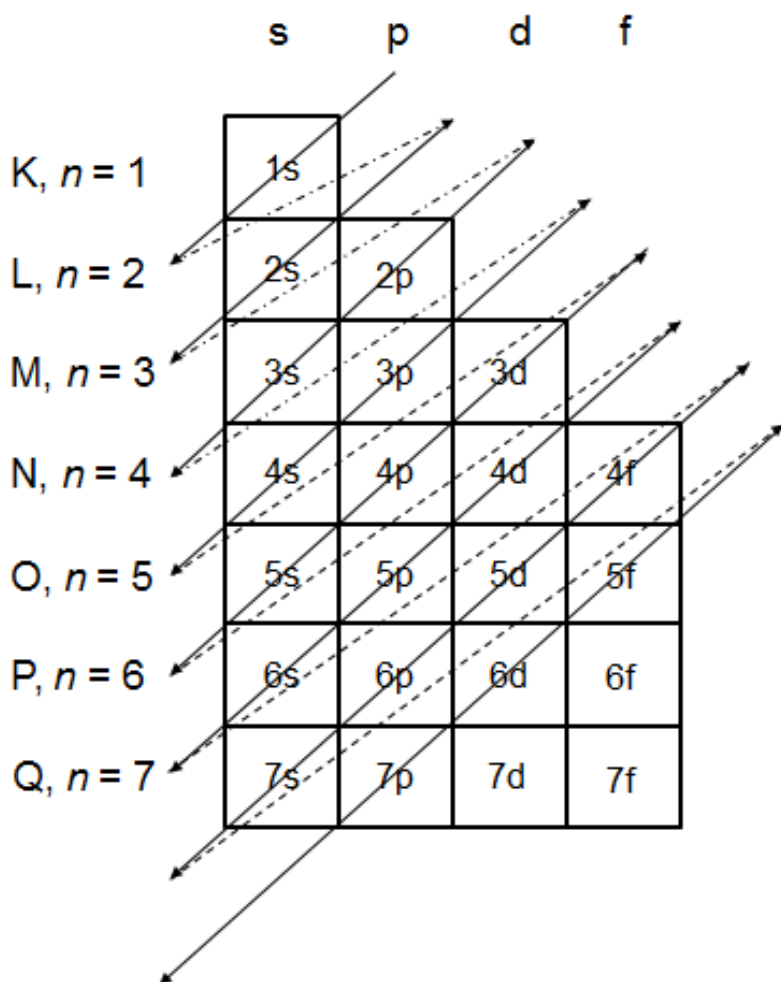
Strukturę elektronową atomu (lub cząsteczki) zapisuje się w postaci konfiguracji elektronowej. Konfiguracja elektronowa, to zestawienie obsadzonych orbitali atomowych (lub cząsteczkowych), czyli rozkład elektronów między powłoki i podpowłoki elektronowe. Ogólnie przyjmuje się zasadę, że orbitale o mniejszej energii są zapełniane elektronami wcześniej niż orbitale o większej energii. Istnieje kilka podejść do tego zagadnienia.

Pierwsze podejście to tzw. zasada rozbudowy powłok elektronowych (niem. Aufbauprinzip). Elektrony obsadzają orbitale tak, aby cała energia atomu była jak najmniejsza zgodnie z zakazem Pauliego. Najczęściej do tego celu stosuje się różnego rodzaju schematy – rysunek 4., rysunek 5., rysunek 6., rysunek 7. oraz rysunek 8.

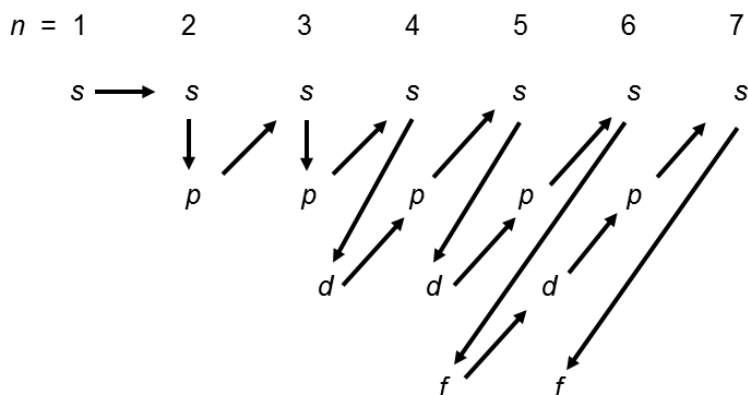
Druga metoda to metoda mnemotechniczna opierająca się na „odczytywaniu” konfiguracji elektronowej z układu okresowego, której ideę przedstawia rysunek 9.



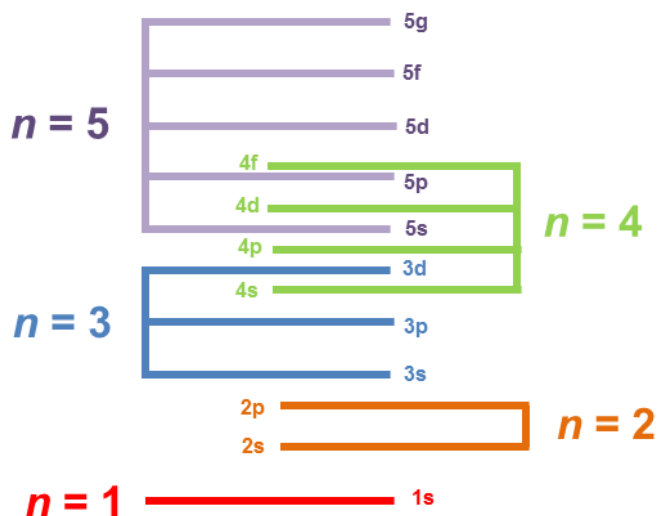
Rysunek 4. Schemat przedstawiający kolejność obsadzania orbitali atomowych – tzw. reguła Madelunga (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).



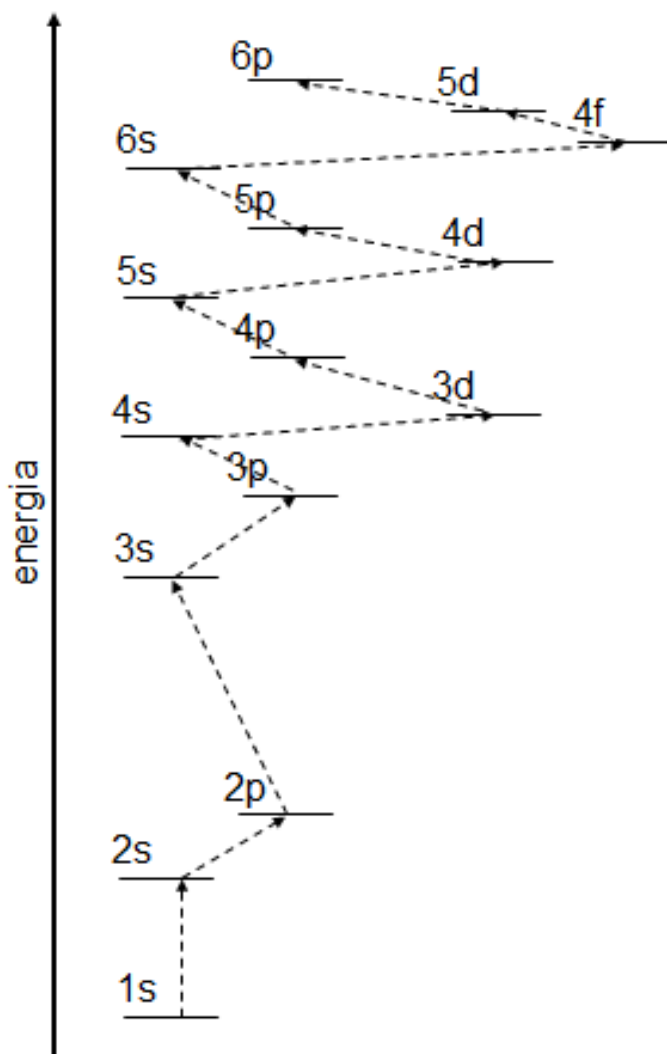
Rysunek 5. Schemat przedstawiający kolejność obsadzania orbitali atomowych (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).



Rysunek 6. Schemat przedstawiający kolejność obsadzania orbitali atomowych (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).



Rysunek 7. Schemat przedstawiający kolejność obsadzania orbitali atomowych (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

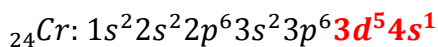


Rysunek 8. Schemat przedstawiający kolejność obsadzania orbitali atomowych – schemat poziomów energetycznych (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

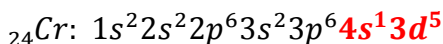
Trzecim podejściem do zapisu konfiguracji jest tzw. **reguła Weiswessera**:

„Elektron zajmuje ten spośród wolnych stanów, który ma najniższą wartość sumy głównej liczby kwantowej (n) oraz orbitalnej liczby kwantowej (l), a jeżeli wolne są dwa stany o tej samej wartości sumy $n + l$, to elektron zajmuje stan o niższej wartości n ”.

Niech jako przykład posłuży konfiguracja atomu chromu w stanie podstawowym - często pojawia się pewna wątpliwość, jeśli chodzi o kolejność zapełniania orbitali:



czy

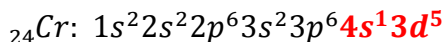


W takim przypadku można posłużyć się wspomnianą regułą Weiswessera, wówczas można rozpatrzyć taki układ, jak w tabeli 3.

Tabela 3. Idea zastosowania reguły Weiswessera dla przypadku: $3d^5$ i $4s^1$.

podpowłoka	wartość głównej liczby kwantowej (n)	wartość pobocznej liczby kwantowej (l)	suma głównej i pobocznej liczby kwantowej $n + l$
3d	3	2	5
4s	4	0	4

Niższą sumę posiada 4s, stąd najpierw należy zapisać $4s^1$, a następnie $3d^5$, stąd konfiguracja atomu chromu w stanie podstawowym ma postać:



Podsumowując, można powiedzieć, że istnieją trzy godne polecenia sposoby ustalania konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków:

- **zasada rozbudowy powłok elektronowych** (niem. Aufbauprinzip), która opiera się na schematach przedstawionych na rysunkach 4.-7.;
- **metoda mnemotechniczna** polegająca na „odczytywaniu” konfiguracji elektronowej z układu okresowego (rysunek 8.);
- **reguła Weiswessera**, która polega na ustaleniu kolejności zapisu odpowiednich obsadzonych orbitali, bazując na sumie głównej liczby kwantowej i pobocznej liczby kwantowej.

Źródła literaturowe:

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna*, t.1., Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 80.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 319.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.1., WSiP, 1998, str. 85-86.

S. Mabrouk, *The Periodic Table as a Mnemonic Device for Writing Electronic Configurations*, Journal of Chemical Education, 80, 2003, 894 – 898.

N. Iza, M. Gil, *A Mnemonic Method for Assigning the Electronic Configurations of Atoms*, Journal of Chemical Education, 72, 1995, 1020 – 1026.

M. Kurushkin, *Teaching Atomic Structure: Madelung's and Hund's Rules in One Chart*, Journal of Chemical Education, 92, 2015, 1127–1129.

Czy istnieje jakiś inny sposób niż uczenie się na pamięć konfiguracji pierwiastków bloku d, w których należy uwzględnić proces promocji elektronu? Np. dla atomu srebra konfiguracja powinna być:

$_{47}\text{Ag } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$, a nie $5s^2 4d^9$?

Stanisław R.

Rozważania naukowe:

Pojęcie promocji elektronów jest często omawiane w sposób pobieżny i nieadekwatny do wagi zagadnienia. Często zdarza się, iż pojęcie to w szkole ponadgimnazjalnej ogranicza się do intuicyjnego rozumienia przejścia (lub przeskoku) elektronu z jednej podpowłoki na drugą, gdyż jest to podyktowane warunkami energetycznymi w danym układzie. W efekcie, zapis konfiguracji z uwzględnieniem promocji elektronu kończy się na zapamiętywaniu wyjątków i „machinalnym” rozpisywaniu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ itd.

Co więcej, przegląd współczesnej literatury wskazuje na to, że pojęcie to bardzo rzadko występuje zarówno w podręcznikach akademickich, słownikach chemicznych, encyklopediach, leksykonach, czy kompendiach. Poniżej przedstawiono informacje na temat promocji elektronów znalezione w dostępnych dla Autorów źródłach:

„(...) promocji elektronu, czyli wzbudzenia go do orbitalu o wyższej energii”.

L. Jones, P. Atkins,
Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje,
Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 409.

„Dla chromu należałoby oczekiwać konfiguracji $3d^4 4s^2$. W gruncie rzeczy jednak konfiguracja z pięcioma niesparowanymi elektronami na orbitalach 3d okazuje się energetycznie bardziej dogodna i jeden z elektronów 4s przechodzi do powłoki 3d, która uzyskuje konfigurację $3d^5$ ”.

A. Bielański,
Chemia nieorganiczna, t.1.,
Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 84.

„Atom C w stanie podstawowym ma konfigurację elektronową $2s^2 2p^2$. (...) W celu osiągnięcia znanej, występującej (...) czterowiązalności, konieczne jest (...) przeniesienie jednego z dwóch elektronów, pod wpływem dostarczonej energii, na jeszcze pusty, wyższy

energetycznie wolny orbital p. Proces ten nazywa się promocją; elektron ulega promocji”.

L. Kolditz,
Chemia nieorganiczna, t. 1.,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 45.

„[Promocja elektronów] Jest to zjawisko, które zachodzi w atomach i polega na międzypoziomowym przeniesieniu elektronu na wolny orbital w celu uzyskania trwałej konfiguracji: połowicznie lub całkowicie zapełnionej podpowłoki d”.

I. Król,
Tablice chemiczne,
 Greg, 2007, str. 28.

Stąd, proces promocji elektronu jest związany z:

- nieregularnością w konfiguracji elektronowej, występującą w atomach niektórych pierwiastków, m.in. w atomach: chromu, molibdenu, srebra i miedzi, spowodowaną tym, że okazuje się ona korzystniejsza energetycznie;
- samorzutnym przeniesieniem (wzbudzeniem) elektronu na orbital o wyższej energii.

Można podsumować to pewnym ogólnym zapisem dla pierwiastków bloku „d”, o którym warto pamiętać podczas rozpisywania konfiguracji elektronowej.

Jeśli otrzymamy sytuację:

$ns^2 (n-1)d^4$ to wtedy piszemy $\Rightarrow ns^1 (n-1)d^5$

$ns^2 (n-1)d^9$ to wtedy piszemy $\Rightarrow ns^1 (n-1)d^{10}$

Źródła literaturowe:

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 409.

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 84.

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 45.

I. Król, *Tablice chemiczne*, Greg, 2007, str. 28.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.1.*, WSiP, 1998, str. 87.

Dlaczego podpowłoki oznaczane są literami s, p, d i f? Czy istnieje jakieś logiczne wyjaśnienie tego nazewnictwa?

Karol D.

Rozważania naukowe:

Każda powłoka (K, L, M, N) składa się z podpowłok, które z kolei zbudowane są z orbitali. Można byłoby oczekiwać, że nazwy podpowłok mają coś wspólnego z kształtem konturu orbitali, np. s – ang. *spherical* (sferyczny),

p – ang. **polar** (biegunowo odmienny). Jednakże, oznaczenia typu orbitali: s , p , d i f nie mają związku z nazwami kształtów ich konturów. W tabeli 4. przedstawiono krótką charakterystykę orbitali typu s , p , d i f :

Tabela 4. Krótka charakterystyka orbitali atomowych typu s , p , d i f .

typ orbitalu	maksymalna liczba elektronów	nazwa historyczna
s	2	ang. sharp
p	6	ang. p incipal
d	10	ang. d iffuse
f	14	ang. f undamental

Naukowcy, opracowując przejścia elektronowe między poziomami energetycznymi, posługiwali się różnymi wartościami pobocznej liczby kwantowej (l) w odniesieniu do różnych liczb linii emisyjnych w widmie pierwiastków pierwszej oraz drugiej grupy układu okresowego. Takie wyjaśnienie nazw zostało opisane przez jednego z zagranicznych Autorów (Grant Fowles) w następujący sposób:

“The sharp and diffuse series are so named because of the appearance of the spectral lines. The principal series is the most intense in emission and is also the one giving the strongest absorption lines when white light is passed through the strongest absorption lines when white light is passed through the vapor of the metal. As a consequence

of the frequencies [ratios] of this series are very nearly the same as those of the corresponding series in hydrogen. This is the reason for the name "fundamental."

G. Fowles,
Introduction to Modern Optics,
 Dover Publications, Nowy Jork, 1989, str. 233.

Wynika z tego, że geneza nazw lub oznaczeń w chemii nie zawsze jest związana z kształtem lub wyglądem danego indywiduum. Tak więc nazwy podpowłok wywodzą się od badań spektroskopowych, a nie od kształtu orbitali, z których te podpowłoki się składają.

Niemniej, na potrzeby zapamiętania oznaczeń typów orbitali, w związku z kształtem ich konturów, można stworzyć własną metodą mnemotechniczną. W tym celu należy narysować rysunek przedstawiający kształty konturów orbitali w zależności od wartości trzech liczb kwantowych: n, l i m – rysunek 10.



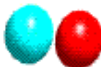


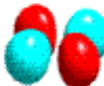


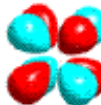

Przedstawione kształty konturów orbitali na rysunku 10., umożliwiają przypisanie następujących określeń, tym samym ułatwiają zapamiętanie symboli dla danego typu orbitalu.

s – ***sferyczny***,

p – ***polarny (biegunowy)***,

d – ***dziwaczny***,

f - ***finezyjny***

n	l				
1	0				
1s					
2	1				
2p					
3	2				
3d					
4	3				
4f					
$ m $		0	1	2	3

Rysunek 10. Rysunek przedstawiający kształty orbitali w zależności od wartości trzech liczb kwantowych: n, l i m (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

Źródła literaturowe:

G. Fowles, *Introduction to Modern Optics*, Dover Publications, Nowy Jork, 1989, str. 233.

Czy jest jakiś sposób zapamiętania kształtu orbitali?

Stanisław R.

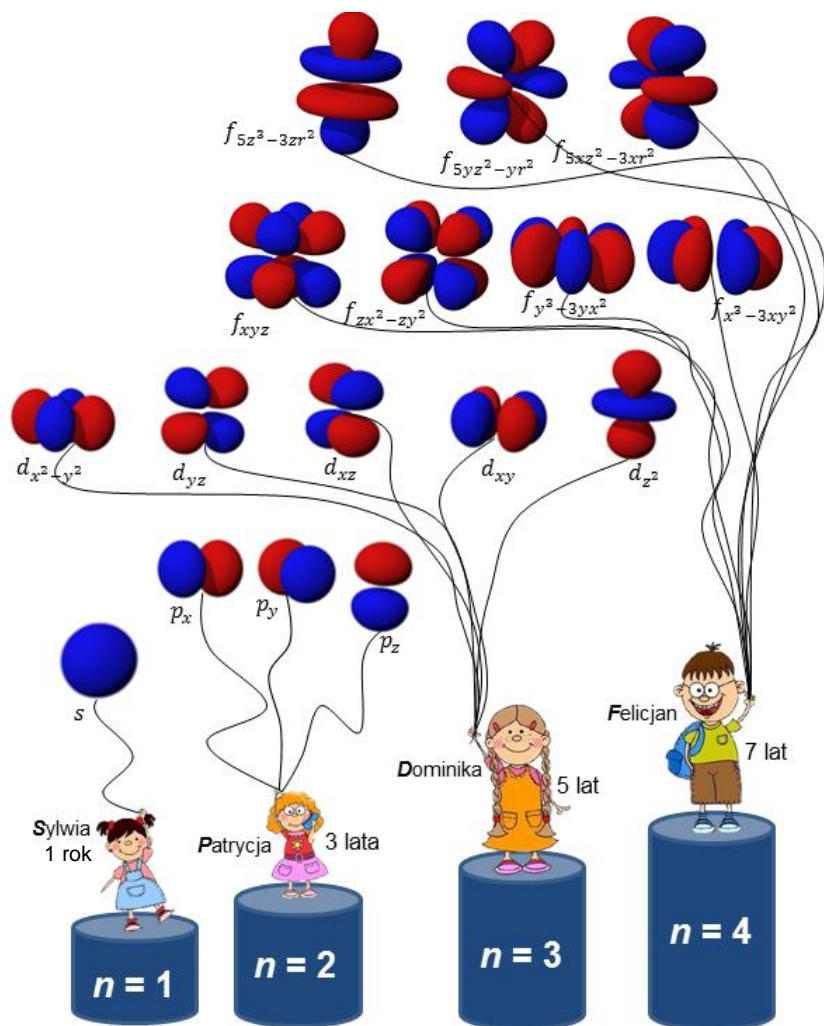
Rozważania naukowe:

Jeden ze sposobów zapamiętania kształtu konturu orbitali został przedstawiony w poprzednim dylemacie, który bazuje na nazwach kształtów konturu orbitali w języku angielskim.

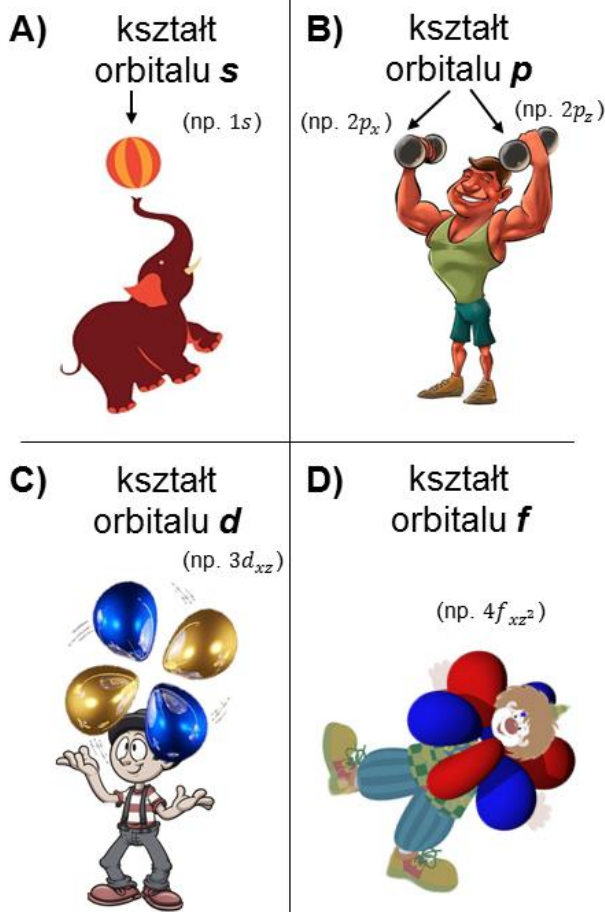
Drugi sposób może polegać na wyobrażeniu sobie sytuacji z balonikami – rysunek 11. Każde dziecko posiada urodziny, a liczba balonów to jego wiek. Każdy z postumentów posiada swój numer, który oznacza wartość głównej liczby kwantowej (im wyższy postument, tym wyższa wartość energii). Pierwsza litera imienia każdego dziecka to nazwa podpowłoki (oraz symbol typu orbitalu). Liczba baloników dla każdego dziecka, to jego wiek oraz liczba możliwych orbitali.

Trzecią z metod zapamiętania kształtu orbitali może być metoda mnemotechniczna, w której możliwe jest zastosowanie graficznego przedstawienia kształtów konturów wybranych orbitali, które mogą przedstawiać np. sprzęt używany w cyrku lub elementy ubioru - rysunek 12. Kształt konturu orbitalu typu s jest podobny do piłki odbijanej przez słonia, kształt konturu orbitalu typu p jest podobny do hantli podnoszonych przez ciężarowców, kształt jednego z konturów orbitali typu d jest podobny do „kręgli” używanych przez żonglera, a z kolei jeden z konturów orbitalu typu f posiada kształt podobny do kryzy klauna.

Czwarta metoda może polegać na wyobrażeniu sobie konturów orbitali jako jajek składanych przez kury – rysunek 13.



Rysunek 11. Metoda umożliwiającą zastosowanie graficznego przedstawienia konturów orbitali w postaci różnokształtnych balonów. (rysunek autorski – opracowanie własne).



Rysunek 12. Metoda mnemotechniczna umożliwiająca zastosowanie graficznego przedstawienia konturów orbitali, których kształty przedstawiają sprzęty do ćwiczeń używane w cyrku lub elementy ubioru: A) kształt konturu orbitalu typu s jest podobny do piłki odbijanej przez słonia; B) kształt konturu orbitalu typu p jest podobny do hantli podnoszonych przez ciężarowców; C) kształt jednego z konturów orbitali typu d jest podobny do „kręgli” używanych przez żonglera; D) jeden z konturów orbitali typu f posiada kształt podobny do kryzy klauna (rysunek autorski – opracowanie własne).



Rysunek 13. Metoda mnemotechniczna umożliwiająca zapamiętanie kształtu konturów orbitali na podstawie liczby jaj złożonych przez kury (rysunek autorski – opracowanie własne).

Źródła literaturowe:

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Mnemonic devices in science*, Scientiae et Didactics, 2015.

Dylematy związane z wiązaniami chemicznymi i geometrią cząsteczki

2

Przyjmuje się zasadę, iż wiązanie w związku jest jonowe jeśli różnica elektroujemności jest większa od 1,7. Czy da się tę regułę zastosować do bardziej złożonych związków, np. NaOH?

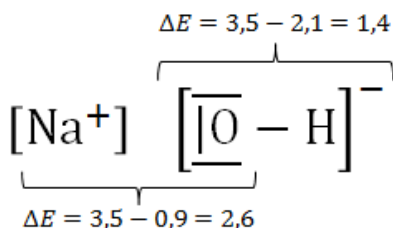
Małgosia K.

Rozważania naukowe:

Należy w tym miejscu zauważyć, że jeśli dwa atomy mają podobne wartości elektroujemności, to utworzone między nimi wiązanie ma charakter kowalencyjny. Z kolei duża różnica elektroujemności prowadzi do powstania wiązania jonowego. W przypadkach skrajnych różnica elektroujemności ma związek z jonowym charakterem wiązania. Przyjmuje się, że wiązanie ma charakter jonowy w 50%, jeśli różnica elektroujemności wynosi ok. 1,7 (w niektórych źródłach literaturowych za wartość graniczną przyjmuje się 1,5). Kiedy różnica ta jest większa od 1,7 to przeważa charakter jonowy, jeśli mniejsza wiązanie ma charakter bardziej kowalencyjny.

Jeśli związek składa się z trzech lub więcej atomów różnych pierwiastków, wówczas w zależności od różnic w elektroujemnościach pomiędzy danymi dwoma atomami mogą występować różne rodzaje wiązań.

Dla wodorotlenku sodu, który w sumie składa się z trzech atomów można określić charakter poszczególnych wiązań – rysunek 14.



Rysunek 14. Określenie charakteru wiązań na podstawie różnicy elektroujemności dla wodorotlenku sodu (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

Z rysunku 14. wynika, że wiązanie pomiędzy jonem sodu a jonem wodorotlenkowym ma charakter jonowy, z kolei wiązanie między atomem tlenu a atomem wodoru w anionie wodorotlenkowym ma charakter atomowy spolaryzowany.

Tak jak w powyższym przykładzie możliwe jest określenie charakteru wiązań w innych związkach, składających się z więcej niż dwóch atomów.

Źródła literaturowe:

A. Burewicz, H. Gulińska, *Dydaktyka chemii*, Wydawnictwo UAM, 2002, str. 587.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 369.

Przyjmuje się, że wiązania w związkach z metalami z bloku d przy stopniu utlenienia od I do III tworzą wiązania jonowe. A czy przy pozostałych wyższych stopniach utlenienia tworzą wiązania kowalencyjne?

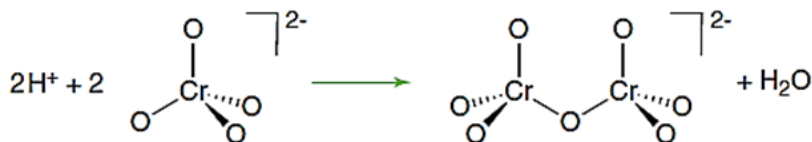
Aneta K.

Rozważania naukowe:

Punktem wyjścia może być związek pomiędzy różnicami w elektroujemności a udziałem wiązania jonowego – tak jak w poprzednim dylemacie.

Jeśli chodzi o metale bloku d, to tradycyjnie uważa się, że tworzą sole o budowie jonowej oraz związki koordynacyjne (kompleksowe), w których atom metalu z bloku d połączony jest z ligandami. W przypadku, gdy mamy w związku metal bloku d (stopień utlenienia od I do III), to zazwyczaj tworzy on kation, a w związku występuje wiązanie jonowe; typowym związkiem jonowym jest chlorek chromu(III), chlorek chromu(II) itp. Przykładem innej wartości stopni utlenienia (tzn. większej od III) metalu bloku d w związku jest anion chromianowy(VI), który

przechodzi w środowisku kwasowym w anion dichromianowy(VI) – rysunek 15.



Rysunek 15. Równanie reakcji przejścia anionu chromianowego(VI) w środowisku kwasowym w anion dichromianowy(VI) (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

Na rysunku 15. mamy przykład anionu chromianowego(VI), w którym wiązanie między atomem chromu i jednym z atomów tlenu ma charakter kowalencyjny spolaryzowany, ponieważ: $\Delta E = 3,5 - 1,9 = 1,6$. W przypadku drugiego anionu – dichromianowego(VI), mamy sytuację analogiczną, również i w tym przypadku różnice elektroujemności wynoszą 1,6 dlatego istnieją tam wiązania mające charakter kowalencyjny spolaryzowany.

Należy wyraźnie podkreślić, iż przykłady przedstawione w dylemacie nie powinny być przyjmowane jako bezwzględne reguły, bowiem często prowadzą do mylnych wniosków. Zawsze należy kierować się różnicą elektroujemności, nawet w przypadku złożonych związków chemicznych, dla których tylko to kryterium daje najbardziej wiarygodne rozwiązanie dylematu.

Źródła literaturowe:

A. Burewicz, H. Gulińska, *Dydaktyka chemii*, Wydawnictwo UAM, 2002, str. 587.

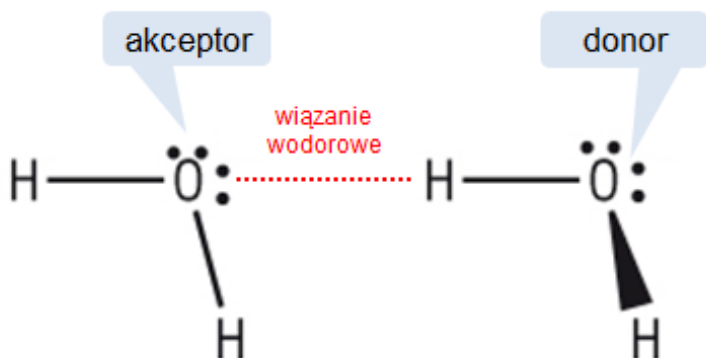
L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 369-370.

Dlaczego nie ma wiązań wodorowych w gazowym siarkowodorze?

Patryk S.

Rozważania naukowe:

Wiązanie wodorowe jest przykładem najczęściej oddziaływania międzycząsteczkowego. Cząsteczki, pomiędzy którymi ono występuje, muszą zawierać atom wodoru połączony z silnie elektroujemnym atomem zawierającym wolną/wolne parę/pary elektronową/elektronowe. Najczęściej atomami zawierającymi te wolne pary są: N, O, F. Warto zwrócić uwagę, że wiązanie wodorowe oznacza się kropkami, np. wiązania wodorowe między cząsteczkami wody - rysunek 16.



Rysunek 16. Przykład wiązania wodorowego między dwiema cząsteczkami wody (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

Wiązania wodorowe silnie łączą ze sobą cząsteczki wody, co powoduje, że woda ma znacznie wyższą temperaturę wrzenia, niż wskazywałyby na to obliczenia. Wiązanie wodorowe ponadto utrzymuje cząsteczki wody w pewnej odległości od siebie, gdy woda krzepnie, tworząc lód, w rezultacie, lód ma mniejszą gęstość niż ciekła woda i pływa po jej powierzchni. Co więcej, woda zawdzięcza również wiązaniu wodorowemu dużą pojemność cieplną, co znacznie łagodzi klimat na Ziemi, ponieważ wielkie masy wody, znajdujące się w oceanach, powoli nagrzewają się i powoli stygną.

To nie wszystkie właściwości jakie są konsekwencją wiązań wodorowych, bowiem wiązania te:

- utrudniają przejście związku w stan gazowy, ponieważ powodują asocjację cząsteczek – łączenie się ich w większe agregaty;

- powodują zwiększenie temperatur wrzenia i temperatur topnienia;
- powodują wzrost przenikalności elektrycznej;
- stabilizują struktury biochemiczne (np. w DNA);

Porównajmy teraz wybrane właściwości fizyczne wody oraz siarkowodoru – tabela 5.

Tabela 5. Wybrane właściwości fizyczne wody i siarkowodoru.

właściwość fizyczna	woda	siarkowodór
temperatura topnienia [°C]	0,00	– 85,5
temperatura wrzenia [°C]	99,974	– 59,55
stan skupienia w temp. 25 °C	ciecz	gaz

Z tabeli 5. wynika, że woda znacznie różni się temperaturą wrzenia oraz temperaturą topnienia od siarkowodoru. To właśnie dzięki wiązanom wodorowym woda jest cieczą w temperaturze pokojowej i ma o wiele wyższą temperaturę wrzenia, czy topnienia. Ponieważ atom siarki nie jest tak elektroujemny ($E_S = 2,5$) jak atom tlenu ($E_O = 3,5$), stąd cząsteczki siarkowodoru nie są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych. Fakt ten potwierdza porównanie stanów skupienia wody i siarkowodoru w temperaturze 25 °C. Ponieważ między cząsteczkami wody tworzy się wiele wiązań wodorowych, to mają one dodatkowy wkład w energię potrzebną do odparowania jej. Siarkowodór wiązań takich nie tworzy, stąd w temperaturze 25 °C jest gazem, a nie cieczą.

Źródła literaturowe:

A. Kozik, B. Turyna, *Molekularne podstawy biologii dla uczniów szkół średnich i kandydatów na wyższe uczelnie*, Wydawnictwo Zamiast Korepetycji, 1996, str. 13-15.

E. Solomon, L. Berg, D. Martin, C. Villee, *Biologia*, Multico, 1996, str. 34.

J. Berg, J. Tymoczko, L. Stryer, *Biochemia*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2009, str. 8.

P. Mastalerz, *Elementarna biochemia*, Wydawnictwo Chemiczne, 2009, str. 5.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 369-370.

Czy można w jakiś sposób obliczyć elektroujemność?

Mikołaj W.

Rozważania naukowe:

Elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym zostały wyznaczone przez Linusa C. Paulinga (dwukrotny laureat nagrody Nobla) bazując na różnicy między energią wiązania dla cząsteczki AB a średnią geometryczną energii wiązań w cząsteczkach dwuatomowych A_2 , B_2 :

$$\Delta' = E_{AB} - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}}$$

Jeśli różnica ta jest równa w przybliżeniu zero, to wiązanie w cząsteczce A–B wykazuje charakter kowalencyjny. Jeśli

wiązanie A–B wykazuje wyraźne odstępstwa od charakteru czysto kowalencyjnego, to różnica opisana przywołanym wzorem przyjmuje wartości dodatnie Δ' - im większy udział charakteru jonowego, tym większa wartość różnicy:

$$E_{AB} - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}} = \Delta' > 0$$

Zgodnie z definicją Paulinga różnica między elektroujemnością pierwiastka A (EU_A) i elektroujemnością pierwiastka B (EU_B) wynosi:

$$EU_A - EU_B = 0,1018 \cdot \sqrt{\Delta'}$$

Na podstawie tego wzoru (przy znajomości różnicy elektroujemności i znajomości wartości elektroujemności jednego z pierwiastków) możliwe jest wyznaczenie wartości elektroujemności danego pierwiastka.

Innym sposobem obliczenia elektroujemności zgodnie ze skalą Paulinga, jest zastosowanie wartości pierwszego potencjału jonizacji (ε) oraz wartości pierwszego powinowactwa elektronowego (ξ), zgodnie ze wzorem:

$$EU = \frac{\xi + \varepsilon}{5,56}$$

gdzie:

EU – wartość elektroujemności danego pierwiastka

ξ – wartość powinowactwa elektronowego [eV]

ε – wartość potencjału jonizacyjnego [eV]

Przykładowo dla bromu: $\xi = 11,84 \text{ eV}$, $\varepsilon = 3,5 \text{ eV}$, stąd:

$$EU_{Br} = \frac{11,84 + 3,5}{5,56} = 2,76 \cong 2,8$$

Źródła literaturowe:

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna*, t.1., Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 139.

K. Pigoń, Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1980, str. 526-528.

A. Burewicz, H. Gulińska, *Dydaktyka chemii*, Wydawnictwo UAM, 2002, str. 586.

K. Roztocki, A. Jurowska, M. Krzeczowska, K. Jurowski, *Scientiae et Didactics*, 2015.

Czy istnieje jakiś inny związek matematyczny między elektroujemnością a typem wiązania oprócz różnic w elektroujemnościach pierwiastków, tworzących dane wiązanie?

Patryk S.

Rozważania naukowe:

W celu określenia związku pomiędzy elektroujemnością a typem wiązania można obliczyć procentowy udział wiązania jonowego (K) w wiązaniu A–B, przy użyciu wzoru:

$$K = \left(\frac{\Delta EU_{AB}}{EU_A + EU_B} \right) \cdot 100\%$$

gdzie:

ΔEU_{AB} – różnica w wartości elektroujemności pierwiastków A oraz B

EU_A – elektroujemność pierwiastka A

EU_B – elektroujemność pierwiastka B

Przyjmuje się, że jeśli $K > 50\%$, to wiązanie ma charakter jonowy. Przykładowo dla tlenku azotu(II) $EU_N = 3,0$, $EU_O = 3,5$, stąd:

$$K = \left(\frac{\Delta EU_{AB}}{EU_A + EU_B} \right) \cdot 100\% = \left(\frac{3,5 - 3,0}{3,5 + 3,0} \right) \cdot 100\% = 7,69\%$$

Wynika z tego, że wiązanie w tlenku azotu(II) ma charakter kowalencyjny spolaryzowany.

Innym związkiem między różnicą elektroujemności a procentowym udziałem charakteru jonowego w wiązaniu jest zależność matematyczna zaproponowana przez Hanny'a i Smyth'a:

$$K = 16|\Delta EU_{AB}| + 3,5|\Delta EU_{AB}|^2$$

Przykładowo dla tlenku azotu(II) $EU_N = 3,0$, $EU_O = 3,5$, stąd:

$$K = 16|0,5| + 3,5|0,5|^2 = 8 + 0,875 = 8,875\%$$

Źródła literaturowe:

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna*, t. 1., Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 139.

K. Pigoń, Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1980, str. 526-528.

A. Burewicz, H. Gulińska, *Dydaktyka chemii*, Wydawnictwo UAM, 2002, str. 586.

K. Roztocki, A. Jurowska, M. Krzeczowska, K. Jurowski, *Scientiae et Didactics*, 2015.

Jak można zdefiniować krotność wiązania? Na jednej z matur było takie określenie, ale nie jest ono dla mnie do końca jasne.

Andrzej L.

Rozważania naukowe:

Jedna uwspólniona para elektronów tworzy tzw. wiązanie pojedyncze. Jednakże atomy, uczestniczące w tworzeniu wiązania, mogą uwspólniać dwie lub trzy pary elektronowe. Jeśli mamy dwie uwspólnione pary elektronowe, to jest to tzw. wiązanie podwójne, jeśli mamy trzy wspólne pary elektronowe, to mówimy o wiązaniu potrójnym. Wiazania podwójne i potrójne określa się jako tzw. wiazania wielokrotne. W związku z tym pojęcie określające, czy dane wiązanie w cząsteczce związku jest pojedyncze, podwójne, czy potrójne to tzw. krotność wiązania. Innymi słowy, krotnością wiązania jest liczba

wspólnych par elektronowych w ramach danego (jednego) wiązania.

Warto zwrócić uwagę, że wiązania pojedyncze, podwójne i potrójne występują bardzo często. Wydawać by się mogło, że wyższa krotność wiązania jest niemożliwa, ale są spotykane wiązania o większej krotności np. wiązania poczwórne, czy pięciokrotne (np. niektóre związki koordynacyjne chromu, wolframu, uranu).

Źródło literaturowe:

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 347.

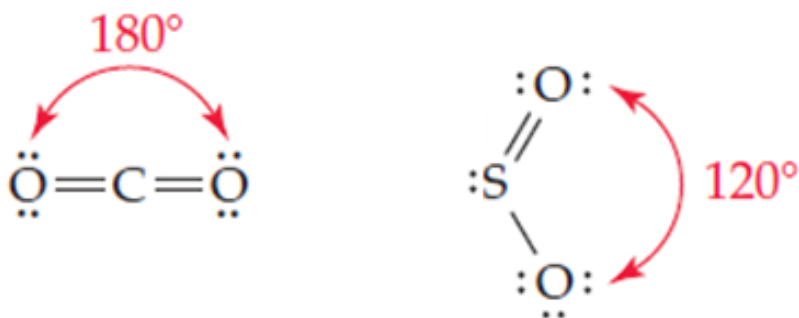
Dlaczego cząsteczka CO₂ ma inną geometrię niż cząsteczka SO₂?

Bartosz K.

Rozważania naukowe:

Wzory sumaryczne obu cząsteczek wskazują na to, że ich geometria powinna być podobna. Niemniej, jest to mylne wrażenie nie związane w ogóle z geometrią cząsteczki. Geometrię cząsteczki można wyjaśnić bazując na metodzie VSEPR (ang. Valence Shell Electron Pair Repulsion). Przypomnijmy, że w metodzie tej przyjmuje się, że o geometrii cząsteczki decydują: 1) wolne pary elektronowe atomu centralnego, 2) pary elektronowe wiązań pomiędzy atomem centralnym a ligandami. Wymienione pary elektronowe przyjmują w przestrzeni

takie położenie, aby siły ich wzajemnego odpychania były jak najmniejsze, czyli odległości między nimi były jak największe. W takim przypadku cząsteczki wymienionych związków powinny mieć geometrię przedstawioną na rysunku 17.



Rysunek 17. Geometria cząsteczki tlenku węgla(IV) oraz tlenku siarki(IV) (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

W cząsteczce tlenku węgla(IV) przy atomie centralnym nie ma wolnych par elektronowych, ponieważ każdy z czterech elektronów walencyjnych atomu węgla tworzy wspólną parę elektronową z jednym z elektronów atomu tlenu. W związku z tym, tlenek węgla(IV) charakteryzuje się liniową geometrią cząsteczki.

W przypadku tlenku siarki(IV) należy zauważyć, że w cząsteczce tej wolna para elektronowa atomu siarki odpycha od siebie pary wiążące, czyli nieco „ściska” wiązania, lecz tylko do wartości 119,3°. W związku z tym, tlenek siarki(IV) ma geometrię trygonalną płaską.

Wynika więc, że tlenek węgla(IV) ma geometrię liniową, a tlenek siarki(IV) kątową – trygonalną płaską.

Źródła literaturowe:

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 386-390.

J. McMurry, R. Fay, *Chemistry*, Prentice Hall, 2012, str. 237.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 105.

M. Krzeczowska, *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005, str. 13.

Jaki kierunek posiada moment dipolowy? Od atomu bardziej elektroujemnego do mniej elektroujemnego, czy na odwrót?

Maciej W.

Rozważania naukowe:

Jeśli chodzi o kierunek momentu dipolowego, to w literaturze można znaleźć wiele odmiennych informacji na ten temat:

„[moment dipolowy] (...) skierowany od ładunku ujemnego do dodatniego”.

P. Chmielewski, A. Jezierski,
Chemia – słownik encyklopedyczny,
Wydawnictwo Europa, 2001, str. 158.

„Dipol przedstawia się jako strzałkę skierowaną od ładunku dodatniego ku ładunkowi ujemnemu”.

P. Kozyra (red.),
Chemia – słownik szkolny,
 Zielona Sowa, 2004, str. 158.

„Zgodnie z nową notacją, nie stosowaną w tym tekście, grot strzałki skierowany jest ku dodatniemu biegunowi dipola”.

L. Jones, P. Atkins,
Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 391.

„Przyjęto, że elektrony przemieszczają się w kierunku wskazanym przez strzałkę. Koniec strzałki (który przypomina znak plus) jest ubogi w elektrony ($\delta +$), natomiast grot strzałki jest bogaty w elektrony ($\delta -$)”.

J. McMurry,
Chemia organiczna, t. 1,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 30.

„Zgodnie z umową jest to [moment dipolowy] wektor o zwrocie od bieguna ujemnego do bieguna dodatniego”.

M. Krzeczowska,
Chemia – system mądrego szukania,
 Park, 2005, str. 9.

„**Dipol elektryczny** tworzą dwa ładunki, q i $-q$, znajdujące się w odległości R . Taki układ ładunków przedstawiany jest jako wektor, nazywany **elektrycznym momentem dipolowym**, μ , który skierowany jest od ładunku ujemnego do dodatniego”.

P. Atkins,
Chemia fizyczna,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 628.

„(...) wektor skierowany od ładunku ujemnego do dodatniego”.

Praca zbiorowa,
Encyklopedia szkolna - chemia,
 WSiP, 2001, str. 167.

Jak widać z przedstawionych zestawień literatury, kierunek momentu dipolowego jest kwestią dyskusyjną. Większość jednak współczesnych źródeł wskazuje, że powinno się przyjąć zasadę, iż moment dipolowy skierowany jest od ładunku ujemnego do ładunku dodatniego.

Źródła literaturowe:

- P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 158.
- P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 158.

L. Jones, P. Atkins *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 391.

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 30.

P. Atkins *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 628.

M. Krzeczowska, *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005, str. 9.

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna - chemia*, WSiP, 2001, str. 167.

Czym właściwie jest polarność? Kiedy cząsteczki są polarne?

Maja P.

Rozważania naukowe:

Polarność, to nazwa dotycząca wiązań chemicznych, określanych jako kowalencyjne spolaryzowane lub cząsteczek określanych jako polarne. W odniesieniu do wiązań jest to wielkość określająca, w jakim stopniu wiążące pary elektronowe są przesunięte od środka wiązania w kierunku jednego z atomów – w kierunku atomu bardziej elektroujemnego. Polaryzacja (przesunięcie) wiąże się z pojawieniem momentu dipolowego wiązania. Całkowita polarność cząsteczki wynika z sumy wektorowej wszystkich polarności poszczególnych wiązań i wkładu pochodzącego od wolnych par elektronowych w cząsteczce. O tym czy

cząsteczka jest polarna decyduje przede wszystkim jej budowa (brak symetrii) oraz obecność wolnych par elektronowych na atomie centralnym cząsteczki. Wynika z tego praktyczny wniosek, że związki silnie polarne często są rozpuszczalne w rozpuszczalnikach polarnych (np. w wodzie), z kolei związki niepolarne są np. w wodzie nierozpuszczalne.

Źródła literaturowe:

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 439

J. McMurry, *Chemia organiczna t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str.30 - 32.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 75.

Dylematy związane ze stechiometrią

W jaki sposób można ustalić wzór sumaryczny hydratu, jeśli znana jest informacja tylko o zawartości procentowej wody? Czy to w ogóle jest możliwe?

Kaja R.

Rozważania naukowe:

Niech jako przykład posłuży zadanie, w którym należy ustalić wzór chemiczny chlorku wapnia, jeśli wiadomo, że zawiera on 49,3% masowych wody. Rozwiązanie sprawdza się do dwóch punktów:

I. Obliczamy zawartość procentową soli bezwodnej:

$$100\% - 49,3\% = 50,7\%$$

II. Obliczamy liczbę moli cząsteczek wody w hydracie o wzorze sumarycznym: $\text{CaCl}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$

$$\frac{110,98 \text{ g}}{n \cdot 18,02 \text{ g}} = \frac{50,7\%}{49,3\%} \Rightarrow n \cdot 912,6 = 5471,31$$

$$n = 5,99 \cong 6$$

W związku z tym wzór sumaryczny ma postać:
 $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Z przedstawionego przykładu wynika, że jest możliwe wyznaczenie wzoru sumarycznego hydratu na podstawie znajomości zawartości wody hydratacyjnej.

Źródła literaturowe:

A. Śliwa (red), *Obliczenia chemiczne: zbiór zadań z chemii ogólnej i analitycznej nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1973, str. 185.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.1.*, Medyk, 2012, str. 20.

Nie potrafię poradzić sobie z takim zadaniem:

Na 1,05 g magmalium (stop glinu z magnezem) podzielano stężonym kwasem chlorowodorowym, otrzymując 1,232 dm³ wodoru (w przeliczeniu na warunki normalne). Określ skład procentowy stopu.

Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

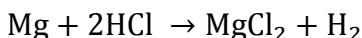
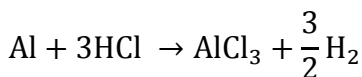
Łucja Z.

Rozważania naukowe:

Przedstawiona treść zadania stanowi jeden z typów zadań, który powinien umieć rozwiązać uczeń szkoły ponadgimnazjalnej, przystępujący do egzaminu

maturalnego z chemii na poziomie rozszerzonym. Jest to przykład zadania analogicznego do zadania na poziomie rozszerzonym z przykładowego zestawu zadań z chemii od roku szkolnego 2014/2015, opublikowany przez Centralną Komisję Egzaminacyjną w grudniu 2013 (zadanie 9). Rozwiązanie sprowadza się do kilku kroków:

I. Zapisanie równań reakcji chemicznych:



II. Przyjęcie oznaczeń i interpretacja równań reakcji oraz danych w zadaniu:

Oznaczając liczbę moli glinu przez x , a liczbę moli magnezu przez y , na podstawie zapisanych równań można zauważyć, że:

- liczba moli wodoru wydzielonego w reakcji z glinem wynosi $\frac{3}{2}x$
- liczba moli wodoru wydzielonego w reakcji z magnezem wynosi y

Z tego wynika, że można ułożyć dwa równania:

$$\begin{cases} m_{\text{Al}} + m_{\text{Mg}} = 1,05 \text{ g} \\ V_{\text{H}_2(\text{Al})} + V_{\text{H}_2(\text{Mg})} = 1,232 \text{ dm}^3 \end{cases}$$

gdzie:

m_{Al} – masa glinu zawarta w magnalium

m_{Mg} – masa magnezu zawarta w magnalium

$V_{H_2(Al)}$ – objętość wodoru wydzielonego w reakcji z Al

$V_{H_2(Mg)}$ – objętość wodoru wydzielonego w reakcji z Mg

Wiadomo również, że:

$$m_{Al} = n_{Al} \cdot M_{Al} = x \cdot 26,98$$

$$m_{Mg} = n_{Mg} \cdot M_{Mg} = y \cdot 24,30$$

$$V_{H_2(Al)} = n_{H_2(Al)} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 = \frac{3}{2} x \cdot 22,4$$

$$V_{H_2(Mg)} = n_{H_2(Mg)} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 = y \cdot 22,4$$

III. Zapisanie układu równań z ustalonymi zależnościami i przyjętymi oznaczeniami oraz rozwiązanie:

$$\begin{cases} x \cdot 26,98 + y \cdot 24,30 = 1,05 \\ \frac{3}{2} x \cdot 22,4 + y \cdot 22,4 = 1,232 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 0,03 \\ y = 0,01 \end{cases}$$

IV. Obliczenie mas metali oraz ich zawartości procentowych w magnalium:

Masy metali w stopie wynoszą:

$$m_{Al} = n_{Al} \cdot M_{Al} = 0,03 \text{ mol} \cdot 26,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,81 \text{ g}$$

$$m_{Mg} = 1,05 \text{ g} - 0,81 \text{ g} = 0,24 \text{ g}$$

Skład procentowy stopu wynosi:

$$\%Al = \frac{m_{Al}}{1,05\text{ g}} \cdot 100\% = \frac{0,81\text{ g}}{1,05\text{ g}} \cdot 100\% = 77,14\%$$

$$\%Mg = 100\% - 77,14\% = 22,86\%$$

Odpowiedź: Zawartość glinu w magnalium wynosi 77,14%, a zawartość magnezu – 22,86%.

Przedstawiony przykład ukazuje, że zadanie tego typu nie jest trudne i jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii, o czym świadczy również fakt, iż zadanie to pojawiło się w przykładowym arkuszu przygotowanym przez CKE w 2013 roku.

Źródła literaturowe:

Przykładowy zestaw zadań (A1) *Chemia – poziom rozszerzony*, CKE, grudzień 2013, str. 5 (http://www.cke.edu.pl/images/_EGZAMIN_MATURALNY_OD_2015/Przykladowe_arkusze/2015/chemia_PR/chemia_PR_A1.pdf).

Przykładowy zestaw zadań (A1) – rozwiązania zadań i schematy punktowania *Chemia – poziom rozszerzony*, CKE, grudzień 2013, str. 5 - 6 (http://www.cke.edu.pl/images/_EGZAMIN_MATURALNY_OD_2015/Przykladowe_arkusze/2015/chemia_PR/chemia_model_A1_A2_A3_A4_A7.pdf).

A. Śliwa (red), *Obliczenia chemiczne : zbiór zadań z chemii ogólnej i analitycznej nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1973, str. 183-184.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.1.*, WSiP, 1998, str. 25-26.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.1.*, Medyk, 2012, str. 23 - 24.

Nie potrafię poradzić sobie z pewnym zadaniem z wydajności – wychodzi mi inny wynik niż podana odpowiedź przez nauczyciela:

Syntezę pewnego związku chemicznego przeprowadzono w czterech etapach, otrzymując go z wydajnością 45%. Oblicz wydajność pojedynczego etapu, jeśli założymy, że każdy z poszczególnych etapów miał jednakową wartość wydajności. Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Weronika C.

Rozważania naukowe:

Tego typu zadanie jest bardzo dobrym przykładem wartym opisu, gdyż uczniowie często popełniają błędy. Przykładowe rozwiązanie przedstawiono poniżej:

$$W_c = W_1 = W_2 = W_3 = W_4 = 0,45$$

Wynika stąd, że:

$$W_c = W_x^4 \Rightarrow W_x = \sqrt[4]{W_c} = \sqrt[4]{0,45} = \sqrt{\sqrt{0,45}} = \sqrt{0,671} = 0,82$$

Wydajność pojedynczego etapu procesu syntezy wynosi: 82%

Przedstawiony przykład ukazuje, że zadanie tego typu nie jest trudne i jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii. Warto zwrócić uwagę, że

rozwiązanie tego zadania wymaga jedynie zauważenia podstawowych zależności matematycznych.

Propozycję przykładowego zadania maturalnego, uwzględniającego analogiczny problem, przedstawiono poniżej.

Zadanie 1. (0-1)

Syntezę pewnego związku organicznego przeprowadzono w trzech etapach, otrzymując go z wydajnością 33%.

Przy założeniu, że wydajność każdego z poszczególnych etapów (w_1 , w_2 , w_3) syntezy była jednakowa ($w_1 = w_2 = w_3$), podaj wartość liczbową wydajności pojedynczego etapu.

Zaznacz poprawną odpowiedź:

- a) $w_1 = w_2 = w_3 = \frac{0,33}{3} = 0,11 = 11\%$
- b) $w_1 = w_2 = w_3 = \sqrt[3]{0,33} = 0,691 = 69,1\%$
- c) $w_1 = w_2 = w_3 = w^3 = (0,33)^3 = 3,59\%$
- d) $w_1 + w_2 + w_3 = 0,33 + 0,33 + 0,33 = 99\%$

Odpowiedź poprawna to oczywiście odpowiedź b).

Źródła literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.1., WSiP, 1998, str. 32.

A. Persona, J. Dymara, *Repetitorium z chemii*, t.1., Medyk, 2012, str. 31.

Nie rozumiem i nie potrafię rozwiązać pewnego zadania ze stechiometrii:

4,32 g tlenku rtęci(II) umieszczono w próbówce i ogrzewano palnikiem. Ogrzewanie przerwano przed zakończeniem reakcji, i stwierdzono, że masa substancji w próbówce wynosi 4,24 g. Oblicz molowy stosunek produktu stałego do substratu użytego w nadmiarze.

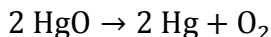
Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Kamila R.

Rozważania naukowe:

Tego typu zadanie może wydawać się dość trudne, ale po dokładnym przeanalizowaniu nie powinno być kłopotliwe. Rozwiązanie sprawdza się do kilku kroków:

I. Zapisanie równania reakcji i analiza treści zadania:



Masa użytego tlenku rtęci(II): 4,32 g

Masa próbki po reakcji:

4,24 g [masa powstałej rtęci + masa pozostałego, nierozłożonego tlenku rtęci(II)]

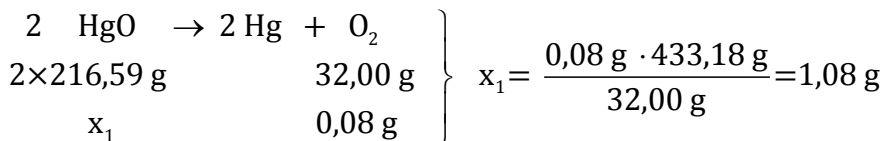
II. Zdefiniowanie ubytku masy:

Ubytek masy (Δm) to masa wytworzonego tlenu:

Δm = masa próbki przed reakcją [masa tlenku rtęci(II)] – masa próbki po reakcji [masa otrzymanej rtęci + masa

pozostałego HgO] = 4,32 g – 4,24 g = 0,08 g (masa wytworzonego tlenu)

III. Na podstawie obliczonej ilości tlenu obliczamy ilość przereagowanego tlenku rtęci(II):



IV. Obliczenie masy tlenku rtęci(II), która nie uległa rozkładowi:

$$4,32 \text{ g} - 1,08 \text{ g} = 3,24 \text{ g}$$

V. Obliczenie liczby moli tlenku rtęci(II), który nie uległ rozkładowi:

$$n_{\text{HgO}} = \frac{m_{\text{HgO}}}{M_{\text{HgO}}} = \frac{3,24 \text{ g}}{216,59 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,015 \text{ mol}$$

VI. Obliczenie liczby moli rtęci, która powstała:

$$4,24 \text{ g} - 3,24 \text{ g} = 1 \text{ g}$$

$$n_{\text{Hg}} = \frac{m_{\text{Hg}}}{M_{\text{Hg}}} = \frac{1 \text{ g}}{200,59 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,99 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

VII. Obliczenie molowego stosunku produktu stałego do pozostałego substratu:

$$\frac{n_{\text{Hg}}}{n_{\text{HgO}}} = \frac{0,015 \text{ mol}}{4,99 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = \frac{3}{1} = 3:1$$

Odpowiedź: Molowy stosunek produktu stałego do pozostałego substratu wynosi: 3:1.

Przedstawiony przykład ukazuje, że zadanie tego typu nie jest do końca łatwe, ale jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii na poziomie rozszerzonym. Warto zwrócić uwagę, że rozwiązanie tego zadania wymaga dokładnej analizy jego treści.

Źródła literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.1., WSiP, 1998, str. 28.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii*, t.1., Medyk, 2012, str. 25 - 26.

W jaki sposób należy rozwiązać takie zadanie? Rozumiem początek, ale nie wiem w jaki sposób poradzić sobie z drugą częścią treści zadania (ciężkość gazu w stosunku do tlenu).

Pewien związek organiczny zawiera 40% węgla, 6,61% wodoru, a resztę stanowi tlen. Po przeprowadzeniu w stan gazowy, związek ten był 2,81 razy cięższy od tlenu w warunkach

normalnych. Wyznacz wzór sumaryczny tego związku wiedząc, że było go 100 g.

Karol G.

Rozważania naukowe:

Rozwiązanie tego zadania sprowadza się do kilku kroków:

I. Wyznaczenie wzoru empirycznego (najprostszego):

Zakładamy, że ogólny wzór związku ma postać:

$C_xH_yO_z$ gdzie: x – liczba moli atomów węgla, y – liczba moli atomów wodoru, z – liczba moli atomów tlenu, wówczas można zapisać:

$$\begin{aligned} \frac{x}{12,01} : \frac{y}{1,008} : \frac{z}{16,00} &= \frac{40,00}{12,01} : \frac{6,71}{1,008} : \frac{53,29}{16,00} \\ &= 3,33 : 6,66 : 3,33 = 1 : 2 : 1 \end{aligned}$$

II. Obliczenie masy molowej związku o wzorze empirycznym CH_2O :

Masa molowa wynosi:

$$\begin{aligned} M_{CH_2O} &= 12,01 \frac{g}{mol} + 2 \cdot 1,08 \frac{g}{mol} + 16,00 \frac{g}{mol} \\ &= 30,026 \frac{g}{mol} \end{aligned}$$

III. Obliczenie masy molowej badanego związku:

Należy zauważyć, że stosunek gęstości gazów jest równy stosunkowi mas molowych tych gazów (analizując po jednym molu każdego związku, z których każdy ma objętość w warunkach normalnych 22,4 dm³):

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{m_1}{V_1}}{\frac{m_2}{V_2}} = \frac{\frac{n_1 \cdot M_1}{V_1}}{\frac{n_2 \cdot M_2}{V_2}} = \frac{\frac{n \cdot M_1}{V}}{\frac{n \cdot M_2}{V}} = \frac{M_1}{M_2}$$

Oznaczenia w powyższym wzorze można zmodyfikować na potrzeby naszego zadania i przekształcić tak, aby otrzymać masę molową badanego związku. Wówczas otrzymamy:

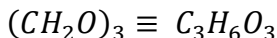
$$\begin{aligned} \frac{\rho_x}{\rho_{O_2}} = \frac{M_x}{M_{O_2}} &\Rightarrow M_x = \frac{\rho_x}{\rho_{O_2}} \cdot M_{O_2} = 2,81 \cdot 32,00 \frac{g}{mol} \\ &= 89,92 \frac{g}{mol} \end{aligned}$$

IV. Wyznaczenie wzoru sumarycznego:

Wiadomo, że wzór rzeczywisty jest *n*-krotnością wzoru empirycznego, stąd:

$$n = \frac{M_{eksp}}{M_{emp}} = \frac{89,92 \frac{g}{mol}}{30,026 \frac{g}{mol}} = 2,995 \approx 3$$

Wynika z tego, że wzór sumaryczny badanego związku ma postać:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny ma postać $C_3H_6O_3$.

Przykład ten ukazuje, że zadanie to nie jest trudne i jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii. Jedynym elementem zadania, jakie może sprawić problem, jest wymóg zauważenia korelacji między stosunkiem gęstości a danymi w treści zadania.

Źródła literaturowe:

A. Cygański, B. Ptaszyński, J. Krystek, *Obliczenia w chemii analitycznej*, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, 2000, str. 59-60.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.1.*, WSiP, 1998, str. 19-20.

Nie potrafię rozwiązać następującego zadania:

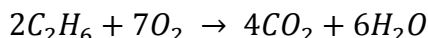
W reakcji całkowitego spalania etanu w tlenie zużyto 1 dm^3 etanu oraz 4 dm^3 tlenu. Oblicz skład mieszaniny gazów po skropleniu pary wodnej.

Karolina Z.

Rozważania naukowe:

Rozwiązanie przedstawionego dylematu sprowadza się do kilku kroków:

I. Zapisanie równania zachodzącej reakcji:



II. Zauważenie zależności stechiometrycznych:

Stosunek objętościowy stechiometryczny substratów (x) wynosi:

$$x = \frac{V_{O_2}}{V_{C_2H_6}} = \frac{7}{2} = 3,5$$

Stosunek objętościowy substratów na podstawie treści zadania (y) wynosi:

$$y = \frac{V_{O_2}}{V_{C_2H_6}} = \frac{4}{1} = 4$$

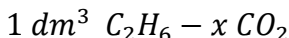
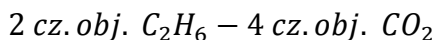
Z prostych zależności matematycznych wynika, że porównanie wielkości x oraz y umożliwia ocenę, który z substratów jest użyty w nadmiarze, bowiem jeśli:

- $x = y \Rightarrow$ oba substraty przereagowały całkowicie
- $x < y \Rightarrow$ nadmiar substratu „w liczniku”
- $x > y \Rightarrow$ nadmiar substratu „w mianowniku”

W związku z powyższym obliczenia należy prowadzić względem etanu.

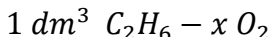
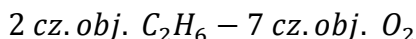
III. Obliczenie ilości powstałego CO_2 :

Z proporcji można obliczyć ilość powstałego tlenku węgla(IV):



$$x = 2 \text{ dm}^3 CO_2$$

IV. Obliczenie ilości zużytego O_2 :



$$y = 3,5 \text{ dm}^3 O_2$$

V. Obliczenie pozostałej ilości tlenu w mieszaninie poreakcyjnej:

$$4 \text{ dm}^3 - 3,5 \text{ dm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: W mieszaninie poreakcyjnej pozostało $0,5 \text{ dm}^3$ tlenu oraz 2 dm^3 tlenku węgla(IV).

Przykład ten ilustruje pewien bardzo przydatny schemat, który można zastosować do rozwiązywania tego typu zadań. Warto zwrócić uwagę, iż zadanie tego typu może pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii, gdyż nie wymaga zaawansowanych obliczeń stechiometrycznych.

Źródła literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.1., WSiP, 1998, str. 26 - 27.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii*, t.1., Medyk, 2012, str. 23 - 24.

Nie potrafię rozwiązać następującego zadania:

Mieszanina o objętości 20 cm^3 składa się z trzech gazów: CO, CH₄ oraz N₂. Mieszaninę poddano spalaniu w 80 cm^3 tlenu, po ochłodzeniu objętość mieszaniny wynosiła 79 cm^3 . Z kolei po przepuszczeniu mieszaniny poredakcyjnej przez płuczkę z KOH jej objętość zmalała do 61 cm^3 . Oblicz skład objętościowy mieszaniny wyjściowej.

Karol D.

Rozważania naukowe:

Wiadomo, że mieszanina reakcyjna składa się z trzech gazów: tlenku węgla(II), metanu oraz azotu o łącznej objętości 20 cm^3 :

$$V_{\text{CO}} + V_{\text{CH}_4} + V_{\text{N}_2} = 20$$

Zastępując objętości poszczególnych gazów przez x, y oraz z:

$$V_{\text{CO}} = x$$

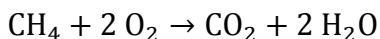
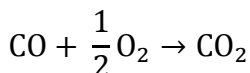
$$V_{\text{CH}_4} = y$$

$$V_{N_2} = z$$

można zmodyfikować pierwszą zależność:

$$x + y + z = 20$$

Z trzech gazów spalaniu ulega tylko tlenek węgla(II) oraz metan, co można zapisać jako:



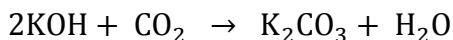
Ze stechiometrii reakcji wynika, że wzięło udział 0,5 x mola O_2 biorąc pod uwagę x moli spalanego CO oraz 2 y moli O_2 biorąc pod uwagę y moli spalanego CH_4 . Biorąc pod uwagę, że ubytek objętości substancji gazowych w wyniku spalania wynosi:

$$20 + 80 - 79 = 21$$

można zapisać, że:

$$0,5x + 2y = 21$$

Z treści zadania wynika, że ubytek gazów poreakcyjnych w wyniku przepuszczania ich przez płuczkę z KOH jest efektem reakcji:



Przy założeniu, że całkowita ilość tlenku węgla(IV) została pochłonięta przez roztwór wodorotlenku potasu, można zapisać, że:

$$x + y = 79 - 61 = 18$$

Biorąc pod uwagę uzyskane trzy równania, można zapisać układ trzech równań z trzema niewiadomymi:

$$\begin{cases} x + y + z = 20 \\ 0,5x + 2y = 21 \\ x + y = 18 \end{cases}$$

Rozwiązując ten układ równań uzyskuje się w efekcie:

$$\begin{cases} x = 10 \\ y = 8 \\ z = 2 \end{cases}$$

Odpowiedź: Objętościowy skład mieszaniny jest następujący: $V_{\text{CO}} = 10 \text{ cm}^3$, $V_{\text{CH}_4} = 8 \text{ cm}^3$ oraz $V_{\text{N}_2} = 2 \text{ cm}^3$

Przedstawione powyżej rozwiązanie zadania nie wydaje się być trudne po dokładnym przeanalizowaniu jego treści. Z dużym prawdopodobieństwem można sądzić, iż takie zadanie może pojawić się na egzaminie maturalnym.

Źródło literaturowe:

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.1.*, Medyk, 2012, str. 21.

Dylematy związane z chemią roztworów wodnych

Czy 40% roztwór kwasu azotowego(V) można uznać za stężony?

Karol D.

Rozważania naukowe:

Kryterium dotyczące kwasów rozcieńczonych, czy stężonych, jest bardzo dobrym dylematem z punktu widzenia matury. Roztwór kwasu jest wtedy stężony, kiedy da się to stwierdzić eksperymentalnie - w przypadku kwasu azotowego(V) taką próbę należałoby zrobić poprzez reakcję np. miedzi z tym kwasem i porównać produkty gazowe reakcji. Jeśli w wyniku reakcji powstają brunatne gazy od razu, to jest to kwas stężony, a jeśli nie, to jest kwas rozcieńczony - zgodnie z regułami reakcji stężonych i rozcieńczonych kwasów utleniających z metalami szlachetnymi takimi jak np.: Ag, Cu.

Istnieje jednak powszechnie panująca reguła, iż można zaklasyfikować kwas azotowy(V) jako stężony, rozcieńczony lub bardzo rozcieńczony na podstawie wartości stężeń – tabela 6.

Tabela 6. Rodzaj roztworu kwasu azotowego(V) (stężony, rozcieńczony, bardzo rozcieńczony) w zależności od wartości stężeń.

zakres wartości stężeń	rodzaj roztworu HNO ₃		
	stężony	rozcieńczony	bardzo rozcieńczony
[mol·dm ⁻³]	16,0 – 6,0	6,0 – 3,0	3,0 – 0,1
[%]	68 – 30	30 – 10	> 10

Na podstawie danych z tabeli 6. można uznać, że roztwór kwasu azotowego(V) o stężeniu 40% jest roztworem stężonym.

Źródło literaturowe:

M. Kurushkin, *Writing Reactions of Metals with Nitric Acid: A Mnemonic Device for Introductory Chemistry Students*, Journal of Chemical Education, 2015, 92, str. 1125.

Dlaczego czasami przy przewidywaniu kolejności wytrącania osadów soli trudno rozpuszczalnych porównuje się wartości iloczynów rozpuszczalności, a czasami należy wykonać obliczenia?

Magdalena M.

Rozważania naukowe:

Należy zapamiętać, że jeśli sole są tego samego typu (oddysocjujące z 1 mola związku taką samą liczbę moli jonów), to wtedy oszacowanie kolejności wytrącania związków na podstawie wartości iloczynów rozpuszczalności (K_{SO}) jest stosunkowo łatwe. Jeśli mamy przykładowo wartości iloczynów rozpuszczalności dla związków: AB, CD i EF, pozostających w relacji: $K_{SO(AB)} > K_{SO(CD)} > K_{SO(EF)}$, to kolejność wytrącania jest następująca: EF, CD a następnie AB.

Jeśli natomiast przedmiotem dyskusji jest przewidywanie kolejności wytrącania związków różnych typów, to w takich przypadkach konieczne jest przeprowadzenie odpowiednich obliczeń. Jako przykład niech posłuży propozycja zadania maturalnego:

Zadanie 1. (0-2)

Wartości iloczynów rozpuszczalności wybranych związków przedstawiono w poniższej tabeli:

Wzór soli	AgI	CuI	BiI ₃
Iloczyn rozpuszczalności	$1,0 \cdot 10^{-16}$	$5,0 \cdot 10^{-12}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$

Do roztworu zawierającego kationy: Bi³⁺, Ag⁺ oraz Cu⁺ o stężeniach 0,01 mol·dm⁻³ dodawano roztwór wodny jodku potasu.

Określ kolejność wytrącania osadów.

Rozwiązanie tego zadania sprowadza się do obliczenia kolejno stężenia jonów odczynnika strącającego

(dokładniej jonów jodkowych), przy którym następuje wytrącenie danej trudno rozpuszczalnej soli. Jako pierwszy wytrącać się będzie osad kationu, do którego wytrącenia potrzebne jest najniższe stężenie odczynnika strącającego, czyli stężenie jonu jodkowego.

I. Obliczenie stężenia jonów jodkowych niezbędnych do wytrącenia osadu AgI:

$$\begin{aligned} K_{SO(AgI)} &= [Ag^+] \cdot [I^-] \Rightarrow [I^-] = \sqrt{\frac{K_{SO(AgI)}}{[Ag^+]}} = \sqrt{\frac{1,0 \cdot 10^{-16}}{0,01}} \\ &= 1,0 \cdot 10^{-7} \frac{mol}{dm^3} \end{aligned}$$

II. Obliczenie stężenia jonów jodkowych niezbędnych do wytrącenia osadu CuI:

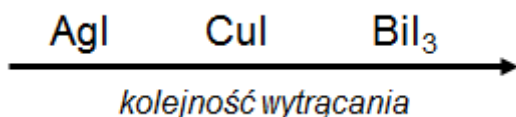
$$\begin{aligned} K_{SO(CuI)} &= [Cu^+] \cdot [I^-] \Rightarrow [I^-] = \sqrt{\frac{K_{SO(CuI)}}{[Cu^+]}} = \sqrt{\frac{5,0 \cdot 10^{-12}}{0,01}} \\ &= 2,2 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{dm^3} \end{aligned}$$

III. Obliczenie stężenia jonów jodkowych niezbędne do wytrącenia osadu BiI₃:

$$K_{SO(BiI_3)} = [Bi^{3+}] \cdot [I^-]^3 \Rightarrow [I^-] = \sqrt[3]{\frac{K_{SO(BiI_3)}}{[Bi^{3+}]}}$$

$$= \sqrt[3]{\frac{1,0 \cdot 10^{-19}}{0,01}} = 2,2 \cdot 10^{-6} \frac{mol}{dm^3}$$

Z przeprowadzonych obliczeń wynika, że najniższe stężenie jonów jodkowych do wytrącenia osadu jest w przypadku wytrącania jodku srebra, następnie przy wytrącaniu CuI, a na końcu BiI₃. Stąd, kolejność strącania będzie następująca:



Źródło literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 92 - 93.

Czy iloczyn rozpuszczalności ma swoją jednostkę?

Maciek Z.

Rozważania naukowe:

Iloczyn rozpuszczalności posiada swoją jednostkę, jaką jest $\left(\frac{mol}{dm^3}\right)^n$, gdzie n – liczba moli jonów, na które dysocjuje

dany związek. Iloczyn rozpuszczalności jest przykładem stałej równowagi. W wyrażeniu na tą stałą można zastosować tzw. stężenia standardowe ($1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$), co powoduje, że niezależnie od postaci tej stałej staje się ona bezwymiarowa. Często jednak w większości podręczników, czy w zbiorach zadań, jednostki iloczynów rozpuszczalności nie są podawane. Należy wyraźnie podkreślić, iż iloczyn rozpuszczalności nie jest wielkością bezwymiarową.

Źródło literaturowe:

A. Cygański, B. Ptaszyński, J. Krystek, *Obliczenia w chemii analitycznej*, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, 2000, str. 62 (przypis dolny).

Na majowej maturze z chemii na poziomie rozszerzonym w 2012 r. pojawiło się zadanie 10., którego nie umiem rozwiązać. Rozwiązanie podane przez CKE podaje tylko sam wynik liczbowy, nie ma podanych obliczeń.

Maciek Z.

Rozważania naukowe:

Treść przytoczonego zadania przedstawiono poniżej:

Informacja do zadań 10 i 11

W poniższej tabeli podano wzory wszystkich kationów i anionów, których obecność stwierdzono w badanym roztworze wodnym, oraz wartości stężenia tych jonów – z wyjątkiem anionów siarczanowych(VI).

Kationy	Stężenie $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	Aniony	Stężenie $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Mg^{2+}	1,6	Br^-	1,2
K^+	1,2	Cl^-	3,2
Na^+	1,0	SO_4^{2-}	x

Zadanie 10. (0-1)

Wiedząc, że każdy roztwór jest elektrycznie obojętny, ustal wartość stężenia molowego x anionów siarczanowych(VI) w badanym roztworze. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

W rozwiązaniu tego zadania należy założyć, że każdy roztwór jest elektrycznie obojętny, a więc suma ładunków dodatnich musi być równa sumie ładunków ujemnych, co można zapisać jako:

$$\sum n \cdot [M^{n+}] = \sum n \cdot [M^{n-}]$$

stąd:

$$2 \cdot 1,6 + 1 \cdot 1,2 + 1 \cdot 1,0 = 1 \cdot 1,2 + 1 \cdot 3,2 + 2 \cdot x$$

$$x = \frac{3,2 + 1,2 + 1,0 - 1,2 - 3,2}{2} = 0,5$$

Wynika z tego, że stężenie jonów siarczanowych(VI) wynosi $0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Faktycznie, tak jak zauważył Maciek, CKE nie podało przykładowego rozwiązania tego zadania. Przyczyna być może wynika z tego, że uznano to zadanie jako bardzo łatwe. Tymczasem ze sprawozdania z egzaminu maturalnego w 2012 roku wynika, że nie dla wszystkich uczniów zadanie to było łatwe – poziom wykonania zadania 0,49, z kolei moc różnicująca – 0,57.

Źródła literaturowe:

Egzamin maturalny z chemii, poziom rozszerzony, CKE, maj 2012, str. 6.

Egzamin maturalny z chemii, poziom rozszerzony – kryteria oceniania odpowiedzi, CKE, maj 2012, str. 5.

Sprawozdanie z egzaminu maturalnego z chemii, poziom rozszerzony, CKE, maj 2012, str. 99.

Nie potrafię rozwiązać pewnego zadania związanego z rozpuszczalnością:

Oblicz stężenie procentowe nasyconego wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 20°C wiedząc, że jego rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi 20 g.

Czy da się w ogóle rozwiązać to zadanie mając tylko jedną daną?

Filip S.

Rozważania naukowe:

Zadanie to może się wydawać nierozwiązywalne, bowiem podana jest jedynie rozpuszczalność substancji w danej temperaturze. Należy w tym miejscu przytoczyć definicję rozpuszczalności:

„rozpuszczalność, stężenie roztworu nasyconego[†], często wyrażone jako maksymalna liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 gramach rozpuszczalnika w danych warunkach temperatury i ciśnienia”.

P. Kozyra (red.),
Chemia – słownik szkolny,
 Zielona Sowa, 2004, str. 286.

„rozpuszczalność – ilość rozpuszczonej substancji obecnej w roztworze nasyconym w danym rozpuszczalniku, w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem. Rozpuszczalność może być podawana (...) w 100 g rozpuszczalnika.

P. Chmielewski, A. Jezierski,
Chemia – słownik encyklopedyczny,
 Wydawnictwo Europa, 2001, str. 486.

W związku z tym, jeśli wiadomo, że rozpuszczalność wynosi 20 g, to oznacza to, że mamy również informację na temat ilości rozpuszczalnika – 100 g. W tym przypadku rozpuszczalnikiem jest woda, stąd stężenie nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w 20 °C wynosi:

$$Cp_{(nas.)} = \frac{20g}{20g + 100g} \cdot 100\% = 16,67\%$$

Odpowiedź: Stężenie nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w 20 °C wynosi 16,67%.

Zadanie to można podsumować ogólnym wzorem na stężenie procentowe nasyconego roztworu substancji bezwodnych w danej temperaturze:

$$Cp_{(nas.)} = \frac{R}{R + 100g} \cdot 100\%$$

gdzie:

R – rozpuszczalność substancji [g]

Źródła literaturowe:

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 286.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 486.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 67.

Nie potrafię rozwiązać pewnego zadania związanego z rozpuszczalnością:

Oblicz rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) – 1/5 woda w wodzie w temperaturze 70 °C, jeśli wiadomo, że stężenie nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w tej temperaturze wynosi 28,6%.

Czy takie zadanie nie jest za trudne na maturę?

Eliza W.

Rozważania naukowe:

Zadanie to nie jest za trudne na maturę z chemii, a można je rozwiązać na dwa sposoby.

Sposób I.

I. Obliczamy masę $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, jaką trzeba było rozpuścić w celu otrzymania opisanego roztworu:

Zakładając, że dysponujemy 100 g roztworu oraz wychodząc z definicji rozpuszczalności wiadomo, że mamy 28,6 g CuSO_4 , co można przeliczyć na masę $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$\begin{array}{l} 250 \text{ g } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} - 160 \text{ g } \text{CuSO}_4 \\ x \text{ } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} - 28,6 \text{ g } \text{CuSO}_4 \end{array}$$

$$x = 44,69 \text{ g}$$

II. Obliczamy masę wody, w której rozpuszczono 44,69 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$100 \text{ g} - 44,69 \text{ g} = 55,31 \text{ g}$$

II. Obliczamy rozpuszczalność hydratu:

$$\begin{array}{rcl} 44,69 \text{ g} & - & 55,31 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \\ R & - & 100 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

$$R = 80,8 \text{ g}$$

Odpowiedź: Rozpuszczalność wynosi 80,8 g/100 g H_2O .

Sposób II.

Obliczamy rozpuszczalność soli uwodnionej ze wzoru na stężenie nasyconego roztworu tej soli:

$$Cp_{(nas.)} = \frac{R_h \cdot \frac{M_b}{M_h}}{R_h + 100g} \cdot 100\%$$

$$R_h = 80,79 \text{ g}$$

Jak wynika z rozwiązań, zadanie nie powinno stanowić trudności dla uczniów zdających maturę z chemii na poziomie rozszerzonym, bowiem zadanie to można rozwiązać etapami (sposób I) lub znając oraz przekształcając wzór na stężenie nasyconego roztworu soli uwodnionej (sposób II).

Źródło literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 71.

W jaki sposób rozwiązać równanie kwadratowe, aby obliczyć stężenie jonów po dysocjacji? Czy można popełnić duży błąd stosując uproszczoną formę tego wzoru?

Eliza W.

Rozważania naukowe:

Niech jako przykład posłuży propozycja zadania maturalnego:

Zadanie 1. (0-2)

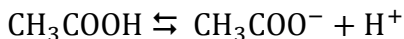
Oblicz stężenie jonów H^+ w roztworze kwasu octowego o stężeniu $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$:

- a) stosując dokładne obliczenia**
- b) stosując obliczenia uproszczone**

Warto zwrócić uwagę, iż w zadaniu tym nie ma podanej wartości stałej dysocjacji kwasu octowego. Jednakże wartość tę można odczytać z nowej *Karty wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, z której można korzystać na maturze z chemii od roku 2014/2015. W karcie wzorów pojawiło się więcej danych, a stałe dysocjacji wybranych kwasów w roztworach wodnych zostały poszerzone o kwasy organiczne – str. 4. Z Tablicy tej można odczytać wartość stałej dysocjacji kwasu octowego jako równą $1,8 \cdot 10^{-5}$. Poniżej przedstawiono rozwiązania obu punktów:

a) obliczenia dokładne

W obliczeniach dokładnych należy przyjąć pełną postać wyrażenia na stałą dysocjacji. Równanie dysocjacji kwasu:



Stąd, wyrażenie na stałą dysocjacji kwasowej ma postać:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Można wprowadzić następujące oznaczenia:

c_0 – stężenie początkowe kwasu octowego

c – stężenie jonów utworzonych na drodze dysocjacji

W związku z tym, stężenia występujące w równaniu na stałą dysocjacji mają postać:

$$[\text{H}^+] = c, \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = c, \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c_0 - c$$

Warto na tym etapie wspomnieć, że stężenie niezdisocjowanego kwasu octowego (CH_3COOH), to stężenie początkowe stężenie kwasu (c_0) pomniejszone o stężenie jonów powstałych na drodze dysocjacji (c).

Wstawiając powyżej przedstawione oznaczenia do wyrażenia na stałą dysocjacji kwasu octowego otrzymujemy wyrażenie:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{c \cdot c}{c_0 - c} = \frac{c^2}{c_0 - c}$$

Powyższe wyrażenie można przekształcić względem stężenia jonów, utworzonych na drodze dysocjacji (c):

$$K = \frac{c^2}{c_0 - c} \Rightarrow c^2 = K(c_0 - c)$$

$$c^2 = K \cdot c_0 - K \cdot c \Rightarrow c^2 + K \cdot c - K \cdot c_0 = 0$$

Warto zwrócić uwagę, że otrzymane równanie jest podobne do równania kwadratowego:

$$ax^2 + bx + c' = 0$$

gdzie:

$$a = 1$$

$$b = K$$

$$x = c$$

$$c' = -K \cdot c_0$$

Rozwiązania równania kwadratowego mają postać:

$$x_1 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} \quad \text{oraz} \quad x_2 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a}$$

Rozwiązanie polega na obliczeniu wyróżnika kwadratowego - tzw. delta (Δ):

$$\Delta = b^2 - 4ac'$$

Wyróżnik ten dla naszej funkcji kwadratowej będzie miał postać:

$$\Delta = K^2 + 4 \cdot 1 \cdot K \cdot c_0 = K^2 + 4 \cdot K \cdot c_0$$

Wyrażenia na x_1 oraz x_2 w odniesieniu do naszego równania mają postać:

$$c_1 = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4 \cdot K \cdot c_0}}{2}$$

$$c_2 = \frac{-K - \sqrt{K^2 + 4 \cdot K \cdot c_0}}{2}$$

Podstawiając dane otrzymujemy:

$$\begin{aligned} c_1 &= \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4 \cdot K \cdot c_0}}{2} \\ &= \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} + \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}}{2} \\ &= 0,0013325 = 1,33 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 c_2 &= \frac{-K - \sqrt{K^2 + 4 \cdot K \cdot c_0}}{2} \\
 &= \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} - \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}}{2} \\
 &= -0,0013505 = -1,35 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}
 \end{aligned}$$

Jak widać z przytoczonych wyników, wartość dla c_2 nie ma sensu fizycznego. Warto więc zapamiętać, że zawsze w obliczeniach tego typu wystarczy obliczyć wartość pierwszego wyrażenia na c_1 .

Wynika z tego, że otrzymaliśmy wartość stężenia jonów wodorowych równą $1,33 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

b) obliczenia uwzględniające pewne uproszczenia w interpretacji stężeń, a tym samym uproszczoną postać wyrażenia na stałą dysocjacji:

W przypadku obliczeń przybliżonych zakłada się, że stężenie c_1 o wiele mniejsze niż stężenie c_0 , w takim przypadku wartość mianownika w wyrażeniu na stałą dysocjacji przybiera postać: $c_0 - c \cong c_0$, wówczas:

$$K = \frac{c^2}{c_0}$$

Powyższe równanie można przekształcić względem stężenia jonów, utworzonych na drodze dysocjacji (c):

$$K = \frac{c^2}{c_0} \Rightarrow c = \sqrt{K \cdot c_0}$$

Podstawiając dane do wzoru otrzymujemy:

$$\begin{aligned} c &= \sqrt{K \cdot c_0} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 0,001341 \\ &= 1,34 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \end{aligned}$$

Wynika z tego, że otrzymaliśmy wartość stężenia jonów wodorowych równą $1,34 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Otrzymane wartości stężeń nie różnią się wiele (różnica 10^{-5}). Wynika z tego, że w tym przypadku, zastosowanie uproszczonej formy wyrażenia na stałą dysocjacji jest możliwe.

Należy w tym miejscu wyraźnie podkreślić, że zastosowanie formy uproszczonej jest uzasadnione jeśli: stężenie produktów dysocjacji (c) jest o wiele mniejsze niż stężenie wyjściowe (stężenie analityczne elektrolitu) (c_0), czyli $c \ll c_0$.

Nasuwa się w tym momencie pytanie - skąd akurat wiadomo, że taka sytuacja ma miejsce w danym zadaniu? Szczególnie sytuacja ta ma miejsce, gdy przedmiotem zadania jest właśnie obliczenie stężenia jonów, powstałych na skutek dysocjacji. W takim przypadku można przyjąć, że jeśli stosunek wartości stałej dysocjacji elektrolitu (K) do wartości stężenia wyjściowego elektrolitu (c_0) jest mniejszy od $4 \cdot 10^{-4}$, czyli:

$$\frac{K}{c_0} < 4 \cdot 10^{-4}$$

to dokładność obliczenia stężenia produktów dysocjacji (c) nie przekracza 1% błędu przy zastosowaniu wzoru uproszczonego.

Podsumowując, można zastosować uproszczony wzór na stałą dysocjacji do obliczeń, jeśli stosunek wartości stałej dysocjacji elektrolitu (K) do wartości stężenia wyjściowego elektrolitu (c_0) jest mniejszy od $4 \cdot 10^{-4}$ lub $\frac{c_0}{K} > 400$. Tego typu zadania mogą jak najbardziej pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii na poziomie rozszerzonym.

Źródła literaturowe:

A Śliwa (red), *Obliczenia chemiczne: zbiór zadań z chemii ogólnej i analitycznej nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1973, str. 244-245.

Z Galus (red), *Ćwiczenia rachunkowe z chemii analitycznej*, wyd. X, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2013, str. 84.

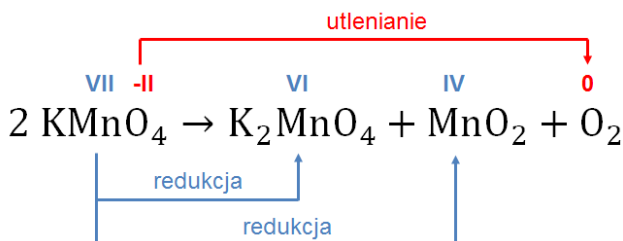
Dylematy związane z reakcjami utlenienia-redukcji

Czy rozkład termiczny manganianu(VII) potasu - to reakcja synproporcjonowania? Różne atomy pierwiastków zmieniają stopnie utlenienia, ale mam wątpliwości.

Mateusz K.

Rozważania naukowe:

Równanie reakcji termicznego rozkładu manganianu(VII) potasu można zapisać jako:



Zapisane powyżej równanie reakcji chemicznej na pewno nie przedstawia reakcji synproporcjonowania, ale mogłoby być rozpatrywane hipotetycznie, jako reakcja

dysproporcjonowania - niemniej według Autorów nie jest to przykład tego typu reakcji utlenienia-redukcji. Reakcja dysproporcjonowania musi bowiem prowadzić do utworzenia produktów, zawierających dwa różne stopnie utlenienia, ale pośrednie dla wyjściowego – co ma odzwierciedlenia w schematach Frosta-Ebswortha (dwuwymiarowa wersja diagramu Latimera). Definicję reakcji dysproporcjonowania podaje Pan prof. A. Bielański w swoim podręczniku:

„[...] (reakcję) polegającą na utworzeniu produktu o wyższym oraz produktu o niższym stopniu utlenienia z substratu o stopniu utlenienia pośrednim, nazywamy reakcją dysproporcjonowania”

A. Bielański,
Podstawy chemii nieorganicznej, t.1,
 Wydawnictwo Naukowe PWN 2006, str. 391.

Ponadto, reakcje dysproporcjonowania można zdefiniować z punktu widzenia procesów redukcji-utlenienia:

„Dysproporcjonowanie: tworzenie się związków na dwóch różnych stopniach utlenienia ze związku na jednym pośrednim stopniu utlenienia”.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger,
Nowoczesne kompendium chemii,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 518.

„reakcja dysproporcjonowania (dysmutacji) jest szczególnym rodzajem reakcji utlenienia-redukcji, w której atomy tego samego pierwiastka ulegają zarówno procesowi utlenienia, jak i redukcji”

M. Krzeczowska,
Chemia – system mądrego szukania,
 Park, 2005, str. 15.

„Dysproporcjonowanie, rodzaj reakcji redukcji-utlenienia↑, w której jeden i ten sam pierwiastek ulega zarówno procesowi utleniania↑ jak i redukcji↑ (ten sam pierwiastek zarówno zwiększa, jak i zmniejsza swój stopień utlenienia↑)”

P. Kozyra (red.),
Chemia – słownik szkolny,
 Zielona Sowa, 2004, str. 88.

„W przypadku dysproporcjonowania występuje zawsze zmiana stopnia utlenienia pierwiastka na wyższy i niższy od tego, jaki był w związku wyjściowym”

P. Chmielewski, A. Jezierski,
Chemia – słownik encyklopedyczny,
 Wydawnictwo Europa, 2001, str. 168.

Reakcja termicznego rozkładu manganianu(VII) potasu jest więc szczególnym przykładem reakcji redoks, którą można uznać jako **wewnątrzcząsteczkową reakcję**

redoks, ale nie można uznać jej jako przykładu reakcji dysproporcjonowania.

Większość jednak maturzystów rozumie reakcję termicznego rozkładu KMnO_4 jako proces dysproporcjonowania, co wynika prawdopodobnie z tego, że większość osób uznaje reakcje tego typu jako takie reakcje, które *dają produkty o różnych stopniach utlenienia*, jednakże należy wyraźnie podkreślić, że muszą to być nie tylko różne, ale również pośrednie stopnie utlenienia – niższy i wyższy w stosunku do substratu.

Warto również nadmienić przy okazji, iż jest to przykład reakcji, którą można wykorzystać do otrzymywania tlenu w laboratorium szkolnym.

Źródła literaturowe:

A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 391.

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 769.

M. Krzeczowska, *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005, str. 15 i 30.

K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 518.

F. H. Herbstein, G. Ron, A. Weissman, *The thermal decomposition of potassium permanganate and related substances. Part I. Chemical aspects*, J. Chem. Soc. A, 1971, str. 1821-1826.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 88.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 168.

Czym jest komproporcjonowanie? Czy są jakieś przykłady takich reakcji?

Bartosz W.

Rozważania naukowe:

Termin „komproporcjonowanie” nie jest pojęciem dość popularnym na poziomie szkoły ponadgimnazjalnej. Autorzy znaleźli tylko jeden zapis w dostępnej literaturze:

„Reakcją odwrotną do dysproporcjonowania jest komproporcjonowanie”.

P. Chmielewski, A. Jezierski,
Chemia – słownik encyklopedyczny,
Wydawnictwo Europa, 2001, str. 168.

W związku z powyższym należy uznać, że komproporcjonowanie to synonim terminu „synproporcjonowanie”. Poniżej przedstawiono kilka definicji synproporcjonowania:

„reakcja synproporcjonowania jest kolejnym przykładem reakcji utlenienia – redukcji, w której atomy tego samego

pierwiastka z dwóch różnych stopni utlenienia przechodzą na jeden wspólny”.

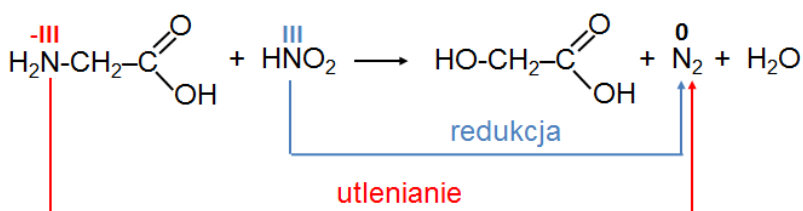
M. Krzeczowska,
Chemia – system mądrego szukania,
Park, 2005, str. 15.

„(...) w reakcji synproporcjonowania:

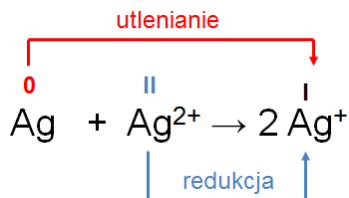
- *zawsze muszą uczestniczyć, co najmniej dwa substraty;*
- *każdy z substratów posiada stopień utlenienia odmienny od stopienia utlenienia produktu;*
- *jeden substrat posiada wyższy, a drugi niższy stopień utlenienia względem produktu;*
- *produkt w reakcji tego typu posiada stopień utlenienia pośredni względem produktów”*

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska,
Stopień utlenienia atomów (C, N, O, S i P) w związkach
organicznych oraz reakcje utlenienia-redukcji
w chemii organicznej i biochemii,
Scientiae et Didactics, 2015.

Jako przykład reakcji synproporcjonowania w chemii organicznej można podać reakcję van Slyke’a:



Z kolei przykładem z chemii nieorganicznej może być reakcja srebra z kationem Ag^{2+} :



Źródła literaturowe:

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 168.

M. Krzeczowska, *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005, str. 15

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Stopień utlenienia atomów (C, N, O, S i P) w związkach organicznych oraz reakcje utlenienia-redukcji w chemii organicznej i biochemii*, Scientiae et Didactics, 2015

Co w przypadku, gdy w reakcji redoks stopień utlenienia zmieniają trzy atomy różnych pierwiastków?

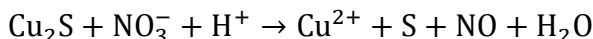
Marek E.

Rozważania naukowe:

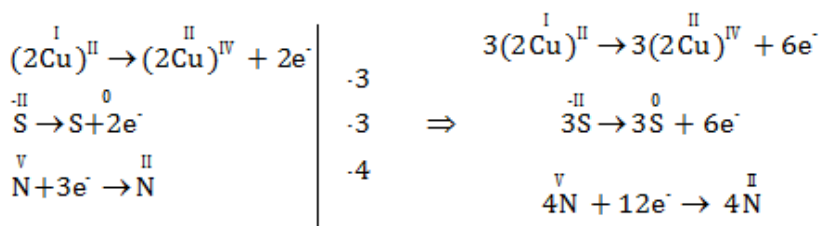
Jeśli w cząsteczce związku chemicznego (lub w jonie złożonym) dwa różne pierwiastki ulegają reakcjom z przeniesieniem elektronu, to należy zmianę liczby elektronów spowodowaną tymi procesami rozpatrywać

łącznie w przeliczeniu na 1 mol związku, którego dotyczą te procesy. Podczas obliczania liczby wymienianych elektronów trzeba pamiętać o uwzględnieniu stechiometrii związku.

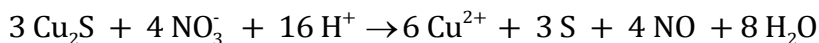
Niech jako przykład posłuży równanie reakcji:



dla której równania cząstkowe mają postać:



Uzgodnione równanie reakcji ma postać:

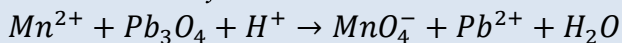


Źródła literaturowe:

A. Jurowska, K. Jurowski, K. Roztocki, M. Krzeczowska, *Reakcje utlenienia redukcji w chemii nieorganicznej*, Scientiae et Didactics, 2015.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.1.*, WSiP, 1998, str. 142.

W jaki sposób można metodą bilansu elektronowego uzgodnić poniższe równanie reakcji?

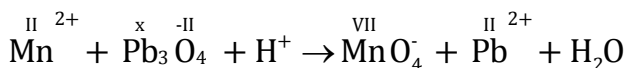


Czy to w ogóle jest możliwe? Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Marek E.

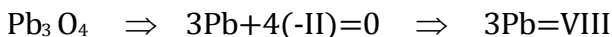
Rozważania naukowe:

Najpierw zapiszmy równanie reakcji, uwzględniające stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków, biorących udział w procesie utlenienia-redukcji:

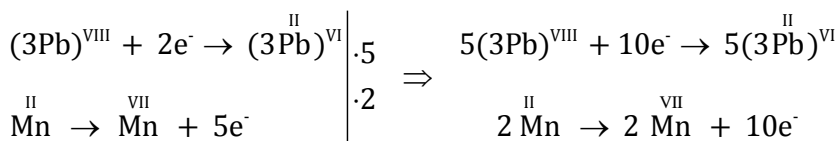


gdzie $x = \frac{8}{3}$

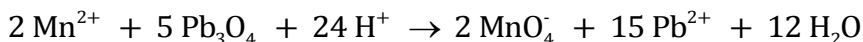
Reakcje tego typu należy rozpatrywać z wykorzystaniem pojęcia tzw. *grupy utlenienia*:



Wynika z tego, że trzy atomy ołowiu (grupa atomów) posiadają łączny stopień utlenienia: VIII, co można zapisać jako: $(3\text{Pb})^{\text{VIII}}$. Taką grupę atomów (grupę utlenienia) można zastosować w równaniach cząstkowych mających postać:



Uzgodnione równanie reakcji ma postać:



Źródła literaturowe:

A. Jurowska, K. Jurowski, K. Roztocki, M. Krzeczowska, *Reakcje utlenienia redukcji w chemii nieorganicznej*, Scientiae et Didactics, 2015.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.1., WSiP, 1998, str. 141.

W jaki sposób można przypisać stopień utlenienia atomom azotu w związkach organicznych?

Marek E.

Rozważania naukowe:

Ustalanie stopni utlenienia atomów azotu w cząsteczkach związków organicznych stanowi bardzo częsty dylemat maturzystów, z którym nie zawsze potrafią sobie poradzić. Często w szkołach ponadgimnazjalnych równania reakcji utlenienia-redukcji, w których uczestniczą związki organiczne, zawierające atomy azotu, są uznawane za zbyt trudne dla uczniów i nie są w efekcie

omawiane. Z kolei, na zajęciach z chemii organicznej, na studiach wyższych, zazwyczaj temat ten nie jest podejmowany, z uwagi na przekonanie o małym znaczeniu pojęcia stopnia utlenienia w mechanizmach reakcji organicznych.

Trudno jest znaleźć pozycje literaturowe, w których byłyby przedstawione przykłady lub reguły związane z przypisywaniem stopnia utlenienia atomów azotu w związkach organicznych. Zwykle zagadnienia tego typu stanowią bardzo ograniczone informacje i stanowią wzmianki lub różne podejścia, umożliwiające „obejście” rozważanego problemu.

Przedstawiony dylemat stanowi dla Autorów monografii szczególne zagadnienie. Owocem zaangażowania w ten temat była publikacja w renomowanym czasopiśmie dydaktycznym - *Journal of Chemical Education*, gdzie przedstawiono badania dydaktyczne, jeśli chodzi o metody ustalania stopni utlenienia atomom azotu.

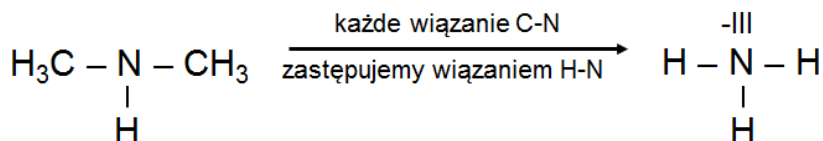
Niektóre z przytoczonych poniżej zasad mogą budzić kontrowersje z uwagi na fakt, iż nie są one dobrze znane w środowisku szkolnym i akademickim.

Warto podkreślić również, że poszczególne reguły mogą prowadzić do ustalenia różnych wartości stopnia utlenienia atomów azotu w tych samych związkach organicznych, ale cel główny – ustalenie współczynników stechiometrycznych w równaniu reakcji chemicznej zostaje zawsze osiągnięty.

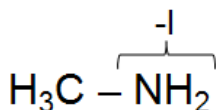
W związkach organicznych stopień utlenienia atomów azotu można wyznaczyć, obliczyć, bądź przypisać, bazując na następujących zasadach:

Zasada 1.

Stopień utlenienia atomu azotu w związkach organicznych można wyznaczać poprzez zastąpienie każdego wiązania C-N poprzez wiązanie H-N. Warto zwrócić uwagę, że konsekwencją tego rozwiązania jest fakt, iż stopień utlenienia atomu azotu przyjmuje wartości takie, jak dla związków nieorganicznych. Niech jako przykład posłuży wyznaczenie stopnia utlenienia atomu azotu w dimetyloaminie:

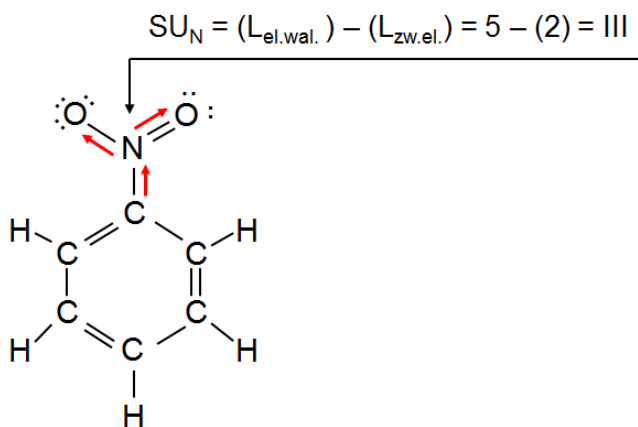
*Zasada 2.*

W celu uzgodnienia współczynników stechiometrycznych w równaniach utlenienia-redukcji, w których uczestniczą związki organiczne, zawierające atomy azotu, można przyjąć, iż grupa funkcyjna, zawierająca atom azotu, przyjmuje stopień utlenienia równy: -I. Niech jako przykład posłuży grupa aminowa w metyloaminie:

*Zasada 3.*

W celu wyznaczenia stopnia utlenienia (SU) atomu azotu dla związku organicznego, należy najpierw narysować

jego wzór Lewisa, a następnie obliczyć stopień utlenienia, jako różnicę między liczbą elektronów walencyjnych ($L_{\text{el.wal.}}$) a liczbą wiążących elektronów ($L_{\text{zw.el.}}$) tzn. $SU = (L_{\text{el.wal.}}) - (L_{\text{zw.el.}})$. Niech jako przykład posłuży wyznaczanie stopnia utlenienia atomu azotu w nitrobenzenie:

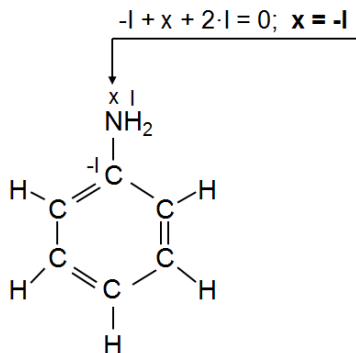


We wzorze tym uwzględniono strzałki, ukazujące kierunek przesunięcia elektronów (grot strzałki wskazuje bardziej elektroujemny atom). W tym przypadku atom azotu posiada pięć elektronów walencyjnych (15. grupa), z kolei liczba związanych elektronów wynosi 2 (reszta przekazana jest atomom tlenu, co wskazuje grot strzałki).

Warto zwrócić uwagę, iż zasadę tą można zastosować do wyznaczania stopnia utlenienia dla dowolnego atomu w związku organicznym, a nie tylko atomów azotu.

Zasada 4.

W celu obliczenia stopnia utlenienia atomu azotu, związanego z atomem węgla pierścienia aromatycznego, można posłużyć się zasadą, zgodnie z którą w przypadku podstawionych związków aromatycznych, każdy z atomów węgla pierścienia aromatycznego przyjmuje stopień utlenienia równy: -1, jeśli sąsiaduje z podstawnikiem, który nie jest atomem węgla. Niech jako przykład posłuży wyznaczenie stopnia utlenienia atomu azotu w grupie aminowej aniliny:



Źródła literaturowe:

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Approaches To Determining the Oxidation State of Nitrogen and Carbon Atoms in Organic Compounds for High School Students*, Journal of Chemical Education, 2015, (DOI: 10.1021/ed500645v).

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Stopień utlenienia atomów (C, N, O, S i P) w związkach organicznych oraz reakcje utlenienia-redukcji w chemii organicznej i biochemii*, Scientiae et Didactics, 2015.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.1., WSiP, 1998, str. 144.

B. Gierczyk, *Obliczenia stechiometryczne, bilansowanie równań reakcji redoks – materiały pomocnicze do zajęć wspomagających UAM.*

J. Głowacki, J. Kulig, *Reakcje redoks w procesie nauczania chemii*, Chemia w szkole, 2007, 1, str. 10-16.

Jakie równania reakcji redoks należy zapisać w przypadku reakcji cynku z kwasem azotowym(V)?

Patryk E.

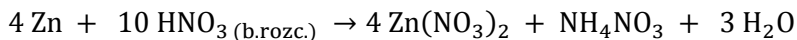
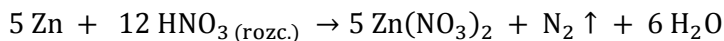
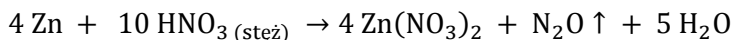
Rozważania naukowe:

Reakcje metali z kwasami utleniającymi są przedmiotem wielu sporów zarówno naukowych, jak i dydaktycznych. W wielu opracowaniach można znaleźć różnorodne informacje na temat równań reakcji cynku z kwasem azotowym(V) w zależności od jego stężenia. Spór ten może rozwiązać kilka uogólnionych reguł, będących zbiorem obserwacji dla wielu reakcji metal-kwas azotowy(V):

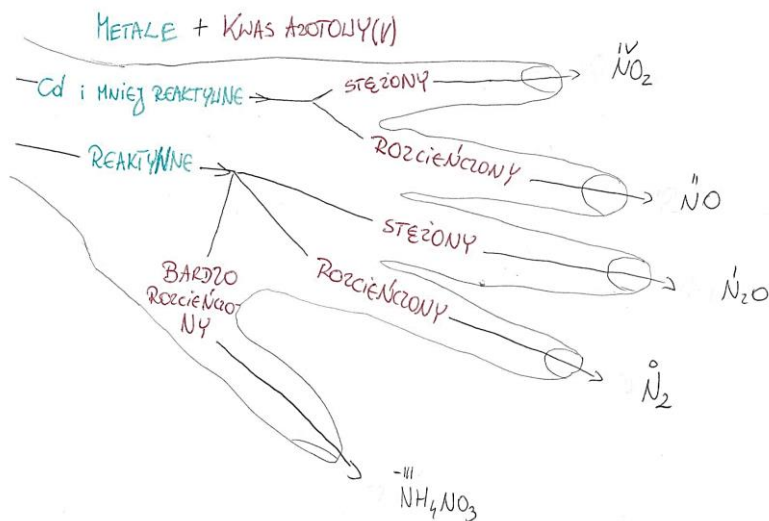
- metale od litu do żelaza włącznie, reagują ze stężonym kwasem azotowym(V), dając jako produkt gazowy tlenek azotu(I);
- metale od litu do żelaza włącznie, reagują z rozcieńczonym kwasem azotowym(V), dając jako produkt gazowy azot;

- metale od litu do żelaza włącznie, reagują z bardzo rozcieńczonym kwasem azotowym(V), dając jako produkt azotan(V) amonu;
- kadm i metale szlachetne, reagują ze stężonym kwasem azotowym(V), dając jako produkt gazowy tlenek azotu(IV);
- kadm i metale szlachetne, reagują z rozcieńczonym kwasem azotowym(V), dając jako produkt gazowy tlenek azotu(II);

W związku z powyższym, cynk zgodnie z tymi zasadami, w zależności od stężenia kwasu może reagować w następujący sposób:

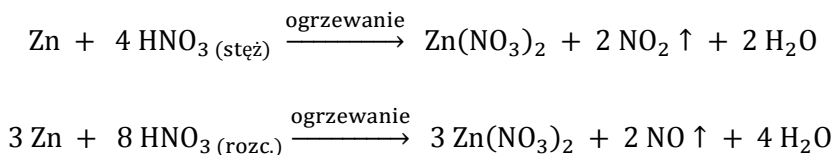


W celu ułatwienia zapamiętania zestawu wspomnianych reguł można zastosować metodę mnemotechniczną przedstawioną na rysunku 18.



Rysunek 18. Metoda mnemotechniczna umożliwiająca określenie produktów reakcji cynku z kwasem azotowym(V) w zależności od stężenia kwasu (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

Nie należy jednak zapominać, iż cynk jest bardzo podobny chemicznie do kadmu (grupa 12), stąd należy również uwzględnić możliwe reakcje dla cynku, gdyby był traktowany jak kadm. Należy jednak podkreślić, że reakcje analogiczne do reakcji, jakim ulega kadm, zajądą w przypadku cynku tylko w podwyższonej temperaturze (po podgrzaniu). W związku z powyższym mogą również zachodzić następujące reakcje:



Przedstawione zagadnienie jest dużym problemem, bowiem w literaturze dostępnej maturzystom brak jest jasno przedstawionych zasad, zgodnie z którymi można zapisywać reakcje metali z kwasami. Jednakże nowa podstawa programowa z chemii na poziomie rozszerzonym nie wskazuje precyzyjnie na reakcje cynku z kwasem azotowym(V), toteż należy mieć nadzieję, iż nie będzie zadań, wymagających zapisania równania reakcji cynku z tym kwasem, bez uprzedniej informacji wprowadzającej.

Prawdopodobieństwo wystąpienia takiego zadania na egzaminie maturalnym jest bardzo niskie, ale wysoce prawdopodobne jest, że może wystąpić zadanie, którego celem będzie ustalenie współczynników stechiometrycznych dla podanej (lub opisanej w informacji wprowadzającej) reakcji cynku z kwasem azotowym(V).

Źródła literaturowe:

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Mnemonic devices in science*, Scientiae et Didactics, 2015.

A. Jurowska, K. Jurowski, K. Roztocki, M. Krzeczowska, *Reakcje utlenienia redukcji w chemii nieorganicznej*, Scientiae et Didactics, 2015.

M. Kurushkin, *Writing Reactions of Metals with Nitric Acid: A Mnemonic Device for Introductory Chemistry Students*, Journal of Chemical Education, 2015, 92, str. 1125.

E. Hedges, *The action of nitric acid on some metals*, Journal of the Chemical Society, 1930, str. 561 - 569.

U. Evans, *Behaviour of metals in nitric acid*, Transactions of the Faraday Society, 1944, 40, 120-130.

Dylematy związane z elektrochemią

W jaki sposób należy poprawnie rozwiązać to zadanie?

Płytkę żelazną o masie 150 g zanurzono w roztworze, zawierającym jony Cu^{2+} oraz Zn^{2+} . Po wyjęciu i wysuszeniu płytki, zważono ją ponownie. Masa płytki wynosiła 150,8 g. Jaki pierwiastek i w jakiej ilości osadził się na płytce?

Zakładam, że wydzieliliła się miedź, ale wynik 0,8 g nie jest poprawny – dlaczego?

Ania K.

Rozważania naukowe:

Zadanie to z reguły jest rozumiane w niewłaściwy sposób, co prowadzi do błędnych rozwiązań. Poniżej przedstawiono dwa sposoby rozwiązania tego zadania.

Sposób I.

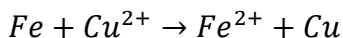
Na podstawie szeregu aktywności metali:

$$E^\circ_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = -0,44 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = -0,7626 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = +0,337 \text{ V}$$

Można określić jakie zajdą reakcje w roztworze:



Z treści zadania wynika, że po wyjęciu i wysuszeniu płytki nie oczyszczono jej z nowopowstałego metalu. W związku z tym masa płytki po ponownym zważeniu (150,8 g) jest równa masie płytki żelaznej po reakcji (czyli z ubytkiem przereagowanego żelaza) oraz również masie wydzielonej miedzi. Stąd na różnicę masy (Δm) składa się:

$$\Delta m = m_{Cu} - m_{Fe^{2+}}$$

gdzie:

m_{Cu} – masa wydzielonej miedzi

$m_{Fe^{2+}}$ - masa jonów żelaza (masa żelaza, która przeszła do roztworu)

Należy zauważyć, że w przypadku tej reakcji chemicznej, molowy stosunek miedzi do żelaza wynosi:

$$\frac{n_{Cu}}{n_{Fe}} = \frac{1}{1} = \frac{x}{x}$$

Masy miedzi i żelaza można obliczyć na podstawie poniższych zależności:

$$n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}} \Rightarrow m_{Cu} = n_{Cu} \cdot M_{Cu} = x \cdot M_{Cu}$$

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} \Rightarrow m_{Fe} = n_{Fe} \cdot M_{Fe} = x \cdot M_{Fe}$$

Stąd różnica masy (Δm) będzie miała postać:

$$\Delta m = m_{Cu} - m_{Fe^{2+}} = x \cdot M_{Cu} - x \cdot M_{Fe} = x(M_{Cu} - M_{Fe})$$

$$\Delta m = x(63,55 - 55,85) = 7,7x \text{ [g]}$$

Podstawiając dane z treści zadania:

$$7,7x = 0,8 \Rightarrow x = 0,104 \text{ mol}$$

Na podstawie tej wartości możliwe jest obliczenie masy wydzielonej miedzi:

$$m_{Cu} = x \cdot M_{Cu} = 0,104 \text{ mol} \cdot 63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6,6092 \text{ g}$$

Odpowiedź: Wydzielanym metalem jest miedź i wydzieliło jej się 6,6092 g.

Sposób II.

Ze stechiometrii reakcji wynika, że zmiana masy płytki spowodowana jest zarówno wydzielaniem się miedzi (przyrost masy płytki), jak i również ubytkiem masy żelaza (ubytek masy płytki), stąd różnica mas po wykonaniu doświadczenia musi uwzględniać te procesy. Innymi słowy – podczas reakcji 1 mola Fe z 1 molem CuCl_2 , masa płytki żelaza zmniejsza się o 55,85 g (1 mol Fe),

z jednoczesnym osadzeniem 63,55 g (1 mol Cu).
Na podstawie tego można zapisać następującą proporcję:

$$\frac{1 \text{ mol Cu} - (-55,85 \text{ g} + 63,55 \text{ g})}{x - (-150 \text{ g} + 150,8 \text{ g})}$$

$$x = 0,104 \text{ mola}$$

Stąd, masa wydzielonej miedzi wynosi:

$$m_{\text{Cu}} = x \cdot M_{\text{Cu}} = 0,104 \text{ mol} \cdot 63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6,6092 \text{ g}$$

Odpowiedź: Wydzielanym metalem jest miedź i wydzielilo jej się 6,6092 g.

W zadaniach tych najczęściej popełnianym błędem jest założenie, że różnica mas (0,8 g) stanowi ilość wydzielonej miedzi. Należy wyraźnie podkreślić, iż z treści zadania wynika, iż płytki nie oczyszczono z osadu wydzielonego metalu, toteż różnica mas musi również uwzględniać ubytek masy żelaza, spowodowany przejściem w postaci jonów Fe^{2+} do roztworu. Tego typu zadanie może jak najbardziej pojawić się na egzaminie maturalnym.

Źródła literaturowe:

I. Król, *Tablice chemiczne*, Greg, 2007, str. 49-50.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.1.*, WSiP, 1998, str. 152.

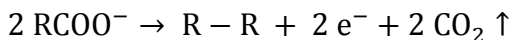
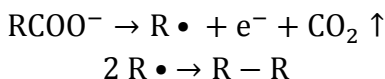
M. Koszmider, *Chemia dla szkół średnich w zadaniach*, WSiP, 1999, str. 95.

Jakie procesy zachodzą na anodzie podczas elektrolizy wodnych roztworów soli kwasów karboksylowych takich jak – octan sodu, mrówczan potasu, czy szczawian potasu?

Dagmara W.

Rozważania naukowe:

W roztworach soli tego typu obecne są kationy metali lekkich (Na^+ , K^+) oraz aniony reszt kwasowych kwasów organicznych (CH_3COO^- , HCOO^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$). W takim przypadku na katodzie zachodzą procesy analogiczne do procesów katodowych w trakcie elektrolizy roztworów zawierających jony metali lekkich (redukcja wody), a na anodzie zachodzi charakterystyczna reakcja dekarboksylacji elektrolitycznej, która prowadzi do powstania tlenku węgla(IV) i odpowiedniego alkanu – jest to tzw. reakcja Kolbego. Reakcja ta została opracowana w 1849 r. i dotyczyła elektrolizy wodnego roztworu soli kwasu karboksylowego. Pierwszym etapem tej syntezy jest utlenianie anodowe anionu karboksylanowego do rodnika, który następnie ulega dimeryzacji, dając alkan. Ogólne reakcje, przebiegające na anodzie, przedstawiono poniżej:



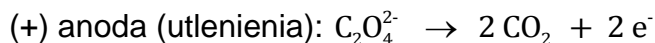
W przypadku octanu sodu na anodzie zachodzi proces:



W przypadku mrówczanu potasu na anodzie zachodzi proces:



W przypadku szczawianu potasu na anodzie zachodzi proces:



Źródła literaturowe:

A. Vogel, *Preparatyka organiczna*, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, 2006, str. 117.

T. Pluciński, *Doświadczenia chemiczne*, Adamantan, 1997, str. 117.

J. Sokołowski, G. Kupryszewski, *Demonstracje z chemii organicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1958, str. 14.

M. Krzeczowska, *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005, str. 51.

M. Krzeczowska, *Repetytorium**, Park, 2010, str. 237.

N. Isaacs, *Fizyczna chemia organiczna - ćwiczenia*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1974, str. 259.

Nie potrafię rozwiązać takiego zadania z elektrolizy:

Ile gramów srebra osadzi się na elektrodzie podczas elektrolizy roztworu azotanu(V) srebra, przy przepływie prądu stałego o natężeniu 500 mA, w ciągu 1 godziny, przy wydajności prądowej 60%. Czym jest wydajność prądowa?

Zofia Ś.

Rozważania naukowe:

Pierwsza część zadania polega na obliczeniu masy wydzielonej miedzi (masa teoretyczna – $m_{teoret.}$) przy założeniu 100% przebiegu elektrolizy, wówczas korzystamy z pierwszego prawa elektrolizy Faradaya:

$$m = k \cdot I \cdot t = \frac{M}{v \cdot F} \cdot I \cdot t = \frac{107,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \cdot 0,5 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 2,01 \text{ g}$$

Wydajność prądowa jest analogicznym pojęciem do wydajności, wykorzystywanej w stechiometrii. Wydajność prądową oznacza się jako η . Jest to stosunek masy substancji pożądaney, otrzymywanej praktycznie w wyniku elektrolizy (masa praktyczna - $m_{prakt.}$) do jej ilości przewidywanej teoretycznie ($m_{teoret.}$), wyrażonej w procentach. Stąd, jeśli wydajność prądowa wynosi 60%, to praktyczna masa ($m_{prakt.}$) wynosi:

$$\eta = \frac{m_{\text{prakt.}}}{m_{\text{teoret.}}} \cdot 100\% \Rightarrow m_{\text{prakt.}} = \frac{\eta \cdot m_{\text{teoret.}}}{100\%}$$

$$m_{\text{prakt.}} = \frac{\eta \cdot m_{\text{teoret.}}}{100\%} = \frac{60\% \cdot 2,01 \text{ g}}{100\%} = 1,206 \text{ g}$$

Odpowiedź: Wydzieliło się 1,206 g srebra.

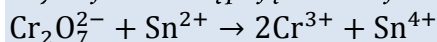
Zadanie to nie byłoby trudne, gdyby nie treść związana z wydajnością prądową. Zadanie tego typu może pojawić się na egzaminie maturalnym, ale tylko wówczas, gdy pojęcie wydajności prądowej zostanie podane w informacji wstępnej.

Źródło literaturowe:

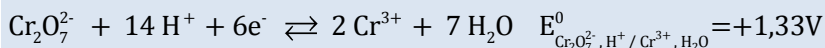
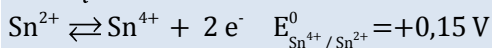
Z Galus (red), *Ćwiczenia rachunkowe z chemii analitycznej*, wyd. X, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2013, str. 214.

Nie potrafię rozwiązać takiego zadania:

Czy zajdzie następująca reakcja chemiczna?:



wiedząc, że:



Kamil S.

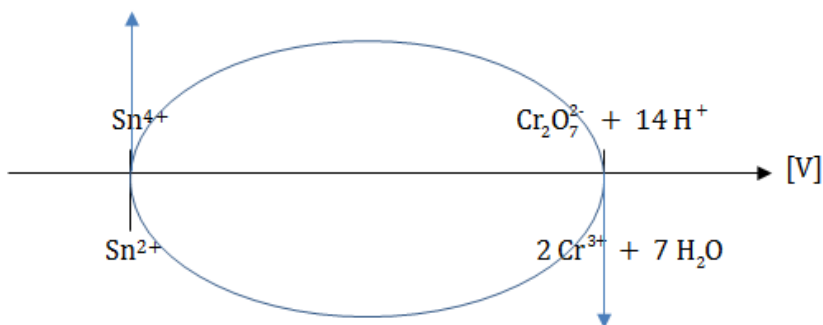
Rozważania naukowe:

Zadanie to można rozwiązać metodą tzw. „zegara redoks”. W tym celu należy:

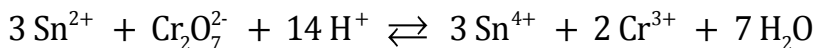
- narysować oś potencjału [V], na której zaznaczamy wartości potencjałów reakcji redoks, reagenty o najwyższych stopniach utlenienia piszemy nad osią, reagenty o niższych stopniach utlenienia pod osią:



- zataczamy okrąg obejmujący punkty przecięcia, kierując się zgodnie z kierunkiem wskazówek zegara (śruba prawoskrętna) – styczne wskazują przebieg reakcji:



- zapisujemy równanie reakcji odczytując je ze schematu i uzgadniamy, pamiętając o regule zachowania ładunku:



Zadanie to nie wydaje się być dość trudne przy zastosowaniu metody „zegara redoks”. Metoda ta wydaje się być godna do polecenia do rozwiązywania tego typu zadań.

Zadania tego typu można rozwiązać również pamiętając o obowiązującej regule: $E^\circ_{\text{utleniacz}} > E^\circ_{\text{reduktor}}$.

Źródła literaturowe:

M. Krzeczowska, *Repetytorium**, Park, 2010, str. 237.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.1., WSiP, 1998, str. 230.

W jaki sposób należy rozwiązać takie zadanie?

Przez połączone szeregowo dwa elektrolizery przepłynął jednakowy ładunek elektryczny. Pierwszy z elektrolizerów zawierał roztwór siarczanu(VI) żelaza(II), a drugi siarczanu(VI) żelaza(III). Jaki jest stosunek masy substancji wydzielonych na katodach w obu elektrolizerach? (stosunek pierwszego elektrolizera do drugiego).

Czy tego typu zadanie może się pojawić na maturze?

Stanisław R.

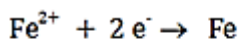
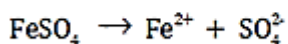
Rozważania naukowe:

Podobnie jak w fizyce, tak i w chemii, istnieje możliwość połączenia elektrolizerów w analogii do łączenia oporników. W przypadku połączenia elektrolizerów w sposób:

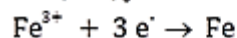
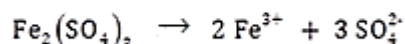
- szeregowy – ładunek (Q) dopływający do baterii elektrolizerów (układu elektrolizerów) jest równy ładunkowi, przepływającemu przez każdy z elektrolizerów, tworzących tę baterię:
 $Q = Q_1 = Q_2 = \dots = Q_n$;
- równoległe – ładunek (Q) dopływający do baterii elektrolizerów (układu elektrolizerów) jest równy sumie ładunków, przepływających przez każdy z elektrolizerów, tworzących tę baterię: $Q = Q_1 + Q_2 + \dots + Q_n$;

W przypadku przedstawionego zadania można zapisać procesy zachodzące w obu elektrolizerach:

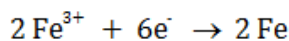
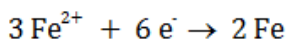
Elektrolizer 1:



Elektrolizer 2:



Najmniejsza wspólna wielokrotność liczby moli elektronów wymienianych to 6, stąd:



Ponieważ elektrolizery są połączone szeregowo, stąd:

$$Q = Q_1 = Q_2 = 6 F$$

Z pierwszego prawa Faraday'a oraz z definicji natężenia prądu stałego:

$$m = \frac{M}{\nu \cdot F} \cdot I \cdot t = \frac{M}{\nu \cdot F} \cdot q$$

Stąd stosunek mas produktów:

$$\left. \begin{array}{l} m_1 = \frac{M}{\nu_1 \cdot F} \cdot q \\ m_2 = \frac{M}{\nu_2 \cdot F} \cdot q \end{array} \right\} \quad \frac{m_1}{m_2} = \frac{\frac{M}{\nu_1 \cdot F} \cdot q}{\frac{M}{\nu_2 \cdot F} \cdot q} = \frac{\cancel{M}}{\nu_1 \cdot \cancel{F}} \cdot \frac{\cancel{F}}{\cancel{M}} = \frac{1}{\nu_1} \cdot \frac{\nu_2}{1} = \frac{3}{2}$$

Odpowiedź: stosunek masy substancji wydzielonych na katodach w obu elektrolizerach wynosi 3:2.

Przedstawione zadanie wydaje się dość trudne, bowiem wymaga od ucznia wiedzy z zakresu łączenia ogniw, co jak się wydaje jest zagadnieniem z zakresu rozszerzonego z fizyki. Autorom monografii wydaje się, że tego typu zadanie jest bardzo ważne w kształceniu

chemicznym w kontekście dydaktyki interdyscyplinarnej, ale zadanie tego typu na maturze wymagałoby informacji wstępnej.

Źródło literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 125 - 126.

Nie bardzo wiem jak rozwiązać takie zadanie:

Elektrolizie poddano wodny roztwór kwasu siarkowego(VI). Stwierdzono, że objętość powstałych gazów wynosi 0,6 dm³. Jak długo trwała elektroliza, jeżeli natężenie prądu wynosi 0,5 A?

Karol D.

Rozważania naukowe:

W przedstawionym zadaniu, reakcje elektrodowe mają następującą postać:

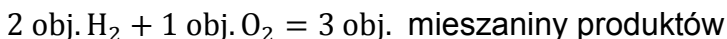
(-) katoda (redukcja): $4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2$

(+) anoda (utlenienia): $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

W tym przypadku stosunek objętościowy wodoru do tlenu wynosi:

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{2}{1}$$

Co można również zapisać jako:



Przedstawione dane można zapisać w postaci prostej proporcji:

$$\frac{V_{\text{H}_2} + V_{\text{O}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{3}{2} = \frac{0,6 \text{ dm}^3}{x} \Rightarrow x = 0,4 \text{ dm}^3$$

Znając objętość całkowitą gazów ($0,6 \text{ dm}^3$) można obliczyć objętość tlenu:

$$V_{\text{O}_2} = 0,6 \text{ dm}^3 - 0,4 \text{ dm}^3 = 0,2 \text{ dm}^3$$

Z równania reakcji wynika, że wydzielenie jednego mola wodoru w warunkach normalnych wymaga przepływu ładunku $2F$, stąd:

$$\frac{2F}{x_1} = \frac{22,4 \text{ dm}^3}{0,4 \text{ dm}^3} \Rightarrow x_1 = 0,036 F$$

Po przeliczeniu jednostek:

$$\frac{1F}{0,036F} = \frac{96485 \text{ C}}{x_2} \Rightarrow x_2 = 3473,46 \text{ C}$$

Czas trwania elektrolizy można wyliczyć ze wzoru na natężenie prądu stałego:

$$I = \frac{q}{t} \Rightarrow t = \frac{q}{I}$$

$$t = \frac{q}{I} = \frac{3473,46 \text{ C}}{0,5 \text{ A}} = 6946,92 \text{ s} = 115,782 \text{ min} = 1 \text{ h } 55 \text{ min } 47 \text{ s}$$

Odpowiedź: Czas trwania elektrolizy wynosił 1 godzinę 55 minut i 47 sekund.

Zadanie to nie wydaje się być dość trudne i stanowi bardzo ciekawy przykład łączenia działów – stochiometrii oraz elektrochemii. Tego typu zadanie jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym, ponieważ jest zadaniem nietypowym i musi zostać poprzedzone tzw. informacją wstępną.

Źródło literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 124 - 125.

Czym właściwie jest patyna? Jaki jest jej skład chemiczny?

Stanisław R.

Rozważania naukowe:

Pojęcie to jest ściśle związane z pasywacją, która ma miejsce, gdy metale nie ulegają reakcji korozji chemicznej, lecz pokrywają się warstwą tlenku danego metalu,

uniemożliwiającą dalszy przebieg niszczenia metalu. Miedź lub przedmioty wykonane z materiału zawierającego miedź – pod wpływem warunków atmosferycznych – ulegają pasywacji, pokrywając się patyną. Poniżej zestawiono różne definicje patyny i informacje na temat jej składu chemicznego:

„Patyna – cienka zielonkawa warstwa na przedmiotach wykonanych z materiałów zawierających miedź. Patyna zwana też śniedzią, jest to hydroksowęglan oraz hydroksosiarczan(VI) miedzi(II)”.

P. Chmielewski, A. Jezierski,
Chemia – słownik encyklopedyczny,
 Wydawnictwo Europa, 2001, str. 429.

„Patyna, śniedź, zielonkawa warstewka zasadowych węglanów (w mniejszym stopniu także siarczanów) miedzi, która wytwarza się na powierzchni miedzi i jej stopów (np. na miedzianych dachach) w wyniku działania czynników otaczającego środowiska, takich jak: wilgoć, tlenek węgla(IV), tlenek siarki(IV). Patyna chroni wyroby miedziane przed dalszą korozją↑. Patyna jest mieszaniną kilku związków chemicznych, głównie: $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$ i $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$ ”.

P. Kozyra (red.),
Chemia – słownik szkolny,
 Zielona Sowa, 2004, str. 233.

Źródła literaturowe:

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 429.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 233.

Dylematy związane z termochemią

Nie potrafię rozwiązać zadania związanego z entalpią parowania: Oblicz entalpię parowania etanolu, jeśli wiadomo, że przez grzejnik zanurzony w etanolu przepuszczono w czasie 8 min i 20 s prąd o natężeniu 0,682 A pod napięciem 12V i stwierdzono, że odparowano 4,33 g cieczy.

Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Maja J.

Rozważania naukowe:

Zadanie to stanowi przykład interdyscyplinarnego zadania fizyczno-chemicznego. Należy zauważyć, iż praca elektryczna wykonana przez grzejnik może być obliczona ze wzoru:

$$W = U \cdot I \cdot t$$

gdzie:

W – praca elektryczna [J]

U – napięcie [V]

I – natężenie [A]

t – czas [s]

W warunkach tych, praca elektryczna będzie równoważna ciepłu (entalpii) parowania (ΔH_{par}):

$$\Delta H_{par} = W = U \cdot I \cdot t = 12 \text{ V} \cdot 0,682 \text{ A} \cdot 500 \text{ s} = 4092 \text{ J}$$

Jednakże należy zauważyć, że uzyskana wartość dotyczy 4,33 g etanolu. W celu obliczenia molowej entalpii parowania ($M_{CH_3CH_2OH} = 46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$), należy dokonać prostych obliczeń stosując proporcję:

$$\frac{4,33 \text{ g}}{46,07 \text{ g}} = \frac{4092 \text{ J}}{x} \Rightarrow x = 43537,75 \text{ J} = 43,5 \text{ kJ}$$

czyli:

$$\Delta H_{par} = 43,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Odpowiedź: Molowa entalpia parowania etanolu wynosi $43,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Przedstawione rozwiązanie pokazuje, że zadanie to nie jest zadaniem trudnym pod warunkiem zauważenia relacji między entalpią spalania a pracą elektryczną. Wydaje się, że wystąpienie tego typu zadania na maturze jest mało prawdopodobne, bowiem znacznie wykracza poza zakres wiadomości z poziomu rozszerzonego chemii.

Źródło literaturowe:

P. Atkins, *Podstawy chemii fizycznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2002, str. 77.

Czym jest profil energetyczny reakcji chemicznej?

Stanisław R.

Rozważania naukowe:

Pojęcie „profilu energetycznego” reakcji chemicznej nie jest dość popularnym terminem, jednakże w ostatnim czasie pojawia się w niektórych zbiorach zadań przeznaczonych dla maturzystów. Autorom monografii udało się znaleźć tylko dwa źródła tłumaczące to pojęcie:

*„Wykres (...), na którym przedstawiono energie substratów i produktów oraz bariery energetycznej, nazywany jest **profilem energetycznym reakcji**”.*

L. Jones, P. Atkins,
Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje,
Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 623.

*„**Profilem reakcji** (...) nazywamy wykres przedstawiający energię potencjalną dwóch cząsteczek, gdy zbliżają się do siebie, reagują i rozchodzą się jako produkty”.*

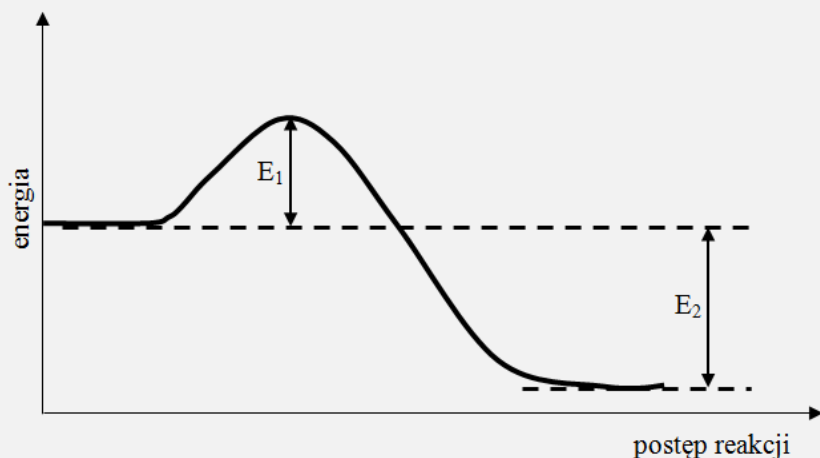
P. Atkins,
Podstawy chemii fizycznej,
Wydawnictwo Naukowe PWN, 2002, str. 308-309.

W związku z powyższym, za profil (energetyczny) reakcji należy uznać wykres zmian energii w trakcie przebiegu reakcji.

Niech jako przykład posłuży poniższa propozycja zadania maturalnego wraz z rozwiązaniami (na czerwono).

Informacja do zadań 1. i 2.

Każdej reakcji chemicznej towarzyszy określony efekt energetyczny, który może być dodatni lub ujemny. Poniżej przedstawiono wykres zależności energii układu od postępu reakcji.



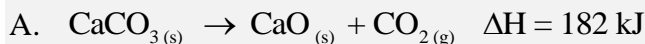
Zadanie 1. (0-2)

Uzupełnij poniższe zdania podkreślając poprawny fragment zdania zapisany w nawiasie dotyczący wykresu przedstawionego w informacji do zadania.

Przedstawiony (profil / *schemat* / *diagram*) energetyczny opisuje reakcję relatywnie (szybka / *powolna*), gdyż posiada niską wartość energii aktywacji (E1 / *E2*) oraz charakteryzuje proces silnie egzoergiczny, gdyż posiada dużą ujemną wartość efektu energetycznego (*E1* / E2).

Zadanie 2. (0-1)

Poniżej przedstawiono kilka równań termochemicznych:



Z podanych powyżej równań termochemicznych wybierz te przemiany, których wykres zależności energii układu od postępu reakcji może być opisany za pomocą wykresu z informacji do zadania. W tym celu podaj litery równań (A, B, C lub D), które spełniają ten warunek:

Wybrane równania:

B., C......

Źródła literaturowe:

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 623.

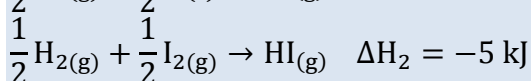
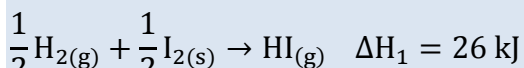
P. Atkins, *Podstawy chemii fizycznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2002, str. 308-309.

B. Pac, *Chemia ogólna – zbiór zadań maturalnych*, Wydawnictwo Szkolne OMEGA, 2014, str. 88.

B. Pac, *abc maturalne- chemia*, Wydawnictwo Szkolne WSiP, 2009, str. 23.

W jaki sposób można rozwiązać takie zadanie?

Oblicz efekt energetyczny sublimacji jodu, wiedząc, że w warunkach standardowych entalpie poniższych reakcji wynoszą:



Próbuję ułożyć cykl termodynamiczny, ale nie bardzo wiem jak to zrobić. Może istnieje jakaś inna metoda rozwiązywania tego zadania?

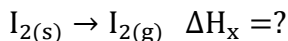
Magdalena M.

Rozważania naukowe:

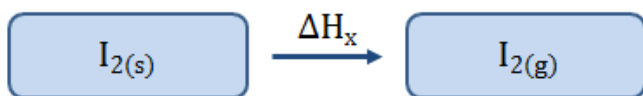
Przedstawiony dylemat jest bardzo dobrym przykładem na to, iż metodę cyklu termodynamicznego nie można stosować „na oślep”, ale dopasować do warunków zadania. W takim przypadku należy określić cel zadania – ułożyć odpowiednie równanie reakcji, a następnie spróbować opracować odpowiedni cykl termodynamiczny.

Przedmiotem zadania jest proces sublimacji jodu, czyli przejście (przemiana fazowa) ze stanu skupienia stałego

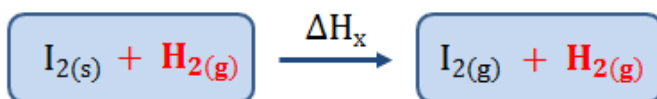
do stanu gazowego. Szukane więc równanie termodynamiczne ma postać:



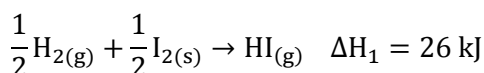
Spróbujmy w tym momencie zapisać przynajmniej część cyklu termodynamicznego:



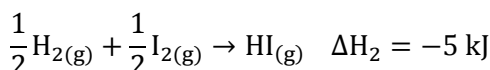
Żadna z przedstawionych przemian nie może zostać użyta w takiej postaci cyklu termodynamicznego, bowiem nigdzie nie bierze udziału lub nie powstaje sam jod. Należy jednakże pamiętać, że metoda cyklu termodynamicznego jest metodą hipotetyczną, traktującą równanie reakcji chemicznej, jako równanie matematyczne. Dane równanie chemiczne, traktowane jako równanie matematyczne, może nie zmieniać swojej postaci, jeśli po lewej i po prawej stronie dopiszemy tę samą substancję w tych samych ilościach. Stąd, jeśli dopisać $\text{H}_{2(g)}$ po obu stronach równania sublimacji jodu, równanie to nadal hipotetycznie będzie przedstawiać proces sublimacji. Wykorzystując takie rozumowanie, można zmodyfikować początkową część cyklu termodynamicznego i wówczas:



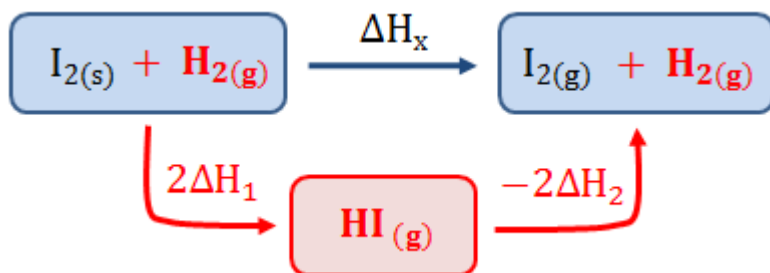
Przedstawiona zmodyfikowana postać części cyklu termodynamicznego umożliwia dalsze kroki, bowiem reagenty w lewej części cyklu stanowią lewą część pierwszego równania reakcji z treści zadania:



Zauważmy, że prawa część cyklu, stanowi lewą część drugiego równania reakcji z treści zadania:



Łącząc powyższe fakty, można zapisać następującą postać cyklu termodynamicznego:



Przedstawiony cykl termodynamiczny umożliwia obliczenie entalpii sublimacji jodu:

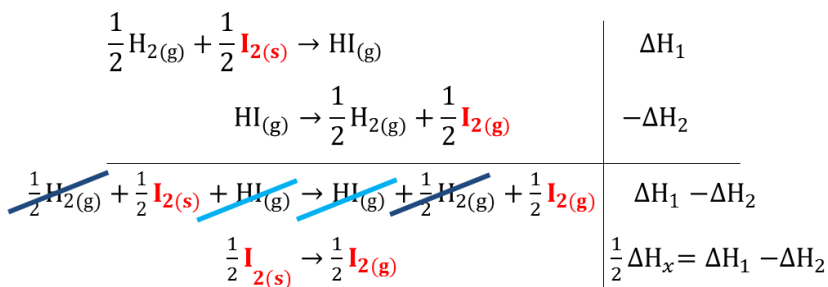
$$\Delta H_x = 2 \cdot \Delta H_1 + (-2 \cdot \Delta H_2)$$

Podstawiając dane z treści zadania:

$$\Delta H_x = 2 \cdot 26 \text{ kJ} + (-2 \cdot (-5 \text{ kJ})) = 62 \text{ kJ}$$

Wynika z tego, że efekt energetyczny sublimacji jodu wynosi: $62 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Zadanie to można również rozwiązać inną metodą, nie wymagającą projektowania cyklu termodynamicznego – tzw. **metodą dodawania równań termodynamicznych/metodą algebraiczną/metodą sekwencji reakcji**. W metodzie tej równania reakcji chemicznej traktuje się jak równania matematyczne. Ideą jest takie zestawienie równań termodynamicznych, aby uzyskać po dodaniu stronami (sekwencji) równanie termodynamiczne, będące przedmiotem zadania. W przypadku przedstawionego zadania, metoda ta będzie miała następującą postać:



Warto zwrócić uwagę, że otrzymana wartość stanowi połowę poszukiwanej wartości efektu energetycznego,

bowiem dotyczy $\frac{1}{2}$ mola jodu. Podstawiając dane z treści zadania otrzymuje się identyczny wynik jak w pierwszej metodzie. Przedstawiona metoda wydaje się być szybsza i prostsza niż metoda cyklu termodynamicznego. Umiejętność jaką należy rozwinąć, to „składanie” danego równania termochemicznego z równań innych reakcji – kombinacji reakcji na podstawie dodawania lub odejmowania. Metoda ta „daje” wynik niewątpliwie szybciej i stanowi o wiele lepsze „narzędzie” na maturę, gdyż umożliwia zaoszczędzenie czasu.

Jednakże z dydaktycznego punktu widzenia, metoda ta powinna być wprowadzona dopiero po przedstawieniu wcześniej metody cyklu termodynamicznego, bowiem ta pierwsza kształtuje umiejętności chemicznego myślenia i przewidywania, a podstawą drugiej jest traktowanie równań termodynamicznych jako równań matematycznych.

Źródła literaturowe:

K. Pigoń, Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1980, str. 39-40.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 256.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.2.*, WSiP, 1998, str. 40.

M. Krzeczowska, *Repetitorium**, Park, 2010, str. 197-198.

P. Atkins, *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 70.

A. Persona, J. Dymara, *Repetitorium z chemii, t.1.*, Medyk, 2012, str. 130.

Jak obliczyć zadanie na podstawie energii wiązań? Rozwiązuję jedno z zadań i wychodzi mi inny wynik niż w odpowiedziach. Czy tego typu zadania mogą pojawić się na maturze?

Karol D.

Rozważania naukowe:

Dylemat związany z obliczeniami termodynamicznymi, biorąc pod uwagę energie wiązań, jest często powtarzającym się problemem. Należy w tym miejscu zwrócić uwagę na dwa zagadnienia:

- entalpia tworzenia wiązania jest równa energii rozrywania wiązania (energii wiązania) ze znakiem przeciwnym ($\Delta H_{\text{wiązania}}^0 = -E_{\text{wiązania}}$);
- entalpia reakcji obliczona na podstawie wartości entalpii tworzenia wiązań jest równa sumie iloczynów standardowych entalpii tworzenia wiązań produktów reakcji i liczby ich moli, pomniejszonej o sumę takich samych iloczynów dla substratów reakcji:

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reakcji}}^0 &= \Delta H_{\text{produktów}}^0 - \Delta H_{\text{substratów}}^0 \\ &= \sum_{\text{prod.}} n_i \Delta H_{i_{\text{wiązania}}}^0 - \sum_{\text{substr.}} n_i \Delta H_{i_{\text{wiązania}}}^0\end{aligned}$$

gdzie:

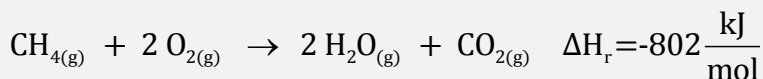
n_i – liczba moli wiązania (liczba moli i-tego reagenta •
liczba moli wiązania w cząsteczce i-tego reagenta)

$\Delta H_{i_{\text{wiązania}}}^0$ – molowa standardowa entalpia wiązania

Niech jako przykład posłuży poniższa propozycja zadania maturalnego.

Zadanie 1. (0-2)

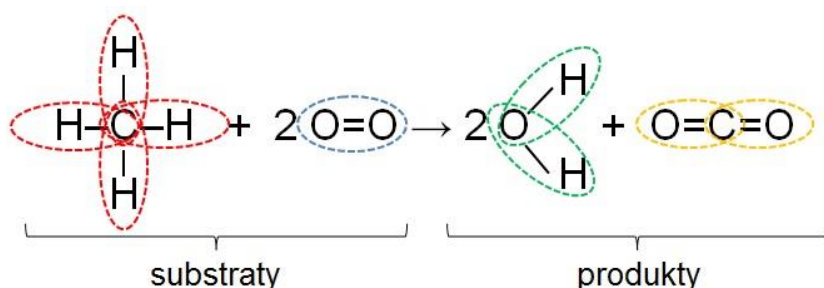
Oblicz ile wynosi energia wiązania C=O w tlenku węgla(IV) obliczona z reakcji przebiegającej według równania:



Do obliczeń wykorzystaj dane z poniższej tabeli:

wiązanie	energia wiązania [kJ]
C-H	415
O-H	463
O=O	498

W rozwiązaniu tego zadania przydatne może być przedstawienie reagentów w postaci strukturalnej, tak jak na poniższym rysunku:



Na podstawie powyższego rysunku można ułożyć następujące równanie:

$$\Delta H_r^\circ = \{2 \cdot (\Delta H_{\text{O-H}}^\circ) + 2 \cdot (\Delta H_{\text{C=O}}^\circ)\} - \{2 \cdot (\Delta H_{\text{O=O}}^\circ) + 4 \cdot (\Delta H_{\text{C-H}}^\circ)\}$$

$$2 \cdot (\Delta H_{\text{C=O}}^\circ) = \Delta H_r^\circ - 2 \cdot (\Delta H_{\text{O-H}}^\circ) + 2 \cdot (\Delta H_{\text{O=O}}^\circ) + 4 \cdot (\Delta H_{\text{C-H}}^\circ)$$

$$2 \cdot (\Delta H_{\text{C=O}}^\circ) = \{-802 - 2(-463) + 2(-498) + 4(-415)\} \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{C=O}}^\circ = -803 \text{ kJ}$$

Wynika stąd, iż energia wiązania C=O wynosi: + 803 kJ (taką energię należy dostarczyć, by rozerwać wiązanie C=O). Należy wyraźnie zauważyć, że przedmiotem zadania była energia wiązania C=O, a obliczenia były prowadzone przy użyciu wartości entalpii wiązań, będących co do wartości równych energii danych wiązań, ale wziętych ze znakiem przeciwnym.

Tego typu zadanie jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii, ponieważ stanowi interdyscyplinarne połączenie – termochemii z wiązaniami chemicznymi. Powinno być jednak poprzedzone odpowiednią informacją wstępną.

Źródła literaturowe:

P. Atkins *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 71.

P. Atkins, C.A. Trapp, M.P. Caddy, C. Giunta, *Chemia fizyczna – zbiór zadań z rozwiązaniami*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2001, str. 33.

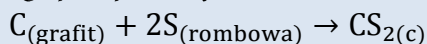
A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 43.

M. Krzeczowska, *Repetytorium**, Park, 2010, str. 198-199.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii*, t.1., Medyk, 2012, str. 132.

Nie bardzo rozumiem jak rozwiązać poniższe zadanie:

Oblicze efekt energetyczny reakcji:



Do obliczeń zastosuj wartości entalpii spalania:

$$\Delta H_{\text{spal.}}^0(\text{S}_{(\text{rombowa})}) = -297 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^0(\text{C}_{(\text{grafit})}) = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^0(\text{CS}_{2(\text{c})}) = -1032 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Karolina K.

Rozważania naukowe:

Dylematy związane z obliczeniami termochemicznymi, opierającymi się o entalpie spalania często sprawiają

trudności. Należy w tym miejscu przywołać kilka ważnych informacji na temat obliczeń w oparciu o entalpie spalań:

- entalpia spalania substancji prostej nie jest równa zero;
- standardowa entalpia spalania ΔH_{spal}^0 jest standardową entalpią całkowitego utleniania substancji organicznej do CO_2 i H_2O (jeśli składa się ona z atomów C, H i O) i dodatkowo do N_2 , jeśli zawiera ona również atom/atomy azotu;
- wartość standardowej entalpii spalania informuje nas, ile ciepła wydzieli się przy spalaniu 1 mola substancji w warunkach standardowych (298,15 K, 1000 hPa);
- standardowa entalpia reakcji chemicznej ($\Delta H_{reakcji}^0$), obliczana na podstawie entalpii spalania reagentów, jest równa sumie iloczynów standardowych entalpii spalania substratów reakcji i liczb ich moli, pomniejszona o sumę takich samych iloczynów dla produktów reakcji:

$$\Delta H_{reakcji}^0 = \sum_{substr.} n_i (\Delta H_{spal.}^0)_i - \sum_{prod.} n_i (\Delta H_{spal.}^0)_i$$

gdzie:

n_i – liczba moli i -tego reagenta

$\Delta H_{spal.}^0$ – molowa standardowa entalpia spalania.

W związku z powyższym rozwiązanie tego zadania będzie miało postać:

$$\Delta H_{\text{reakcji}}^0 = \sum_{\text{substr.}} n_i (\Delta H_{\text{spal.}}^0)_i - \sum_{\text{prod.}} n_i (\Delta H_{\text{spal.}}^0)_i$$

$$\Delta H_{\text{reakcji}}^0 = \Delta H_{\text{spal. C}}^0 + 2 \cdot \Delta H_{\text{spal. S}}^0 - \Delta H_{\text{spal. CS}_2}^0$$

$$\Delta H_{\text{reakcji}}^0 = 1 \text{ mol} \cdot \left(-394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 2 \text{ mol} \cdot \left(-297 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) -$$

$$-1 \text{ mol} \cdot \left(-1032 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = +44 \text{ kJ}$$

Odpowiedź: Obliczona standardowa entalpia reakcji tworzenia disiarczku węgla ma wartość + 44 kJ.

Źródła literaturowe:

P. Atkins *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 69.

P. Atkins, *Podstawy chemii fizycznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2002, str. 308-309.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 257-261.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.2.*, WSiP, 1998, str. 42.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.1.*, Medyk, 2012, str. 131.

Dylematy związane z równowagą i kinetyką

Nie potrafię obliczyć zadania związanego z kinetyką reakcji I-rzędu, przy podanych temperaturach dla danych ciśnień gazu. W jaki sposób należy rozwiązać to zadanie?

Magdalena M.

Rozważania naukowe:

Niech jako przykład posłuży propozycja zadania maturalnego:

Zadanie 1. (0-2)

Azometan ($\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3$) ulega reakcji rozkładu dając etan oraz azot.

a) zapisz równanie reakcji rozkładu azometanu



b) oblicz wartość stałej szybkości reakcji rozkładu azometanu (reakcja I-rzędu) na podstawie danych z tabeli:

t [s]	0	1000	2000	3000
P _(azometanu) [hPa]	10,93	7,63	5,32	3,71

Rozwiązując zadanie możesz skorzystać z następujących zależności:

$$\begin{aligned} \ln(0,7) &= -0,36 & \ln(0,49) &= -0,72 & \ln(0,34) &= -1,08 \\ \ln(1,43) &= 0,36 & \ln(2,05) &= 0,72 & \ln(2,95) &= 1,08 \end{aligned}$$

Rozwiązanie tego podpunktu można rozpocząć od zauważenia pewnej zależności, wynikającej z równania Clapeyron'a:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Stosunek liczby moli n do objętości V stanowi stężenie molowe $[A]$, co daje:

$$p = [A] \cdot R \cdot T$$

Wynika z tego, że ciśnienie jest wprost proporcjonalne do stężenia, a w przypadku dwóch różnych wartości ciśnień np. ciśnienia początkowego (p_0) i ciśnienia końcowego (p):

$$\frac{p_0}{p} = \frac{[A]_0}{[A]}$$

Równanie matematyczne charakteryzujące reakcję I-rzędu ma postać:

$$k \cdot t = \ln\left(\frac{[A]_0}{[A]}\right)$$

Zastępując wartość pod logarytmem $\frac{[A]_0}{[A]}$ na $\frac{p_0}{p}$ uzyskujemy:

$$k \cdot t = \ln\left(\frac{[A]_0}{[A]}\right) \Rightarrow k \cdot t = \ln\left(\frac{p_0}{p}\right)$$

Przekształcając przedstawione równanie względem stałej szybkości reakcji uzyskujemy:

$$k = \frac{\ln\left(\frac{p_0}{p}\right)}{t}$$

Podstawiając dane z tabeli (przykładowo dla $t = 2000$ s):

$$k = \frac{\ln\left(\frac{10,93 \text{ hPa}}{5,32 \text{ hPa}}\right)}{2000 \text{ s}} = \frac{0,72}{2000 \text{ s}} = 3,6 \cdot 10^{-4} \frac{1}{\text{s}}$$

Odpowiedź: Stała szybkości reakcji rozkładu azometanu ma wartość $3,6 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$.

Przedstawione zadanie nie powinno stanowić większego problemu dla maturzystów pod warunkiem zauważenia związku ciśnienie-stężenie. Zadanie to jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym, pod warunkiem podania wartości logarytmu naturalnego odpowiednich stosunków ciśnień (tak jak podano w proponowanej treści zadania) i wyrażenia charakteryzującego reakcję I-rzędu.

Źródło literaturowe:

P. Atkins, *Podstawy chemii fizycznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2002, str. 299.

*Nie potrafię obliczyć zadania związanego z kinetyką reakcji:
Szybkość pewnej reakcji wrasta 3-krotnie po ogrzaniu o 10 °C.
Ile razy zmieni się szybkość tej reakcji w temperaturze wyższej
o 30 °C?*

Karolina P.

Rozważania naukowe:

Na szybkość reakcji chemicznych duży wpływ wywiera temperatura. W większości reakcji można zaobserwować obok wzrostu temperatury o 10 °C ($\Delta T = 10$ °C), 2 - 4 krotny wzrost szybkości reakcji. Zwiększenie szybkości reakcji ze wzrostem temperatury wywołuje wzrost stałej szybkości reakcji. Jeżeli w temperaturze T_1 stałą szybkości reakcji oznaczymy przez k_1 , a w temperaturze $T_2 = (T + 10)$ wyniesie k_2 , to można zapisać:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\left(\frac{T_2 - T_1}{10}\right)}$$

gdzie:

k_1 – stała szybkości reakcji w temperaturze T_1

k_2 – stała szybkości reakcji w temperaturze T_2

γ – temperaturowy czynnik szybkości reakcji chemicznej, zwany też współczynnikiem temperaturowym

Równanie powyższe można uogólnić do postaci:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k_2}{k_1} = \frac{t_1}{t_2} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

Powyższe równanie stanowi tzw. regułę van't Hoffa, która brzmi: *„Przy wzroście temperatury o 10 stopni szybkość reakcji rośnie od 2 do 4 razy”*. Zależności przedstawione tym równaniem są wykorzystywane zazwyczaj w formie skróconej, dotyczącej tylko zmian szybkości przebiegu reakcji ze zmianą temperatury:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

Z treści zadania wynika, że $\gamma = 3$, ponieważ szybkość reakcji wzrasta 3-krotnie. Temperatura wyższa o 30 °C wynosi: $T_2 = (30\text{ °C} + 10) = 40\text{ °C}$. Z kolei, temperatura wyjściowa to 10 °C, czyli: $T_1 = 10\text{ °C}$.

Z prawa van't Hoffa można obliczyć, że:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}} \Rightarrow \frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}} = 3^{\frac{(40-10)}{10}} = \frac{3^3}{1} = \frac{27}{1}$$

Odpowiedź: Szybkość reakcji zwiększy się 27 razy.

Warto zwrócić uwagę, iż zadanie tego typu może pojawić się na maturze, ale powinno być poprzedzone informacją wstępną na temat reguły van't Hoffa, bowiem

nie jest ona wyszczególniona w nowej podstawie programowej.

Źródła literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach, t.2.*, WSiP, 1998, str. 60-61.

M. Krzeczowska, *Repetytorium**, Park, 2010, str. 204.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.1.*, Medyk, 2012, str. 143.

Nie potrafię obliczyć zadania związanego z kinetyką reakcji:

Reakcja chemiczna o równaniu:

$5 \text{ Br}^- + \text{BrO}_3^- + 6 \text{ H}^+ \rightarrow 3 \text{ Br}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$, przebiega wg równania kinetycznego $v = k \cdot [\text{Br}^-] \cdot [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]^2$.

Jak zmieni się szybkość reakcji, jeśli stężenie wszystkich substratów wzrośnie czterokrotnie?

Próbuję rozwiązać to zadanie, ale wychodzi mi 27, a nie 81. Czy takie zadanie może pojawić się na maturze?

Ewa S.

Rozważania naukowe:

W zadaniu tym należy pamiętać, aby oprócz uwzględnienia zwiększenia stężeń, podnieść do odpowiednich potęg stężenia tych reagentów, które w równaniu kinetycznym mają cząstkowy rząd reakcji

większy od 1. Czyli po prostu poprawnie zinterpretować podane równanie kinetyczne.

Najpierw zapiszmy równanie kinetyczne przed zwiększeniem stężenia:

$$v_1 = k \cdot [\text{Br}^-] \cdot [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]^2$$

Po zwiększeniu stężeń szybkość reakcji (v_2) ma wartość:

$$\begin{aligned} v_2 &= k \cdot (3[\text{Br}^-]) \cdot (3[\text{BrO}_3^-]) \cdot (3[\text{H}^+])^2 = \\ &= 3 \cdot 3 \cdot 9 \cdot k \cdot [\text{Br}^-] \cdot [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]^2 = 81 \cdot k \cdot [\text{Br}^-] \cdot [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]^2 \end{aligned}$$

W celu określenia jak zmieni się szybkość reakcji, należy obliczyć stosunek szybkości reakcji po zwiększeniu stężeń (v_2) do wartości szybkości reakcji przed zwiększeniem stężeń (v_1):

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{81 \cdot k \cdot [\text{Br}^-] \cdot [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]^2}{k \cdot [\text{Br}^-] \cdot [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]^2} = \frac{81}{1}$$

Odpowiedź: Po 3-krotnym zwiększeniu stężeń, szybkość reakcji zwiększa się 81-krotnie.

Warto w tym momencie skomentować fakt, że zadanie to nie jest stosunkowo trudne, ale etapem na którym powstaje najwięcej błędów jest niepodniesienie wartości zmienionego stężenia do odpowiedniej potęgi przy danej

substancji w równaniu kinetycznym. Efektem tego jest uzyskanie wartości 27 (3·3·3).

Zadanie tego typu jak najbardziej może pojawić się na egzaminie maturalnym, ponieważ nie wymaga ono dużej wiedzy od maturzysty, a sprawdza dokładność rozumienia pojęcia, jakim jest równanie kinetyczne.

Źródła literaturowe:

M. Krzeczowska, *Repetytorium**, Park, 2010, str. 205.

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 60-61.

Nie potrafię obliczyć następującego zadania:

W układzie przebiega reakcja: $A + B \rightleftharpoons C + D$

której stała równowagi w temperaturze T wynosi 1. W którą stronę (lewą/prawą) przesunie się równowaga reakcji, jeśli w naczyniu reakcyjnym umieszczono 1 mol substancji A, 4 mole substancji B, 2 mole substancji C i 3 mole substancji D, a naczynie reakcyjne doprowadzono do temperatury T?

Magdalena M.

Rozważania naukowe:

W celu ustalenia kierunku reakcji w nierównowagowej mieszaninie wszystkich reagentów, można porównać wartość stałej równowagi reakcji (K) z aktualnym (nierównowagowym) iloczynem stężeń (N), obliczonym

w sposób taki, jak oblicza się stałą równowagi. Wówczas, jeśli:

- $N = K$, to układ jest w stanie równowagi;
- $N < K$, to reakcja przebiega w stronę tworzenia produktów (w prawą stronę)
- $N > K$, to reakcja przebiega w stronę tworzenia substratów (w lewą stronę)

W przypadku przedstawionej reakcji, wyrażenie na stałą równowagi (K) ma postać:

$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = 1$$

Aktualny (nierównowagowy) iloczyn stężeń (N) przyjmuje postać:

$$N = \frac{[C]' \cdot [D]'}{[A]' \cdot [B]'} = \frac{\frac{3}{V} \cdot \frac{2}{V}}{\frac{4}{V} \cdot \frac{1}{V}} = \frac{3}{2} = 1,5$$

Z wykonanych obliczeń wynika, że $N > K$, stąd reakcja przebiega w lewą stronę (w kierunku tworzenia substratów).

Warto zwrócić uwagę na przedstawiony algorytm, umożliwiający rozwiązywanie tego typu zadań. Tego typu rozwiązanie jest bardzo przydatnym „narzędziem” do rozwiązywania zadań na maturze.

Źródło literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 70.

Nie potrafię obliczyć takiego zadania:

Jak zmieni się szybkość reakcji przebiegającej w fazie gazowej:

$2 \text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ wg równania kinetycznego:

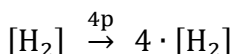
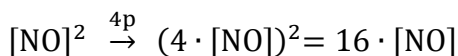
$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$, jeśli zmiana objętości przestrzeni reakcyjnej wywołała czterokrotny wzrost ciśnienia.

Nie bardzo rozumiem jak mam uwzględnić ciśnienie, zawsze w zadaniach tego typu były podane informacje na temat zmian w stężeniach. Czy tego typu zadanie może pojawić się na maturze?

Karolina P.

Rozważania naukowe:

Ten dylemat pokazuje, że uczniowie często nie widzą podstawowych zależności, z jakich można skorzystać podczas rozwiązywania zadania. To nietypowe zadanie można rozwiązać, zauważając fakt, iż zazwyczaj w rozpatrywanych reakcjach chemicznych zachodzi zależność: $p \cdot V = \text{const.} \Rightarrow p \sim \frac{1}{V}$. Wynika stąd, że: $4p \sim \frac{1}{4V}$, z kolei czterokrotne zmniejszenie objętości, powoduje czterokrotne zwiększenie stężeń: $\frac{n_A}{V} \xrightarrow{4V} 4[A]$, stąd:



Wyrażenie na szybkość reakcji pierwotnej (v_1) ma postać:

$$v_1 = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

Wyrażenie na szybkość reakcji (v_2) po czterokrotnym zwiększeniu ciśnienia, czyli czterokrotnym zwiększeniu ciśnienia ma postać:

$$v_2 = k \cdot 16 \cdot [\text{NO}]^2 \cdot 4 \cdot [\text{H}_2]$$

W celu określenia jak zmieni się szybkość reakcji, należy obliczyć stosunek szybkości reakcji po zwiększeniu ciśnienia (v_2) do wartości szybkości reakcji pierwotnej:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot 16 \cdot [\text{NO}]^2 \cdot 4 \cdot [\text{H}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]} = \frac{64}{1}$$

Odpowiedź: Po 4-krotnym zwiększeniu ciśnienia, szybkość reakcji zwiększa się 64-krotnie.

Przedstawiony dylemat stanowi nietypowy rodzaj zadania, w którym nie ma podanych zmian stężeń, ale zmiany w wartościach ciśnienia. Tego typu zadanie

może z dużym prawdopodobieństwem pojawić się na egzaminie maturalnym z chemii.

Źródło literaturowe:

A. Persona, *Chemia dla szkół średnich w testach*, t.2., WSiP, 1998, str. 70.

Nie potrafię rozwiązać poniższego zadania – wychodzi mi inny wynik niż w odpowiedzi. Co robię źle?

Stała równowagi reakcji rozkładu chlorku fosforu(V) do chlorku fosforu(III) i wolnego chloru w temp. 523 K wynosi $4,07 \cdot 10^{-2}$. Do zamkniętej kolby o objętości 2 dm^3 wprowadzono 0,5 mola chlorku fosforu(III) oraz 0,5 mola chloru, po czym doprowadzono naczynie reakcyjne do temp. 523 K. Oblicz liczby moli wszystkich reagentów w stanie równowagi.

Karol D.

Rozważania naukowe:

Tego typu zadanie jest typowym przykładem, w którym uczniowie popełniają najwięcej błędów zakładając, iż w wyrażeniu na stałą równowagi zamiast wartościami stężeń operuje się wartościami liczby moli. Stała równowagi w tym przypadku jest stężeniową stałą równowagi, toteż nie można bez uzasadnienia stosować uproszczeń, w których zamiast wartości stężeń operuje się wartościami liczb moli. To jest możliwe tylko w przypadku, gdy objętość układu wynosi 1 dm^3 . Kolejny, najczęściej

pojawiający się błąd, wynika z niezrozumienia różnic pomiędzy stężeniami początkowymi a równowagowymi.

Poniżej przedstawiono równanie reakcji chemicznej, o której mowa w zadaniu:



Dla tego równania, wyrażenie na stężeniową stałą równowagi K_c ma postać:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Stężenia reagentów można przedstawić następująco:

$$[\text{PCl}_3] = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{V}, \quad [\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}, \quad [\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V}$$

Podstawiając do wyrażenia na stałą równowagi:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} \cdot \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}}{\frac{n_{\text{PCl}_5}}{V}}$$

Z przedstawionej postaci wynika, że można zredukować objętość, uzyskując wyrażenie:

$$K_c = \frac{\frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{PCl}_5}} = \frac{1}{V} \cdot \left(\frac{n_{\text{PCl}_3} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{PCl}_5}} \right) \Rightarrow K_c \cdot V = \frac{n_{\text{PCl}_3} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{PCl}_5}}$$

W wyrażeniu powyższym występują równowagowe liczby moli.

Następnym krokiem w rozwiązaniu zadania jest ułożenie tzw. bilansu materiałowego układając np. odpowiednią tabelę bilansową (tablicę równowagi):

reagent	n_0	$n_{\text{przer.}}$	$n_{\text{równ.}}$
PCl_3	0,5	$-x$	$0,5 - x$
Cl_2	0,5	$-x$	$0,5 - x$
PCl_5	0	$+x$	x

W tabeli tej:

n_0 – liczba moli reagentów w stanie początkowym (wyjściowym), czyli przed zajściem reakcji;

$n_{\text{przer.}}$ – liczba moli przereagowanych substratów – ujemne dla substratów (jaka ilość/stężenie ubyła/ubyło), dodatnia dla produktów (ile powstało); dokonuje się tego na podstawie stechiometrii reakcji;

$n_{\text{równ.}}$ – liczba moli reagentów w stanie równowagi (stężenie równowagowe) – bilans (suma) kolumny $n_{\text{przer.}}$ z $n_{\text{równ.}}$.

Wówczas, wcześniej wyprowadzone wyrażenie ma postać:

$$K_c \cdot V = \frac{n_{\text{PCl}_3} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{PCl}_5}} = \frac{(0,5 - x) \cdot (0,5 - x)}{x} = \frac{(0,5 - x)^2}{x}$$

$$K_c \cdot V = \frac{(0,5 - x)^2}{x} = \frac{0,5^2 - 2 \cdot 0,5 \cdot x + x^2}{x} = \frac{0,25 - x + x^2}{x}$$

$$K_c \cdot V = \frac{x^2 - x + 0,25}{x} \Rightarrow x^2 - x + 0,25 = K_c \cdot V \cdot x$$

$$x^2 - x - K_c \cdot V \cdot x + 0,25 = 0$$

Podstawiając dane:

$$x^2 - x - 4,07 \cdot 10^{-2} \cdot 2 \cdot x + 0,25 = 0$$

$$x^2 - x - 8,14 \cdot 10^{-2} \cdot x + 0,25 = 0$$

$$x^2 - 1,0814 \cdot x + 0,25 = 0$$

Uzyskane równanie, może być rozwiązane przez obliczenie wyróżnika funkcji (Δ):

$$\Delta = b^2 - 4 \cdot a \cdot c = (-1,0814)^2 - 4 \cdot 1 \cdot 0,25 = 0,1694$$

Rozwiązania funkcji kwadratowej mają zatem postać:

$$x_1 = \frac{b^2 + \sqrt{\Delta}}{2 \cdot a} = \frac{(-1,0814)^2 + \sqrt{0,1694}}{2 \cdot 1} = 0,7462 \text{ mol}$$

$$x_2 = \frac{b^2 - \sqrt{\Delta}}{2 \cdot a} = \frac{(-1,0814)^2 - \sqrt{0,1694}}{2 \cdot 1} = 0,3352 \text{ mol}$$

Ponieważ użycie do obliczeń pierwszego rozwiązania dałoby wynik ujemny ($x_1 > 0,5$), stąd tylko drugie rozwiązanie ma sens fizyczny.

W stanie równowagi liczby moli reagentów mają wartości:

$$n_{\text{PCl}_3}^{\text{równ.}} = 0,5 - x_2 = 0,5 - 0,3352 = 0,1648 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2}^{\text{równ.}} = 0,5 - x_2 = 0,5 - 0,3352 = 0,1648 \text{ mol}$$

$$n_{\text{PCl}_5}^{\text{równ.}} = x_2 = 0,3352 \text{ mol}$$

Przedstawiony dylemat zawiera kilka ważnych elementów, na które trzeba zwrócić uwagę:

- stała równowagi stanowi stężeniową stałą równowagi, co oznacza, że w wyrażeniu na stałą równowagi należy operować wartościami stężeń (a nie liczbą moli);
- układając bilans materiałowy w postaci tabeli, należy dokładnie wpisać dane z zadania;
- rozwiązanie funkcji kwadratowej zwykle dawało wynik mający sens fizyczny, gdy wartość wyróżnika funkcji kwadratowej (Δ) odejmowano od stałej a – w tym przypadku okazuje się, że niezbędne jest odjęcie wyróżnika funkcji kwadratowej.

Źródło literaturowe:

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 670-675.

Czy jest jakiś sposób na zapamiętanie roli katalizatora?

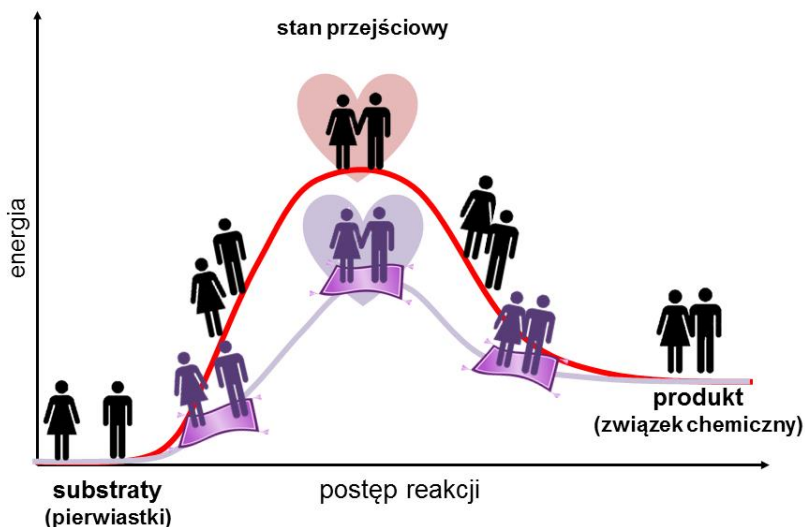
Marta C.

Rozważania naukowe:

Częstym błędem w toku edukacji chemicznej jest przyjęcie następujących definicji:

„Katalizator to substancja która zmienia szybkość reakcji, ale nie bierze w niej udziału”. Należy pamiętać o tym, że katalizatorem jest substancja, której obecność w mieszaninie reakcyjnej zwiększa szybkość reakcji poprzez obniżenie energii aktywacji danej reakcji. Katalizatory nie pełnią funkcji reagentów, gdyż biorą udział w reakcji chemicznej, ale się odtwarzają co powoduje, że sumarycznie nie są uwzględniane podczas zapisywania równania reakcji chemicznej – są jedynie zaznaczane nad strzałką reakcyjną. A więc, katalizator bierze udział jedynie tylko w stadium pośrednim reakcji.

Do zapamiętania roli katalizatora można zastosować odpowiednią metodę mnemoteczną, którą przedstawiono na rysunku 19.



Rysunek 19. Metoda mnemotechniczna umożliwiająca zapamiętanie roli katalizatora – najpierw kobieta i mężczyzna (substraty – pierwiastki) podążają górą, na szczycie dochodzi do zauroczenia (stan przejściowy), a następnie stają się związkiem (produkty – związek chemiczny). Kobieta i mężczyzna mogą również wybrać inną drogę, używając latającego dywanu (katalizator), dzięki któremu szybciej stają się związkiem (produktem – związkiem chemicznym) (rysunek autorski – opracowanie własne).

Źródła literaturowe:

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna – chemia*, WSiP, 2001, str. 265-266.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 303-304.

Dylematy związane z chemią nieorganiczną

Jak można zdefiniować i czym właściwie jest higroskopijność? Czy jest to właściwość fizyczna, czy chemiczna?

Monika S.

Rozważania naukowe:

Ogólnie, higroskopijność to zdolność niektórych substancji chemicznych (stałych lub ciekłych) do pochłaniania pary wodnej (wilgoci) z powietrza lub z roztworu niewodnego (np. benzenu). Pochłanianie to może odbywać się na sposób fizyczny lub chemiczny.

Z fizycznego punktu widzenia, higroskopijność może zachodzić na drodze:

- *adsorpcji* – np. kuleczki silikażelowe (żel kwasu krzemowego) stosowane do kwiatów;
- *rozpuszczania fizycznego* – np. wnikanie wody w zestalone zaprawy murarskie, zawierające w składzie sole, charakteryzujące się higroskopijnością;

Z chemicznego punktu widzenia, higroskopijność może zachodzić na drodze:

- *tworzenia hydratów* – wiązanie wody krystalizacyjnej przez bezwodne sole, będące hydratami po uwodnieniu, np. bezwodny CuSO_4 stanowi białą substancję, która po kontakcie z wilgocią staje się niebieska;
- *reakcji chemicznej z wodą* – np. stały tlenek wapnia pozostawiony na powietrzu po pewnym czasie staje się wodorotlenkiem wapnia, gdyż zachodzi reakcja:

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$$

Do substancji posiadających duże zdolności higroskopijne można zaliczyć: chlorek wapnia, tlenek magnezu, chlorek cynku, stężony kwas siarkowy(VI), tlenek fosforu(V). Warto zwrócić uwagę na fakt, iż kwas siarkowy(VI) ma na tyle silne właściwości higroskopijne, iż odbiera wodę nawet z substancji organicznych, co objawia się zwęglaniem tych substancji.

Warto przypomnieć, iż w celu przechowywania substancji higroskopijnych stosuje się naczynia zwane ekzykatorami, które z kolei zawierają inne substancje higroskopijne, które pochłaniają wilgoć. Ekzykatory są szklanymi naczyniami często stosowanymi w laboratorium chemicznym.

W zasadzie wydawać by się mogło, że higroskopijność powinna być zaliczona jako właściwość fizyczna, ale biorąc po uwagę fakt, iż może ona zachodzić na drodze reakcji chemicznych (np. higroskopijność CaO), to można uznać, że jest to właściwość fizyko-chemiczna.

Źródła literaturowe:

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna - chemia*, WSiP, 2001, str. 236-237.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 262.

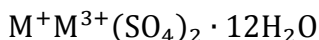
P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 132-133.

Czym są ałuny? Jakie mają zastosowanie?

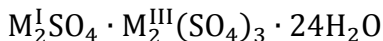
Ewa W.

Rozważania naukowe:

Ałuny (łac. *alumen* – podziemie/piekło) to sole uwodnione, będące mieszanymi podwójnymi siarczanami(VI) o ogólnym wzorze:



lub



gdzie:

M^+ - może stanowić: K^+ , Na^+ , Rb^+ , Cs^+ , Tl^+ lub NH_4^+

M^{3+} - może stanowić: Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{3+} , V^{3+} , Co^{3+} , Ga^{3+} lub In^{3+} .

Cechą charakterystyczną ałunów są właściwości izomorficzne, tzn. wszystkie mają sieć krystaliczną tego samego typu, dzięki czemu mogą tworzyć ze sobą kryształy stałe (kationy jednego ałunu mogą być zastępowane przez kationy innego ałunu).

W tabeli 7. przedstawiono najbardziej znane ałuny i ich zastosowania:

Tabela 7. Wybrane ałuny oraz ich zastosowania.

ałun	wzór	zastosowanie
glinowo-potasowy	$\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ lub $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> • kosmetyczny środek ściągający (składnik kremów do golenia); • środek do oczyszczania wody i uzdatniania ścieków; • do garbowania skóry; • do klejenia i wypełniania papieru; • zaprawianie tkanin przy ich barwieniu.
glinowo-amonowy	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> • do kiszenia ogórków; • do uzdatniania wody; • w klejach pochodzenia roślinnego; • w cemencie porcelanowym; • w dezodorantach; • do garbowania skóry; • przy wyrobie ognioodpornych tekstyliów; • w produkcji farb.

chromowo- potasowy	$K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$	<ul style="list-style-type: none"> • do garbowania skóry; • farbiarstwo; • w fotografii jako garbnik emulsji i składnik niektórych utrwalaczy.
-----------------------	--	---

Źródła literaturowe:

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna - chemia*, WSiP, 2001, str. 36.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 912.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 479.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 33-34.

P. Kozyra (red.), *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 25.

W jaki sposób należy poprawnie zapisywać równania dysocjacji wodorosoli?

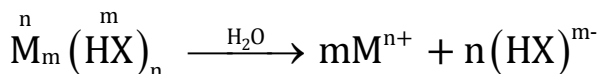
Ewa W.

Rozważania naukowe:

Wodorosole, to rodzaj soli kwasów wieloprotonowych, zawierające w cząsteczce oprócz kationu lub kationów metalu jeden lub więcej kationów wodoru. Innymi słowy, to sól zawierająca w swojej budowie anion pochodzący

z wcześniejszego niż ostatni etapu dysocjacji elektrolitycznej kwasu wieloprotonowego. Sole te powstają w wyniku niecałkowitego zobojętniania kwasów wieloprotonowych.

Jak każde sole, wodorosole rozpuszczalne w wodzie ulegają dysocjacji na kationy i aniony, w przypadku wodorosoli powstają kationy metali oraz wodorooaniony, co można ogólnie zapisać jako:



Powstałe wodorooaniony mogą następnie dysocjować, jak i również ulegać hydrolizie. W tabeli 8. przedstawiono przykłady dysocjacji wodorosoli.

Tabela 8. Przykłady dysocjacji wodorosoli.

wodorosól	dysocjacja	losy anionu
NaHCO ₃	$NaHCO_3 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + HCO_3^-$	$HCO_3^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + CO_3^{2-}$
NaHSO ₃	$NaHSO_3 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + HSO_3^-$	$HSO_3^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + SO_3^{2-}$
NaHS	$NaHS \xrightarrow{H_2O} Na^+ + HS^-$	$HS^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + S^{2-}$
Na ₂ HPO ₄	$Na_2HPO_4 \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + HPO_4^{2-}$	$HPO_4^{2-} \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + PO_4^{3-}$
NaH ₂ PO ₄	$NaH_2PO_4 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + H_2PO_4^-$	$H_2PO_4^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + HPO_4^{2-}$ $HPO_4^{2-} \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + PO_4^{3-}$

Źródła literaturowe:

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 601.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 400.

Czy lit zachowuje się tak samo jak sód? Czy przechowuje się go w nafcie? Czy gwałtownie reaguje z wodą jak potas czy sód?

Małgosia K.

Rozważania naukowe:

Lit jest metalem o barwie srebrzystobiałej, na powietrzu stopniowo pokrywa się warstwą tlenku i azotków (matowieje), dlatego przechowuje się go podobnie jak inne metale reaktywne z dala od dostępu powietrza. Przechowywanie w nafcie byłoby problematyczne, ponieważ lit ma gęstość ok. $0,53 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, a nafta posiada gęstość w zakresie $0,78 - 0,81 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, stosuje się inne media np. specjalne oleje mineralne o podobnej gęstości do litu. Zamiast oleju do tego celu można zastosować specjalną benzynę o gęstości mniejszej niż gęstość samego pierwiastka (lit jest wówczas zanurzony w benzynie). Inne źródła podają z kolei, iż lit będzie wypływał na powierzchnię benzyny, stąd najlepiej przechowywać go w eterze naftowym. Oprócz wymienionych sposobów, innym bardzo dogodnym

sposobem przechowywania, jest umieszczenie tego metalu w atmosferze gazu szlachetnego (np. w argonie).

Jeśli chodzi o reakcje chemiczne, to lit z większością niemetali i wieloma związkami reaguje jak inne litowce, chociaż mniej gwałtownie. Reakcja z wodą zachodzi bez samorzutnego zapalenia wodoru (więc mniej gwałtownie niż sól).

Źródła literaturowe:

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 290.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 361.

P. Kozyra (red.), *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 189.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 375.

Czy wodorotlenki litowców można rozłożyć termicznie na tlenek i wodę? Przy rozkładzie termicznym byłaby już para wodna, czy tlenek z parą wodną zareaguje?

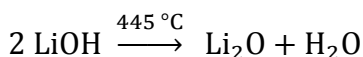
Bartosz S.

Rozważania naukowe:

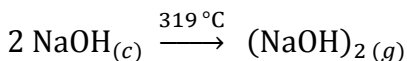
Ten dylemat ukazuje, że nie można czasami ustalić pewnych ogólnych reguł, dotyczących grupy podobnych

chemicznie związków – w tym przypadku wodorotlenków litowców. W przypadku tych wodorotlenków, należy każdy przeanalizować osobno:

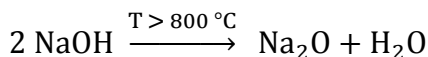
- Wodorotlenek litu w odróżnieniu od innych wodorotlenków litowców w stanie ciekłym (topi się w 445 °C) nie odparowuje w wyniku ogrzewania, ale rozkłada się z wydzielaniem tlenu:



- Z kolei wodorotlenek sodu topi się w temp. 319 °C, a w przypadku dalszego ogrzewania następuje przejście z fazy ciekłej do fazy gazowej, będącej w postaci jednostek dimerycznych:



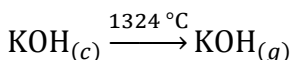
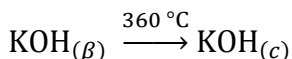
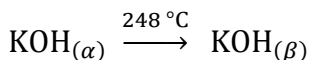
W temperaturze powyżej 800 °C następuje wyraźny rozkład wodorotlenku na tlenek sodu i wodę:



Gdyby wodorotlenek sodu od razu po ogrzaniu rozkładał się na wodę i tlenek, to nie dałoby się go zastosować w przemyśle do elektrolizy;

- Wodorotlenek potasu posiada zupełnie odmienne właściwości w porównaniu do wodorotlenku litu i wodorotlenku sodu – w ogóle nie ulega rozkładowi podczas ogrzewania. Podczas ogrzewania odmiana

α przechodzi w temp. 248 °C w odmianę β , która w temp. 360 °C topi się, a w temp. 1324 °C odparowuje bez rozkładu:



- Na temat ogrzewania wodorotlenku rubidu (RbOH) oraz wodorotlenku cezu (CsOH) nie wiele wiadomo – jedynie jak się je otrzymuje.

Źródło literaturowe:

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna*, t.1., Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 292, 297, 305.

Zwykle mówi się, że kwas fosforowy(V) to H_3PO_4 , ale słyszałem też o innych kwasach fosforowych – jakie są ich nazwy i wzory?

Łukasz J.

Rozważania naukowe:

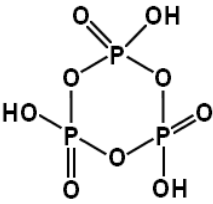
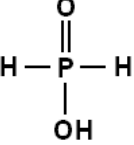
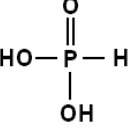
W kwasach tlenowych fosforu atom wodoru może być związany w postaci grup –OH, gdzie wykazuje charakter kwasowy lub może występować, jako bezpośrednie połączenie z atomem fosforu H-P-; w tym przypadku nie

wykazuje charakteru kwasowego. Kwasy tlenowe fosforu dzieli się na dwie serie:

- seria I – kwasy tlenowe fosforu(V), które charakteryzują się słabymi właściwościami utleniającymi;
- seria II – kwasy tlenowe fosforu(III) oraz fosforu(IV), które charakteryzują się właściwościami redukującymi;

W poniższej tabeli 9. przedstawiono najważniejsze kwasy tlenowego fosforu – ich nazwy, wzory sumaryczne i wzory półstrukturalne:

Tabela 9. Nazwy i wzory najważniejszych kwasów fosforu.

nazwa kwasu	wzór	wzór
kwas metafosforowy(V)	$(\text{HPO}_3)_n$	 <p>dla $n = 3$</p>
kwas fosfinowy	H_3PO_2 lub HPH_2O_2	
kwas fosfonowy	H_3PO_3 lub H_2PHO_3	

kwask ortofosforowy(V)	H_3PO_4	$\begin{array}{c} O \\ \\ HO-P-OH \\ \\ OH \end{array}$
kwask heksaoksodifosforowy	$H_4P_2O_6$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ HO-P-P-OH \\ \quad \\ OH \quad OH \end{array}$
kwask difosforowy(V) (pirofosforowy(V))	$H_4P_2O_7$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ HO-P-O-P-OH \\ \quad \\ OH \quad OH \end{array}$
kwask di- μ -okso- oktaoksotrifosforowy(V)	$H_5P_3O_{10}$	$\begin{array}{c} O \quad O \quad O \\ \quad \quad \\ HO-P-O-P-O-P-OH \\ \quad \quad \\ OH \quad OH \quad OH \end{array}$

Źródła literaturowe:

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna, t.2.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 675 - 678.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 942 - 943.

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 478 – 490.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 458.

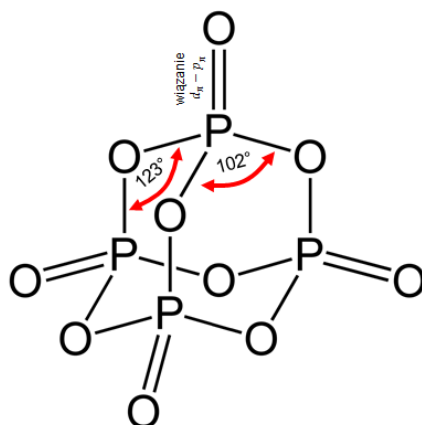
Jaki wzór i budowę posiada tlenek fosforu(V)? Raz podawany jest P_2O_5 a raz P_4O_{10} . Jaki wzór należy stosować na maturze?

Patrycja P.

Rozważania naukowe:

Tlenek fosforu(V) to bezwodnik kwasów fosforowych(V), tworzący białe heksagonalne kryształy, które sublimują w temperaturze 359 °C. Posiada silne właściwości higroskopijne. Obecnie przyjmuje się, że tlenek ten posiada wzór sumaryczny P_4O_{10} , kiedyś sądzono, że posiada wzór P_2O_5 . W praktyce szkolnej przyjmuje się, że P_2O_5 to wzór empiryczny, a P_4O_{10} rzeczywisty. Jest on zbudowany z jednostek tetraedrycznych, zawierających cztery atomy fosforu powiązane ze sobą sześcioma mostkami tlenowymi. W tlenku tym dodatkowy atom tlenu połączony jest z atomem fosforu za pomocą wiązania $d_\pi - p_\pi$, które jest silniejsze od pojedynczego wiązania P–O. Wzór strukturalny tlenku fosforu(V) przedstawiono na rysunku 20.

W związku z powyższym na egzaminie maturalnym należy stosować wzór tlenku fosforu(V) – P_4O_{10} . Dowodem na słuszność tego założenia jest np. zadanie 4. z majowego egzaminu maturalnego (poziom rozszerzony) z 2009 r., gdzie użyto wzoru P_4O_{10} .



Rysunek 20. Wzór strukturalny tlenku fosforu(V) (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

Warto również zwrócić uwagę przy okazji na właściwości chemiczne tego tlenku. Powstaje on przy energicznym wydzielaniu ciepła, w wyniku spalania fosforu w nadmiarze tlenu:



Jak już wspomniano wcześniej, tlenek ten charakteryzuje się silnymi właściwościami higroskopijnymi; jest on jednym z najskuteczniejszych znanych środków odwadniających, stąd stosowany jest jako środek osuszający.

Źródła literaturowe:

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 479.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 458.

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna - chemia*, WSiP, 2001, str. 618.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 942.

W jaki sposób otrzymuje się kwasy fosforowe: meta-, piro- oraz orto-?

Patrycja P.

Rozważania naukowe:

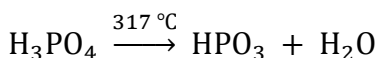
Wzory półstrukturalne kwasów, będących przedmiotem dylematu przedstawiono w tabeli 9. Kwasy fosforowe(V), charakteryzujące się nazwami uwzględniającymi przedrostki: *meta-*, *piro-* oraz *orto-*, otrzymuje się w wyniku reakcji tlenku fosforu(V) z wodą – tabela 10.

Tabela 10. Nazwy, wzory, reakcje otrzymywania kwasów fosforowych(V), których bezwodnikiem kwasowym jest P_4O_{10} .

nazwa kwasu	wzór sumaryczny	równanie reakcji otrzymywania
kwas metafosforowy(V)	HPO_3	$P_4O_{10} + 2 H_2O \rightarrow 4 HPO_3$
kwas pirofosforowy(V) (difosforowy(V))	$H_4P_2O_7$	$P_4O_{10} + 4 H_2O \rightarrow 2 H_4P_2O_7$

kwasy ortofosforowy(V)	H_3PO_4	$\text{P}_4\text{O}_{10} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4$
---------------------------	-------------------------	--

Kwas metafosforowy(V) to nazwa substancji o wzorze HPO_3 . Otrzymuje się go oprócz reakcji tlenku fosforu(V) z wodą, poprzez ogrzewanie kwasu ortofosforowego(V) w temp. 317°C :

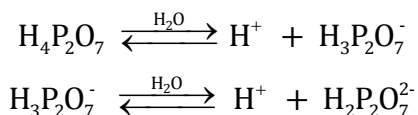


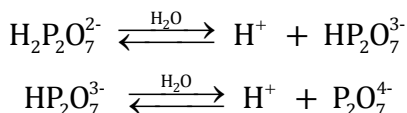
Kwas ten stanowi białą szklistą masę, dobrze rozpuszczalną w wodzie. Prawdopodobnie nie istnieje kwas metafosforowy(V) w postaci HPO_3 , ale tworzy cząsteczki pierścieniowe, zazwyczaj takie jak przedstawiono w tabeli 9.

Kwas pirofosforowy(V) (zwany niekiedy kwasem difosforowym(V)) powstaje w wyniku ogrzewania kwasu ortofosforowego(V), podczas czego następuje kondensacja z odcięciem cząsteczki wody:



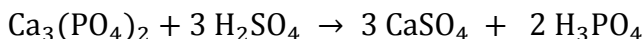
Bezwodny kwas tworzy bezbarwne kryształy, topiące się w temperaturze 61°C . Jest on kwasem znacznie mocniejszym niż kwas ortofosforowy(V), o czym świadczą możliwe reakcje dysocjacji:



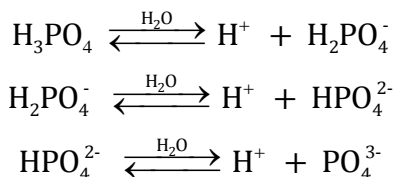


Warto zwrócić uwagę, że czysty kwas pirofosforowy(V) otrzymuje się przy zastosowaniu jonitów, z roztworu pirofosforanu(V) sodu.

Kwas ortofosforowy(V) tworzy bezbarwne kryształy, topiące się w temperaturze 42 °C i bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie. Stężony roztwór tego kwasu ma konsystencję syropową wskutek tworzenia wiązań wodorowych między czworościanami fosforanowymi(V). Kwas ten można otrzymać na drodze klasycznej – reakcja tlenku fosforu(V) z wodą (tak jak przedstawiono w tabeli 10.). Innym sposobem jest reakcja fosforanu(V) wapnia z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI):



Kwas ten jest kwasem triprotonowym i tworzy szereg soli, odpowiadającym trzem etapom procesu dysocjacji:



Warto zwrócić uwagę na fakt, iż zazwyczaj mówiąc o kwasie fosforowym(V) mamy na myśli kwas ortofosforowy(V). Wszystkie przedstawione kwasy

fosforowe(V) tworzą sole: *meta-*, *piro-* (*di-*) oraz *ortofosforany*(V). Zgodnie z obecnie przyjętą nomenklaturą skondensowane kwasy fosforowe o łańcuchowej budowie cząsteczki nazywamy kwasami ortofosforowymi(V), kwasy o pierścieniowej budowie cząsteczki – kwasami metafosforowymi(V).

Źródła literaturowe:

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna*, t. 1., Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 479-482.

A. Bielański, *Chemia nieorganiczna*, t. 2., Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006, str. 678-681.

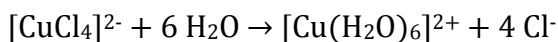
Czy miedź reaguje z kwasem solnym? Na lekcji w szkole uczyli nas, że nie, ale po wrzuceniu cienkiej blaszki do bardzo stężonego (35%) roztworu kwasu na zajęciach z kółka chemicznego zaobserwowałam, że kwas solny zabarwił się na żółto. W jaki sposób można to wyjaśnić?

Ala M.

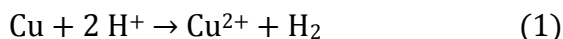
Rozważania naukowe:

Miedź należy do najczęściej podawanych w szkole przykładów metali, które nie roztwarzają się w kwasie chlorowodorowym z uwagi na fakt, iż leży ona w szeregu elektrochemicznym poniżej wodoru, a więc nie może wypierać go z kwasu. Standardowe półogniwo miedziowe posiada dodatni potencjał względem standardowego

półogniwa wodorowego. Miedź może roztworzać się tylko w kwasach silnie utleniających, na przykład w stężonym kwasie siarkowym(VI) lub kwasie azotowym(V). Wykonując doświadczenie, opisane przez Alę, rzeczywiście obserwuje się żółte zabarwienie roztworu. Można wyjaśnić to zjawisko przeprowadzając inne bardzo proste doświadczenie. Do 20 cm³ stężonego kwasu chlorowodorowego należy dodać 0,4 g węglanu miedzi(II). W doświadczeniu tym również obserwuje się żółte zabarwienie roztworu. Po dodaniu kilkunastu mililitrów wody roztwór zmienia zabarwienie na zielone, a po dodaniu kolejnej porcji wody – roztwór przyjmuje barwę niebieską. Niebieskie zabarwienie pochodzi od jonu heksaakwamiedzi(II) - [Cu(H₂O)₆]²⁺. Początkowe, żółte zabarwienie roztworu musi więc pochodzić od innego związku miedzi. Żółtą barwę posiada kompleks miedzi z jonami chlorkowymi – [CuCl₄]²⁻. Po dodaniu wody zachodzi następująca reakcja:

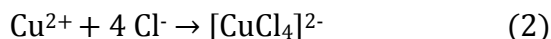


Zielone zabarwienie jest spowodowane współistnieniem w roztworze dwóch jonów odpowiedzialnych za barwę żółtą i niebieską, co daje kolor zielony. W doświadczeniu opisanym przez Alę żółta barwa roztworu pochodzi od kompleksu [CuCl₄]²⁻ w związku z tym miedź roztworza się w kwasie solnym. Pojawia się zatem pytanie - dlaczego? Jeżeli metaliczną miedź zanurzymy w roztworze kwasu solnego, to hipotetycznie powinna zajść następująca reakcja:



Równowaga powyższej reakcji jest znacznie przesunięta w lewą stronę – w stronę substratów. Zatem będzie niewielkie stężenie jonów miedzi(II). Zwiększając stężenie jonów wodorowych zwiększamy jednocześnie stężenie jonów miedzi(II). W związku z tym ilość roztworzonej miedzi jest wprost proporcjonalna do stężenia kwasu solnego. Jednakże z uwagi na fakt, iż stężenie jonów miedzi(II) jest w dalszym ciągu niewielkie obserwacja zmiany barwy jest niemożliwa.

Oprócz reakcji (1) zachodzi również jeszcze jedna reakcja:

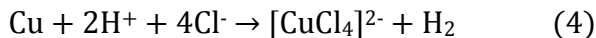


Stała równowagi tej reakcji przedstawia się w następujący sposób:

$$K_2 = \frac{[\text{CuCl}_4]^{2-}}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^4} \quad (3)$$

Jeżeli zwiększymy stężenie jonów chlorkowych, to nastąpi zmniejszenie stężenia jonów miedzi(II), co zgodnie z regułą Le Chateliera-Brauna spowoduje przesunięcie równowagi reakcji (1) w prawą stronę – w stronę produktów. Nowe jony miedzi(II) będą kompleksowane przez jony chlorkowe, a końcowa równowaga ustali się w momencie osiągnięcia równowagi

przez reakcję (1) oraz (2). Ostateczne równanie prezentuje się w następujący sposób:



Zauważalne roztwarzanie metalicznej miedzi w kwasie chlorowodorowym wcale nie oznacza, że zachodzi wyłącznie reakcja (1). Stężenie jonów miedzi(II) jest ciągle obniżane przez reakcję kompleksowania, w związku z tym w kwasie solnym roztworzy się dostrzegalna ilość miedzi.

Podsumowując – biorąc pod uwagę szereg elektrochemiczny, metale, które znajdują się powyżej wodoru bardzo dobrze roztwarzają się nawet w rozcieńczonym kwasie solnym. Z kolei miedź jest słabo rozpuszczalna nawet w stężonym kwasie solnym. Na poziomie szkolnym i akademickim przyjmuje się całkowitą nierozpuszczalność tego metalu w HCl.

Źródło literaturowe:

P. Bernatowicz, M. Pietrzak, *Miedź i kwas solny*, Kurier Chemiczny, 1 (7), 1992, str. 14 – 15.

Wyczytałem kiedyś pojęcie „metale przejściowe” – co to oznacza?

Artur R.

Rozważania naukowe:

Metale przejściowe (pierwiastki przejściowe/pierwiastki bloku d) to pojęcie dotyczące tradycyjnie pierwiastków chemicznych, które leżą od 3. do 12. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych – skandowce, tytanowce, wanadowce, chromowce, manganowce, żelazowce, kobaltowce, niklowce, miedziowce i cynkowce. Jeśli chodzi o cynkowce, to bardziej poprawne byłoby nie zaliczanie ich do metali przejściowych, ponieważ ich atomy i kationy mają całkowicie wypełnione elektronami podpowłoki d. Konfiguracja elektronowa metali przejściowych w obrębie okresu zmienia się zatem od $ns^2(n-1)d^1$ do $ns^2(n-1)d^{10}$.

Właściwości fizykochemiczne w obrębie okresu zmieniają się stosunkowo nieznacznie przy przejściu od jednej grupy do drugiej. Wynika to z charakterystycznego dla metali przejściowych stopniowego wypełniania elektronami dość głęboko położonych orbitali typu d przedostatniej powłoki elektronowej. Bardzo ważną konsekwencją budowy walencyjnych powłok elektronowych tych metali jest możliwość wystąpienia różnych stopni utlenienia (zazwyczaj II i III) oraz tworzenie licznych związków koordynacyjnych.

Charakterystyczną cechą kationów metali przejściowych jest to, że są w większości barwne. Co więcej, jeśli posiadają nieparzystą liczbę elektronów, wykazują właściwości paramagnetyczne.

Warto zwrócić uwagę, że dzisiaj raczej się nie zaleca stosowania pojęcia „metale/pierwiastki przejściowe”, a raczej powinno się używać wyłącznie terminu „pierwiastki/metale bloku d”.

Źródła literaturowe:

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna - chemia*, WSiP, 2001, str. 344 – 345.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 432 - 433.

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 92 - 93.

Jak zapisać wzór wody amoniakalnej (z plusem czy z kropką i jak czytać kropkę?)

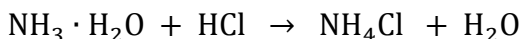
Mateusz S.

Rozważania naukowe:

Amoniak (NH_3) to bezbarwny gaz o drażniącym zapachu, bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie – w temperaturze $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, w 1 ml wody rozpuszcza się 1176 ml (0,907 g) amoniaku. Wodny roztwór amoniaku to tzw. woda amoniakalna, którą umownie zapisuje się za pomocą wzoru $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$. Wzór ten oznacza, iż jedna cząsteczka amoniaku związana jest z jedną cząsteczką wody. Zapis ten można traktować analogicznie, jak w przypadku hydratów. W zależności od regionu Polski, wymowa tego wzoru jest różna. W Polsce południowej, zazwyczaj wzór ten czytany jest jako „ NH_3 kropka H_2O ”, z kolei w Polsce północnej „ NH_3 razy H_2O ”. Wydaje się, że dylemat związany z odczytywaniem wzoru nie powinien

mieć większego znaczenia, bowiem egzamin maturalny z chemii jest egzaminem pisemnym, a nie ustnym.

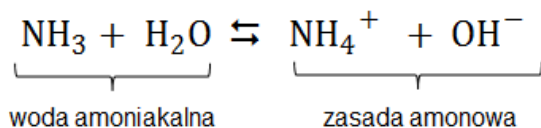
Warto również zwrócić uwagę w tym miejscu, na sposób zapisu współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji chemicznych, w których bierze udział woda amoniakalna. Niech jako przykład posłuży reakcja:



Inna sytuacja ma miejsce, gdy współczynnik stechiometryczny przed $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ jest większy od 1, wówczas należy zastosować zapis:



Warto w tym miejscu również zwrócić uwagę na fakt, iż kiedyś przypuszczano, że istnieje wodorotlenek amonu o wzorze NH_4OH . Przypuszczenia te były podyktowane istnieniem wielu różnych soli amonowych oraz zasadowego odczynu wody amoniakalnej. Jednakże, żadne badania nie potwierdziły istnienia cząsteczek NH_4OH w żadnym układzie woda-amoniak. W rzeczywistości, w 0,1-molowym roztworze amoniaku w wodzie około połowa cząsteczek NH_3 jest niezwiązana (wolna), a druga połowa uwodniona, co wskazuje na słabość oddziaływania $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.



Szacuje się, że oddziaływanie takie ma czas życia ok. $1,0 \cdot 10^{-10}$ s. Z kolei obliczenia teoretyczne wskazują, że w układzie: $\text{H}-\text{O}-\text{H} \cdots \text{NH}_3$ długości wiązań O–H (niezwiązanego i związanego z NH_3) różnią się tylko o ok. 2%, a odległość $\text{H} \cdots \text{N}$ (179 pm) jest znacznie większa niż pozostałych wiązań N–H w badanym układzie (102 pm).

Źródła literaturowe:

T. Lipiec, Z. Szmal, *Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej* Wydawnictwo Lekarskie PZWL, 1997, wydanie VII – poprawione i unowocześnione str. 195.

J. Yoke, *Ammonium hydroxide does not exist*, Journal of Chemical Education, 66, 1989, str. 310.

J. B. Davis, *Ammonia and "ammonium hydroxide"*, Journal of Chemical Education, 30, 1953, str. 511.

S. J. Hawkes, *Formula for Ammonia Monohydrate*, Journal of Chemical Education, 81, 2004, str. 1569.

Co oznacza pojęcie - protonowość kwasu?

Ala M.

Rozważania naukowe:

Pojęcie „*protonowość kwasu*” jest terminem często stosowanym na poziomie akademickim (np. w chemii analitycznej), ale nie jest pojęciem, które występuje w wielu źródłach literaturowych. Poniżej zestawiono definicję tego pojęcia:

„Protonowość kwasu, ilość atomów wodoru, która wchodzi w skład danej cząsteczki kwasu[†]. Np. kwas azotowy(V) o wzorze HNO_3 jest kwasem jednoprotanowym, kwas fosforowy(V) o wzorze H_3PO_4 jest kwasem trójprotanowym. Kwasy wieloprotanowe ulegają dysocjacji stopniowej”.

P. Kozyra (red.),
Chemia – słownik szkolny,
 Zielona Sowa, 2004, str. 262.

W związku z powyższym należy uznać, że protonowość kwasu lub dawniej (a obecnie dość rzadko) zasadowość kwasu, to liczba zdolnych do odsczczenia w procesie dysocjacji elektrolitycznej jonów wodoru (protonów) z cząsteczki kwasu.

Źródła literaturowe:

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 262.

D. A. Skoog, D. M. West, F. J. Hooler, S. R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, t. 1, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007.

Jaki wzór elektronowy powinien mieć tlenek węgla(II)?

Sabina R.

Rozważania naukowe:

W tlenku węgla(II), atom węgla posiada stopień utlenienia II, stąd wzory elektronowe powinny mieć postać jak przedstawiono w tabeli 11.

Tabela 11. Wzory elektronowe tlenku węgla(II).

wzór elektronowy kropkowy	wzór elektronowy kreskowy
: C :: O :	$\text{IC} \equiv \text{OI}$

Zgodnie ze wzorami przedstawionymi w tabeli 11., cząsteczka CO ma trzy wspólne pary elektronowe (trzy orbitale wiążące). Atom węgla, który posiada cztery elektrony walencyjne (14 grupa) oraz atom tlenu, który posiada sześć elektronów walencyjnych (16 grupa) oddały po jednym elektronie do dwóch wspólnych par elektronowych, tworząc orbital cząsteczkowy. Trzecia para elektronowa, pochodzi wyłącznie od atomu tlenu, jest to więc wiązanie koordynacyjne.



Budowę cząsteczki tlenku węgla(II) tłumaczy się hybrydyzacją sp orbitali walencyjnych atomu węgla (bez

wcześniejszej promocji) oraz hybrydyzację sp orbitali walencyjnych atomu tlenu.

Źródła literaturowe:

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 158.

R. Hassa, A. Mrzigod, J. Mrzigod, W. Sułkowski, *Chemia – zakres podstawowy i rozszerzony*, cz. 2., Wydawnictwo M. Rożak, 2003, str. 236.

L. Kolditz, *Chemia nieorganiczna*, t. 1., Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994, str. 69.

Dylematy związane z chemią organiczną

Czy wszystkie cukry są słodkie?

Zuzia C.

Rozważania naukowe:

Smak odczuwany jest za pomocą receptorów smakowych umiejscowionych w jamie ustnej w postaci kubków smakowych. Intensywność odczuwania smaków zależy od osobnika, ponieważ zależy od liczby kubków smakowych, która jest różna u poszczególnych osób. Na czułość oraz jakość odczuwania smaku mają wpływ różne czynniki – pH środowiska, temperatura pokarmu, obecność elektrolitów. Jeśli chodzi o cukry, to najbardziej intensywny smak posiada D-fruktoza – w przypadku stężenia roztworu wodnego tego cukru, wynoszącego 0,24%, odczuwany jest słodki smak. W przypadku D-glukozy stężenie to wynosi 0,8% oraz kolejno dla cukrozy – 1,2%, D-maltozy – 1,4%, laktozy – 2,6%. Maltosa podobnie jak sacharoza używana jest, jako cukier do słodzenia potraw. Również inne związki chemiczne

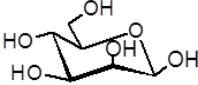
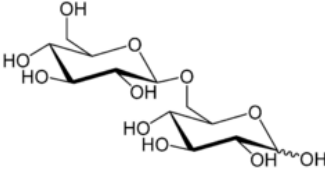
posiadają słodki smak, jak np. aminokwasy (glicyna, seryna, alanina, treonina) i niektóre peptydy (np. aspartam – stosowany jako sztuczny środek słodzący w produktach spożywczych). Słodkie są również gliceryna oraz glikol, jednakże ten ostatni jest toksyczny.

Spośród mono- oraz oligocukrów, które zazwyczaj są słodkie, znane są wyjątki. Przykładami może być:

- **β -D-mannoza** – posiada słodko-gorzki smak, ale rzadko występuje w formie wolnej, za to rozpowszechnione są jej polisacharydy zwane mannanami, które znajdują się w skorupach orzechów kamiennych, w drożdżach, w drewnie drzew iglastych, otoczkach wielu pestek (np. w figach i porzeczkach);
- **gencjbioza** – posiada gorzki smak, występuje rzadko, jedynie w szafranie i goryczce, zbudowana jest z dwóch cząsteczek D-glukozy połączonych wiązaniem β -(1-6)-glikozydowym;

Wzory omówionych cukrów przedstawiono w tabeli 12.

Tabela 12. Wzory cukrów, które nie posiadają słodkiego smaku.

nazwa	β -D-mannoza	gencjbioza
wzór		

Warto zwrócić uwagę, że istnieje ogólna zasada, w której słodkość maleje ze wzrostem liczby reszt monocukrów w oligocukrach, co związane jest ze zmniejszoną rozpuszczalnością w wodzie tych związków. Policukry z reguły pozbawione są słodkiego smaku, a z kolei monocukry różnią się intensywnością oraz jakością słodkiego smaku.

Źródła literaturowe:

A. Kołodziejczyk, *Naturalne związki organiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2003, str. 237.

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.4.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 981.

Czym właściwie jest „PET” i czy jego recykling jest opłacalny?

Karol D.

Rozważania naukowe:

PET jest to wielkocząsteczkowy poliestr kwasu tereftalowego i etan-1,2-diolu (glikolu etylenowego). Skrót ten oznacza polietyleno-tereftalan i związek ten po raz pierwszy został otrzymany w 1941 roku przez T. Winfelda i T. Dicksona. Na początku lat czterdziestych stosowany był jako surowiec włóknotwórczy, w kolejnych dziesięcioleciach służył do produkcji folii, a w roku 1973 N. Wyeth opatentował butelkę wykonaną z PET. W Polsce

po raz pierwszy wykorzystano PET w 1963 roku pod handlową nazwą terylen i elana.

Jeśli chodzi o recykling, to możliwie najwcześniejsza segregacja polimerów pozwala na przyjazną środowisku ich utylizację. Utylizację można przeprowadzić wykorzystując metodę hydrolizy w obojętnym środowisku. Wytwarza się wówczas kwas tereftalowy wykorzystywany w przemyśle chemicznym jako surowiec np. do produkcji barwników. Metoda ta jest metodą bezodpadową.

W jaki sposób następuje odzysk surowca? PET przemycia się 4% roztworem pentachlorofenolu w nafcie. Proces ten przeprowadza się w temperaturze ok. 40 °C i trwa dwa tygodnie. W kolejnym etapie PET jest płukany, a następnie suszony. Odzyskany polietyleno-tereftalan służy między innymi do otrzymania: płyt budowlanych, podłóg, kartonów, opakowań, włókien technicznych, materiałów izolacyjnych i przędzy dywanowej.

Czy recykling jest opłacalny? Istnieją zarówno wady, jak i zalety tego procesu. Wadą są wysokie koszty procesu odzysku tworzyw w trakcie recyklingu, z kolei cena wyrobów otrzymanych z odzyskanego PET jest niższa o ok. 20% od ceny wyrobów wykonanych z nowych materiałów. Zatem to czy się opłaca recykling PET pozostaje kwestią sporną.

Źródło literaturowe:

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.5.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 1167.

H. Szczepaniec, *Recykling PET*, Kurier Chemiczny, 3 (21), 1994, str. 27 – 28.

Jakie procesy chemiczne zachodzą podczas ondulacji włosów? Takie pytanie zostało nam zadane na pracę domową z przyrody i nie bardzo wiem jak na nie odpowiedzieć ponieważ nigdzie nie mogę znaleźć odpowiedzi na to pytanie.

Karolina L.

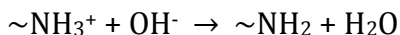
Rozważania naukowe:

Często zdarza się, że ludzie, którzy rodzą się z kręconymi włosami chcą mieć proste, a Ci z prostymi marzą o włosach kręconych. Taką możliwość daje zabieg trwałej ondulacji wykonywany w salonach fryzjerskich. Aby odpowiedzieć na pytanie: „jakie procesy zachodzą podczas trwałej ondulacji”, należy zastanowić się jak zbudowane są włosy na skórze człowieka. Powiększony pod mikroskopem włos wykazuje złożoną strukturę. Warstwa zewnętrzna składa się z martwych komórek nabłonka – jest to naskórek. Pod nim znajduje się kora, która zawiera białka (nadające kształt i wytrzymałość) oraz barwnik (nadający kolor). Wspomniane białka należą do klasy zwanej keratyną i mają charakterystyczny skład aminokwasowy. W momencie, gdy trzon (czyli część włosa wystająca ponad poziom skóry) włosa wyłania się z cebulki, wówczas keratyna ulega stwardnieniu, ponieważ powstają różnego typu wiązania (jonowe, kowalencyjne oraz wodorowe) pomiędzy łańcuchami różnych białek. Wiązanie jonowe związane jest z faktem występowania zjonizowanych grup na końcach łańcucha białka – grupy aminowej w postaci jonu amoniowego NH_3^+

oraz grupy karboksylowej, tworzącej jon COO^- . Z kolei wiązania wodorowe występują pomiędzy różnymi częściami cząsteczki białka, bądź pomiędzy różnymi cząsteczkami. Ostatni typ wiązania – wiązanie kowalencyjne – występują pomiędzy różnymi cząsteczkami białek jedynie w miejscach, gdzie obie cząsteczki białek zawierają cysteinę – aminokwas posiadający grupę $-\text{SH}$.

Może utworzyć się wiązanie kowalencyjne pomiędzy dwiema grupami $-\text{SH}$ i wówczas powstaje tzw. mostek disiarczkowy. Wiązanie takie jest istotnie ze względu na zjawisko skręcania włosów.

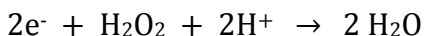
Podczas ondulacji następuje zmiana kształtu włosa na skutek zrywania, a następnie odtwarzania wiązań pomiędzy cząsteczkami białek (wiązania wewnątrzcząsteczkowe nie ulegają zmianie). Wiązania jonowe ulegają zerwaniu na skutek działania kwasów oraz zasad. W roztworach o charakterze zasadowym jony OH^- reagują z jonami NH_3^+ zgodnie z równaniem reakcji:



Roztwory używane do ondulacji posiadają zazwyczaj odczyn zasadowy.

W przypadku wiązań wodorowych następuje ich zerwanie na skutek działania wody. Cząsteczka wody zawiera cząstkowy ładunek dodatni na atomach wodoru i cząstkowy ładunek ujemny na atomie tlenu, dlatego podczas penetracji trzonu włosa może być przyłączana w miejscu, gdzie występowało wiązanie wodorowe pomiędzy cząsteczkami białka.

Ostatnie z wiązań – wiązania kowalencyjne i wspomniane wcześniej kowalencyjne mostki disiarczkowe są zrywane za pomocą specjalnego odczynnika chemicznego – merkaptooctanu amonu, dlatego jest on używany, jako składnik roztworów do trwałej ondulacji włosów. Standardowy roztwór do ondulacji zawiera: 7% merkaptooctanu amonu, 3% amoniaku oraz wodę. Merkaptooctan amonu jest odczynnikiem redukującym, oddaje on atom wodoru atomom siarki, w wyniku czego następuje zerwanie mostków disiarczkowych. Wówczas cząsteczki keratyny przesuwają się względem siebie i włosom można nadać nowy kształt. W momencie zerwania wiązań kowalencyjnych kształt włosów zmieniają oddziaływania fizyczne – pasma włosów nawijane są na wałki i przyjmują ich kształt. Następnie roztwór merkaptooctanu amonu jest spłukiwany wodą, a stosowany utleniacz nadtlenek wodoru, utlenia wiązania S-H, a struktura białka odnawia się.



Na zakończenie spłukiwany jest odczynnik utleniający, a w momencie suszenia włosów odtwarzają się wiązania jonowe oraz wodorowe. Włosy przybierają nowy kształt, gdyż zmienione zostało rozmieszczenie wiązań.

Podsumowując, proces chemiczny stosowany do wykonania trwałej ondulacji narusza trwale substancję, która wiąże włos.

Źródło literaturowe:

R. Baxter, *Trwałe undulacje*, Kurier Chemiczny, 3 (21), 1994, str. 29 – 32.

W przypadku niektórych reakcji organicznych, jako produkt pośredni powstaje karbokation. W jaki sposób obliczyć ładunek tego karbokationu?

Maja S.

Rozważania naukowe:

Często w wyniku pewnych przemian, w których uczestniczą elektrony, powstaje indywiduum chemiczne, które posiada ładunek elektryczny, np. karbokation. Należy zastanowić się w jaki sposób określić ładunek elektryczny przypisany takiemu jonowi. W celu wyliczenia (formalnego) ładunku elektrycznego, jaki przyjmie dany atom w cząsteczce, należy skorzystać ze wzoru:

$$\text{ŁF} = l_{e^{-}\text{-wal.}} - \frac{1}{2}(l_{e^{-}\text{-wiąż.}}) - l_{e^{-}\text{-niewiąż.}}$$

gdzie:

ŁF – ładunek formalny danego atomu

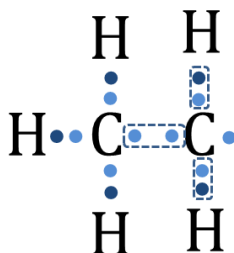
$l_{e^{-}\text{-wal.}}$ – liczba elektronów walencyjnych

$l_{e^{-}\text{-wiąż.}}$ – liczba elektronów wiążących

$l_{e^{-}\text{-niewiąż.}}$ – liczba elektronów niewiążących

Innym przykładem, może być karbokation CH_3CH_2^+ . W tym przypadku ładunek na atomie węgla jest równy +1 wynika z tego, że:

- liczba elektronów walencyjnych dla atomu węgla wynosi: 4 (14 grupa w układzie okresowym)
- połowa liczby wiążących elektronów wynosi 3 (co wynika ze wzoru elektronowego kropkowego – elektrony wiążące zaznaczono przerywanymi liniami):



- liczba niewiążących elektronów: 0

Stąd ładunek formalny rozpatrywanego atomu węgla wynosi:

$$\begin{aligned} \text{LF}_C &= l_{e^- \text{ wal.}} - \frac{1}{2}(l_{e^- \text{ wiąż.}}) - l_{e^- \text{ niewiąż.}} = 4 - \frac{1}{2} \cdot 6 - 0 \\ &= 4 - 3 = 1 = (+)1 \end{aligned}$$

Tego typu obliczenia można zastosować do dowolnego atomu w dowolnym związku chemicznym (zarówno

nieorganicznym, jak i organicznym). Warto zwrócić uwagę, iż tego typu obliczenia mogą być bardzo przydatną umiejętnością na egzaminie maturalnym.

Źródła literaturowe:

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 34 – 37.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 354 - 359.

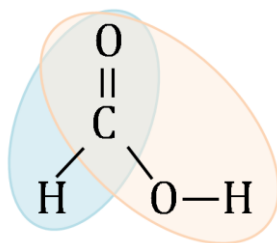
Czy kwas mrówkowy ulega próbie Tollensa? Jeśli tak to dlaczego?

Robert Z.

Rozważania naukowe:

Kwas mrówkowy jest najprostszym kwasem karboksylowym, stanowiącym bezbarwną ciecz o ostrym zapachu. W przyrodzie stanowi składnik jadu mrówek, jak i również wchodzi w skład liści pokrzyw.

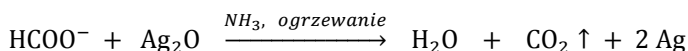
Ze względu na swoją budowę chemiczną, kwas ten różni się właściwościami chemicznymi od innych kwasów karboksylowych – można mu przypisać charakter zarówno kwasu, jak i również aldehydu – rysunek 21.



Rysunek 21. Wzór strukturalny kwasu mrówkowego ukazujący grupy funkcyjne: grupę aldehydową (kolor niebieski) oraz grupę karboksylową (kolor różowy) (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

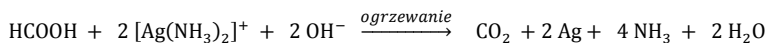
Z uwagi więc na budowę chemiczną, kwas mrówkowy podobnie jak aldehydy ma właściwości redukujące, ulega więc próbie Tollensa w przeciwieństwie do innych kwasów karboksylowych. Równania reakcji, zachodzących podczas próby Tollensa przedstawiono poniżej:

a) zapis uproszczony:

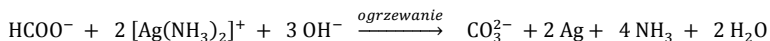


b) zapis pełniejszy:

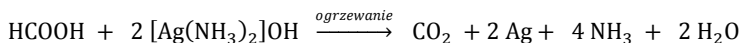
uwzględniający zdysocjowaną postać odczynnika Tollensa oraz cząsteczkową postać kwasu mrówkowego:



uwzględniający zdysocjowaną postać odczynnika Tollensa oraz zdysocjowaną postać kwasu mrówkowego:



uwzględniający niezdysocjowaną postać odczynnika Tollensa oraz cząsteczkową postać kwasu mrówkowego:



Źródła literaturowe:

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 340.

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 172.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 644 - 645.

P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1986, str. 550 – 552.

A. Kołodziejczyk, *Naturalne związki organiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2003, str. 317 - 318.

M. Krzeczowska, *Repetytorium**, Park, 2010, str. 332.

M. Krzeczowska, *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005, str. 78.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.2.*, Medyk, 2012, str. 199.

Czy nazwa „fenol” to nazwa systematyczna czy zwyczajowa?

Karolina Z.

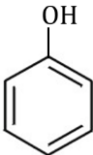
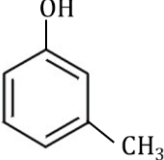
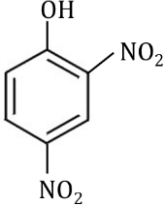
Rozważania naukowe:

Nazwy fenoli według zaleceń Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej (ang. IUPAC) tworzy się z przedrostka hydroksy- i nazwy węglowodoru. W nomenklaturze potocznej podstawą nazwy jest właśnie „fenol”. W przypadku więc „fenolu” najbardziej poprawną nazwą jest hydroksybenzen.

Wynika stąd, iż nazwa „fenol” to nazwa zwyczajowa, a nie systematyczna, jednakże nazwa ta jest tak popularna w chemii organicznej, iż wpisała się na stałe w języku polskim, jako podstawowa nazwa tego związku.

Warto zwrócić uwagę, iż słowo „fenol” jest stosowany jako nazwa hydroksybenzeny, jak i również nazwa klasy związków aromatycznych z podstawnikiem hydroksylowym. Przykłady nazw fenoli przedstawiono w tabeli 13.

Tabela 13. Wzory i nazwy fenoli.

wzór			
nazwa	fenol (hydroksybenzen)	<i>m</i> -metylofenol (<i>m</i> -krezol)	2,4-dinitrofenol

Źródła literaturowe:

P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1986, str. 363.

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.3.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 589.

Czy jest jakiś sposób na zapamiętanie nazw cukrów?

Marta C.

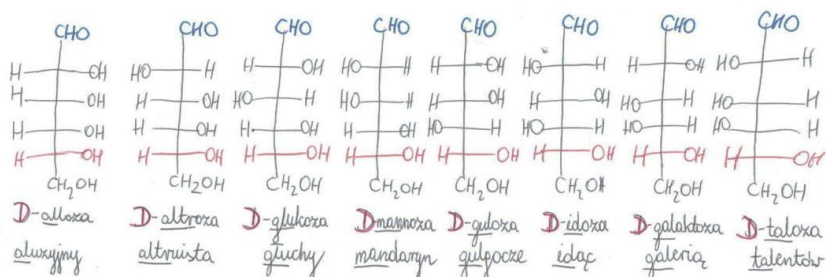
Rozważania naukowe:

Jedną z metod zapamiętania nazw i wzorów ośmiu cukrów – aldoheksóz jest metoda mnemotechniczna, której ideę przedstawiono poniżej:

1. Narysuj osiem wzorów Fischera z grupą aldehydową na górze i grupą $\sim\text{CH}_2\text{OH}$ na dole;
2. Zaznacz konfigurację D w każdym z ośmiu wzorów poprzez umieszczenie grupy hydroksylowej na piątym atomie węgla (licząc od góry) po lewej stronie (w każdym związku jedna grupa OH);
3. Wybierz konfigurację na czwartym atomie węgla, umieszczając grupę hydroksylową po prawej stronie w każdym z czterech wzorów, a następnie po lewej dla pozostałych czterech wzorów;
4. Wybierz konfigurację na trzecim atomie węgla, umieszczając grupę hydroksylową po prawej stronie, a następnie po lewej (dla pierwszych dwóch związków po

jednej grupie hydroksylowej po prawej stronie, dla następnych dwóch po jednej grupie hydroksylowej po lewej stronie, dla kolejnych dwóch znów po prawej stronie i dla dwóch ostatnich po lewej stronie);

5. Wybierz konfigurację na drugim atomie węgla, umieszczając grupę hydroksylową na przemian w kolejnych ośmiu wzorach po stronie prawej, lewej, prawej, lewej, itd.;
6. Nazwij osiem cukrów korzystając z mnemotechnicznego zdania: „**al**uzyjny **al**truista **g**łuchy **ma**ndaryn **gul**gocze **id**ąc **ga**lerią **ta**lentów” – rysunek 22.



Rysunek 22. Idea metody mnemotechnicznej umożliwiającej zapamiętanie wzorów cukrów – „**al**uzyjny **al**truista **g**łuchy **ma**ndaryn **gul**gocze **id**ąc **ga**lerią **ta**lentów” (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

Źródła literaturowe:

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, P. Własiuk, *Mnemonic methods as a sophisticated tool in learning the science subjects from polish pupils point of view*, Edukacja Humanistyczna, 2014, 2 (31), str. 160.

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Mnemonic devices in science*, Scientiae et Didactics, 2015.

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Mnemonic methods as a sophisticated memorizing tool in learning the science subjects – chemistry, biology, physics and mathematics: preliminary studies*, Chemistry-Didactics-Ecology-Metrology, 2015, 19 (1-2).

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.4.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 950 - 951.

Czym właściwie są formy rezonansowe? Czym należy kierować się przy ich tworzeniu?

Karolina Z.

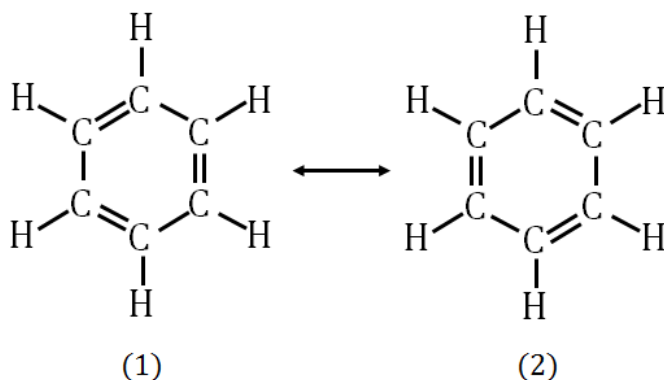
Rozważania naukowe:

Rezonans chemiczny (lub inaczej mezomeria), to metoda przedstawiania danej cząsteczki chemicznej w odmienny sposób od wyjściowej, przy użyciu tzw. struktur graficznych. Tak naprawdę faktyczna struktura cząsteczki jest opisywana przez kombinację liniową tych struktur (hybrydę). Jedyna różnica między strukturami rezonansowymi polega na rozmieszczeniu elektronów walencyjnych. Atomy zajmują bowiem dokładnie to samo miejsce we wszystkich strukturach rezonansowych.

Podczas rysowania wzorów struktur rezonansowych, należy brać pod uwagę następujące reguły:

- kierunek przekazywanej pary elektronowej (lub elektronów wiązania π) jest ukazywany za pomocą wygiętej strzałki z pełnym grotem;
- niedopuszczalne są zmiany kolejności atomów powiązanych ze sobą (szkielet węglowy nie ulega zmianie);
- możliwe ruchy elektronów są dozwolone w przypadku:
 - elektronów typu π ;
 - elektronów wolnych par elektronowych.

Klasycznym przykładem stosowania struktur rezonansowych jest cząsteczka benzenu - rysunek 23.

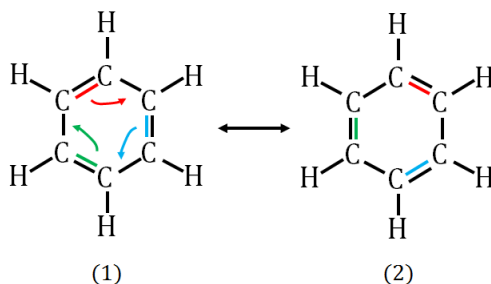


Rysunek 23. Struktury rezonansowe cząsteczki benzenu (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

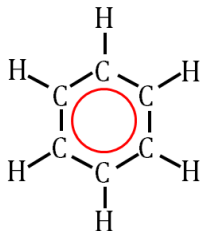
Jak widać powyższe struktury (1) i (2) nie różnią się niczym oprócz położenia elektronów typu π . W celu podkreślenia równości wzajemnej struktur rezonansowych zaznacza się relację między nimi za pomocą dwustronnej strzałki (\longleftrightarrow). Z mechanicznego punktu widzenia utworzenie

struktury (2) ze struktury (1) polegało na ruchu trzech par elektronowych, tworzących zdelokalizowany układ elektronów typu π , co można zaznaczyć strzałkami wygiętymi z grotem całkowitym, tak jak na rysunku 24.

Często związki posiadające struktury rezonansowe opisuje się jednym wzorem, w którym występują przerywane linie, oznaczające wiązania "rozmyte" przez rezonans lub koła oznaczające cały układ wiązań zdelokalizowanych, tworzących układ aromatyczny – takim przykładem również może być wzór benzenu w postaci tzw. wzoru Kékulego - rysunek 25.



Rysunek 24. Idea tworzenia struktur rezonansowych cząsteczki benzenu (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).



Rysunek 25. Wzór Kékulego benzenu - koło oznacza cały układ wiązań zdelokalizowanych, tworzących układ aromatyczny w cząsteczce benzenu (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

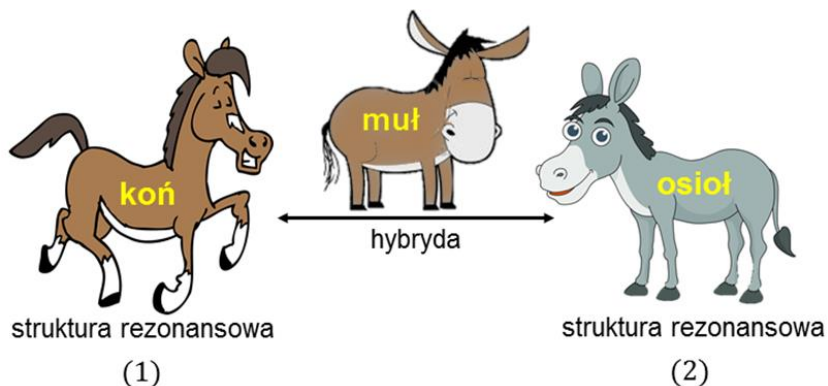
Wzór ten jest hybrydą (mieszańcem) dwóch struktur rezonansowych (1) i (2), który przedstawia zdelokalizowane elektrony typu π pierścienia bez określania ich konkretnego miejsca w cząsteczce.

Struktury rezonansowe obok roli czysto technicznej (przedstawienia możliwych form wzoru strukturalnego danej cząsteczki), są bardzo „wygodnymi narzędziami” w mechanizmach reakcji chemicznych z uwagi na możliwość „dopasowania” odpowiedniego wzoru do wymogów konkretnej reakcji. Warto zwrócić uwagę, na ideę rezonansu chemicznego:

„Rezonans polega na mieszaniu się struktur o jednakowej konfiguracji atomów, lecz o różnych konfiguracjach. Powoduje on rozprzestrzenienie charakteru wiązania wielokrotnego na całą cząsteczkę, a także obniżenie jej energii”.

L. Jones, P. Atkins,
Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 354.

W celu głębszego zrozumienia idei struktur rezonansowych można posłużyć się prostą metodą mnemotechniczną – rysunek 26.



Rysunek 26. Metoda mnemotechniczna umożliwiająca zrozumienie idei struktur rezonansowych cząsteczek chemicznych na przykładzie muła – krzyżówka osła z koniem (rysunek autorski – opracowanie własne).

W metodzie tej posłużono się analogią do muła, który powstaje ze skrzyżowania konia z osłem – jest on mieszańcem, który oscyluje pomiędzy dwoma gatunkami. Należy jednak zwrócić uwagę, że analogia ta posiada ograniczenie – osioł i koń istnieją w rzeczywistości niezależnie, z kolei poszczególne struktury rezonansowe nie istnieją niezależnie.

Źródła literaturowe:

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 37 - 43.

A. Burewicz, H. Gulińska, *Dydaktyka chemii*, Wydawnictwo UAM, 2002, str. 588 - 591.

L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014, str. 352 - 354.

K. Jurowski, A. Jurowska, M. Krzeczowska, *Mnemonic methods as a sophisticated memorizing tool in learning the science subjects – chemistry, biology, physics and*

mathematics: preliminary studies, Chemistry-Didactics-Ecology-Metrology, 2015, 19 (1-2).

Czym są epimery? Spotkałam różne definicje i nie bardzo rozumiem to pojęcie.

Bianka Z.

Rozważania naukowe:

Dylematy związane z pojęciem „*epimer*” nader często pojawiają się wśród maturzystów. Poniżej przedstawiono kilka definicji:

„Epimery, diastereoizomery↑ monosacharydów↑ różniące się konfiguracją tylko przy jednym atomie węgla (z reguły drugim) – konfiguracja przy wszystkich pozostałych atomach węgla jest identyczna. Przykładami epimerów mogą być: D-glukoza↑, D-mannoza↑”.

P. Kozyra (red.),
Chemia – słownik szkolny,
Zielona Sowa, 2004, str. 101.

„Diastereoizomeryczne odmiany różniące się konfiguracją tylko przy jednym z asymetrycznych atomów przyjęto nazywać epimerami”.

P. Mastalerz,
Chemia organiczna,
Wydawnictwo Naukowe PWN, 1986, str. 928.

„Diastereoizomeryczne odmiany różniące się konfiguracją tylko przy jednym z asymetrycznych atomów przyjęto nazywać epimerami”.

R. Morrison, R. Boyd,
Chemia organiczna, t. 2.,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 1985, str. 298.

„Cukry różniące się konfiguracją wokół jednego asymetrycznego centrum nazywamy epimerami”.

J. Berg, J. Tymoczko, L. Stryer,
Biochemia,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2009, str. 305.

„Izomery cukrów różniące się konfiguracją przy jednym tylko atomie węgla nazywamy epimerami (...) Epimeryzacją nazywamy reakcję zmieniającą konfigurację przy jednym atomie węgla”.

P. Mastalerz,
Elementarna biochemia,
 Wydawnictwo Chemiczne, 2009, str. 185.

„(...) epimeryzacja, czyli proces polegający na przekształcaniu się jednego cukru w inne cukry izomeryczne, nazywane epimerami – cukry różniące się konfiguracją, a nawet konstytucją przy C1 lub/i C2 ”.

A. Kołodziejczyk,
Naturalne związki organiczne,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2003, str. 236.

„epimery – związki (np. cukry proste) różniące się → konfiguracją przy pierwszym i drugim atomie węgla, mające natomiast taką samą konfigurację podstawników. (...) Epimery w obecności zasad mogą wzajemnie przechodzić w siebie, co obserwuje się w naturalnych procesach biologicznych. Proces ten nosi nazwę epimeryzacji (...)”.

P. Chmielewski, A. Jezierski,
Chemia – słownik encyklopedyczny,
 Wydawnictwo Europa, 2001, str. 193 – 194.

Z przedstawionych definicji, najczęściej dominuje informacja, iż epimerami są izomery cukrów różniące się konfiguracją tylko przy jednym atomie węgla. Jednakże, przedostatnia definicja ze słownika szkolnego powoduje zasianie niepokoju, bowiem dopuszcza ona różne konfiguracje przy pierwszym i drugim atomie węgla w cząsteczce cukru. Jak więc należy definiować epimery? Czy uznać jak większość źródeł, że są to izomery cukrów, różniące się konfiguracją tylko przy jednym atomie węgla, czy przy dwóch atomach węgla? Odpowiedzią na to pytanie może być ostatnia przytoczona definicja, według której epimery to cukry różniące się konfiguracją przy pierwszym **lub/i** drugim atomie węgla.

Przedstawiony dylemat jest bardzo ważny z punktu widzenia maturzystów, bowiem trudno jest jednoznacznie uznać, która definicja jest najlepsza. Wydaje się jednak mało prawdopodobne by pojęcie takie wymagane było na egzaminie maturalnym bez wcześniejszego wprowadzenia, bowiem nie zostało ono wyszczególnione

w obecnie obowiązującej podstawie programowej. Propozycję przykładowego zadania maturalnego, uwzględniające pojęcie epimeru przedstawiono poniżej:

Informacja do zadań 1. i 2.

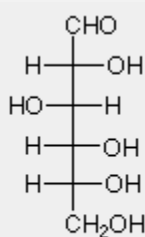
Epimery stanowią izomery cukrów różniące się konfiguracją absolutną (konfiguracja S/R) przy pierwszym atomie węgla lub/i drugim atomie węgla.

Na podstawie:

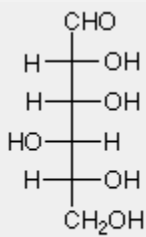
A. Kołodziejczyk, *Naturalne związki organiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2003, str. 236.

Zadanie 1. (0-1)

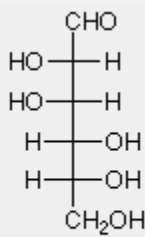
Poniżej przedstawiono wzory wybranych cukrów w projekcji Fischera.



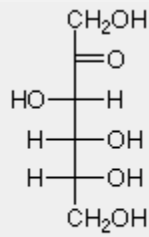
A



B



C



D

Wypisz wzory tych cukrów, które względem siebie stanowią epimery:

A, C, D.....

Zadanie 2. (0-1)

Podaj nazwę cukru oznaczonego literą „D”

D-fruktoza.....

Źródła literaturowe:

P. Kozyra (red.) *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 101.

P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1986, str. 928.

P. Mastalerz, *Elementarna biochemia*, Wydawnictwo Chemiczne, 2009, str. 185.

R. Morrison, R. Boyd, *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1985, str. 298.

J. Berg, J. Tymoczko, L. Stryer, *Biochemia*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2009, str. 305.

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 193 - 194.

A. Kołodziejczyk, *Naturalne związki organiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2003, str. 236.

M. Krzeczowska, E. Odrowąż, *Wybrane problemy chemiczne: dydaktyczne i merytoryczne na różnych poziomach kształcenia*, w *Błędy w nauczaniu* J. Paśko (red.), Uniwersytet Pedagogiczny im. Komisji Edukacji Narodowej, 2012, str. 46.

Mocznik powstaje przez rozkład cyjanianu amonu. Co to za związek? Z lekcji dowiedziałam się tylko jaki ma wzór.

Joanna C.

Rozważania naukowe:

Cyjaniany to sole słabego kwasu cyjanowego, którego wzory przedstawiono w tabeli 14.

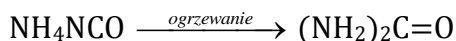
Tabela 14. Wzory kwasu cyjanowego.

nazwa kwasu	wzory	
kwas cyjanowy	HOCN	$\text{H}-\overline{\text{O}}-\text{C}\equiv\text{N}$

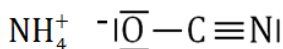
Warto w tym miejscu zwrócić uwagę, iż kwas ten występuje w dwóch odmianach tautomerycznych:



Jedną z najbardziej znanych soli tego kwasu jest cyjanian amonu NH_4NCO , który został użyty w 1828 r. przez Friedrich'a Wöhler'a, który (jak się przyjmuje) po raz pierwszy przeprowadził reakcję otrzymywania związku organicznego ze związku nieorganicznego:



Cyjanian amonu stanowi sól nieorganiczną, tworzącą przezroczyste kryształy, jego wzór elektronowy kreskowy przedstawiono poniżej:



Źródła literaturowe:

P. Chmielewski, A. Jezierski, *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001, str. 124 - 125.

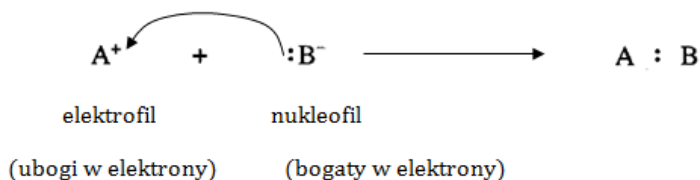
J. McMurry, *Chemia organiczna, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 2.

Nie do końca rozumiem pojęcia „elektrofil” i „nukleofil”. Czy to są tylko cząsteczki, czy mogą to być również jony? Pojęcia te są dla mnie dość „mętne”.

Karol D.

Rozważania naukowe:

Proces, w którym następuje niesymetryczne utworzenie lub zerwanie wiązania to reakcja, w wyniku której powstają indywidua chemiczne, posiadające parzystą liczbę elektronów i w ten sposób na swoich orbitalach mają jedynie pary elektronowe. Reakcje polarne są najbardziej popularnymi reakcjami w chemii organicznej. Ogólny proces takich reakcji ma postać jak na rysunku 27.



Rysunek 27. Idea reakcji polarnych (rysunek wykonany przez Autorów na podstawie literatury).

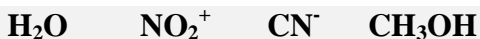
W reakcjach tych para elektronowa jest przekazana od czynnika nukleofilowego (nukleofila), który jest bogaty w elektrony do czynnika elektrofilowego (ubogiego w elektrony). Wynika z tego, iż:

- **elektrofil** to indywiduum chemiczne ubogie w elektrony (wolny orbital mogący przyjąć elektrony), do którego jest skierowana przekazywana para elektronowa - należy również pamiętać, iż indywiduum chemiczne, pełniące rolę elektrofila, nie musi posiadać zawsze ładunku dodatniego (kationy), stąd elektrofilem może być indywiduum chemiczne o ładunku dodatnim lub też takie, które ma orbital nieobsadzony (może przyjąć elektrony), np.: H_3O^+ , Br_2 , HBr , CH_3Br ;
- **nukleofil** to indywiduum chemiczne bogate w elektrony (wolne pary elektronowe, które można przekazać), od którego jest skierowana przekazywana para elektronowa - należy również pamiętać, iż indywiduum chemiczne, pełniące rolę nukleofila nie musi posiadać zawsze ładunku ujemnego (aniony), może natomiast posiadać atom z wolną parą/wolnymi parami elektronów (możliwość przekazania elektronów, np.: OH^- , NH_3 , H_2O , Cl^-).

Propozycję przykładowego zadania maturalnego, uwzględniającego pojęcia elektrofil i nukleofil przedstawiono poniżej:

Zadanie 1. (0-1)

Poniżej przedstawiono wzory wybranych indywiduów chemicznych:



Zaklasyfikuj poniższe indywidua chemiczne jako elektrofile i nukleofile. W tym celu wybierz i przepisz wzory do poniższej tabeli. W przypadku, gdy dana substancja może pełnić rolę zarówno elektrofila jak i nukleofila wpisz ją wzór do obu wierszy tabeli.

<i>elektrofile</i>	H_2O NO_2^+ CH_3OH
<i>nukleofile</i>	H_2O CN^- CH_3OH

Źródła literaturowe:

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 142 - 143.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 600 - 601.

Jakie można zapisać równania reakcji zachodzących podczas utleniania alkenów za pomocą manganianu(VII) potasu w zależności od środowiska?

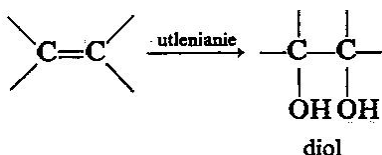
Stanisław R.

Rozważania naukowe:

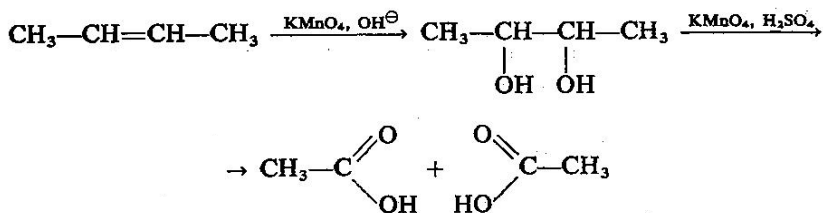
Zagadnienia związane z reakcjami utlenienia alkenów za pomocą manganianu(VII) potasu nie są często

poruszane w polskiej literaturze fachowej. Zazwyczaj są to informacje opisowe bez podawania konkretnych równań reakcji. Poniżej przedstawiono kilka przykładów:

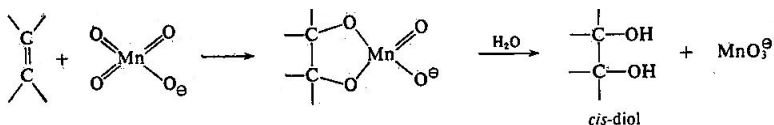
„Pewne znaczenie w syntezie organicznej posiadają reakcje utleniania związków nienasyconych do produktów zawierających grupy OH przy sąsiadujących atomach węgla (dioli):



Jednym z odczynników stosowanych do tego celu jest KMnO_4 w roztworach obojętnych lub słabo zasadowych. W środowisku kwaśnym reakcja może przebiegać dalej, aż do rozpadu wiązania między atomami węgla:

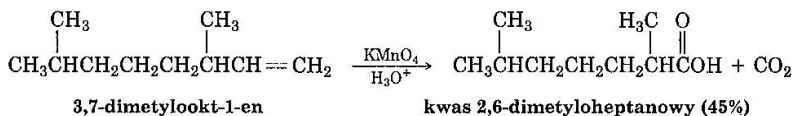


(...) kluczowym etapem jest powstawanie nietrwałego, pierścieniowego związku, tworzącego się w wyniku przyłączenia anionu MnO_4^- do podwójnego wiązania. (...) W wyniku dalszych reakcji oksydacyjno-redukcyjnych ostatecznym produktem redukcji KMnO_4 jest dwutlenek manganu.”



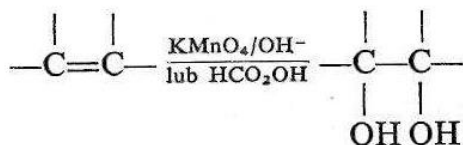
P. Mastalerz,
Chemia organiczna,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 1986, str. 174.

„Nadmanganian potasu (KMnO_4) w środowisku obojętnym lub kwasowym rozszczepia alkeny, dając produkty zawierające grupę karbonylową, z niewysoką lub umiarkowaną wydajnością. Jeżeli przy podwójnym wiązaniu znajduje się atom wodoru, to powstają kwasy karboksylowe; jeżeli dwa atomy wodoru są obecne na jednym atomie węgla, tworzy się CO_2 ”.



J. McMurry,
Chemia organiczna, t.2,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 226.

„Niektóre czynniki utleniające powodują przekształcenie alkenów w diole wycinalne (dawniej zwane glikolami), są one po prostu alkoholami dwuwodorotlenowymi. Tworzą się one w wyniku addycji dwóch grup wodorotlenowych do wiązania podwójnego.”



„Spośród licznych czynników utleniających najczęściej w reakcji hydroksylowania są stosowane: (a) zimny, alkaliczny roztwór KMnO_4 (...)”. Hydroksylowanie za pomocą nadmanganianu przeprowadza się przez zmieszanie w temperaturze pokojowej alkenu i obojętnego (wówczas wytwarzają się jony OH^-) lub lepiej słabo alkalicznego wodnego roztworu nadmanganianu. Należy unikać ogrzewania i środowiska kwaśnego, ponieważ bardziej energicznie warunki powodują dalsze utlenianie diolu, które w konsekwencji prowadzi do rozerwania podwójnego wiązania węgiel-węgiel wyjściowego alkenu”.

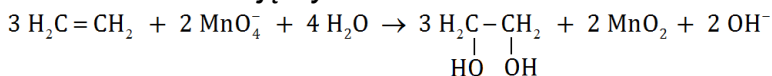


R. Morrison, R. Boyd,
Chemia organiczna, t. 2.,
 Wydawnictwo Naukowe PWN, 1985, str. 257-258.

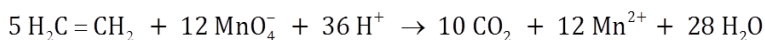
Z przedstawionych powyżej zależności oraz na podstawie źródeł anglojęzycznych można wyszczególnić kilka zasad:

- w przypadku etylenu może zajść kilka reakcji zależnie od środowiska:

w środowisku obojętnym:

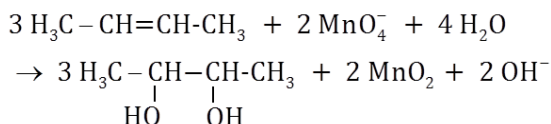


w środowisku kwasowym:

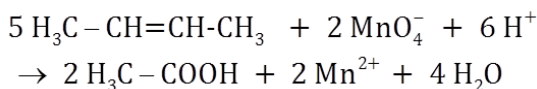


- w przypadku alkenów wewnętrznych może zajść kilka reakcji w zależności od środowiska, temperatury oraz budowy alkenu:

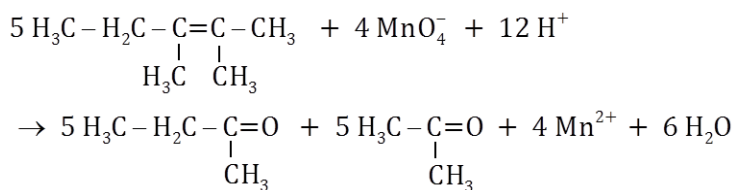
w środowisku obojętnym w temperaturze pokojowej, np.:



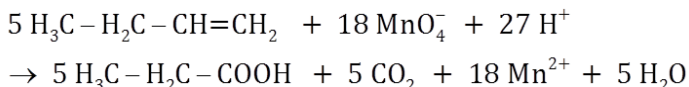
w środowisku kwasowym po ogrzaniu, gdy alken wewnętrzny jest pojedynczo podstawiony – powstają kwasy karboksylowe, np.:



w środowisku kwasowym po ogrzaniu, gdy alken wewnętrzny jest podwójnie podstawiony – powstaje mieszanina ketonów, np.:



- w przypadku alkenów terminalnych nie ma znaczenia, czy układ reakcyjny będzie podgrzany, czy reakcja przebiegać będzie w temperaturze pokojowej, np.:



Z przedstawionych równań reakcji wynika, że na otrzymane produkty oprócz czynników takich jak: środowisko reakcji (kwasowe/obojętne), temperatura układu (po podgrzaniu/temperatura pokojowa) niebagatelny wpływ wywiera również budowa alkenów poddawanych reakcjom: wewnętrzny/terminalny, jak i również stopień podstawienia wiązania podwójnego: pojedynczo/podwójnie podstawiony alken.

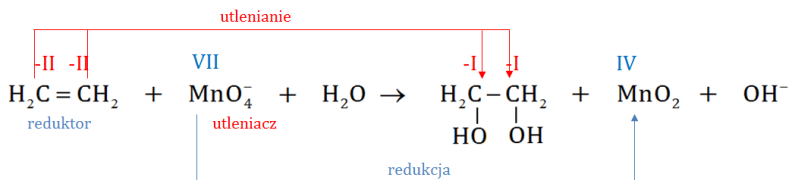
Trudno jednak sobie wyobrazić, aby złożone równania reakcji manganianu(VII) potasu z alkenami pojawiły się na maturze. Jednakże zadanie uwzględniające reakcje etenu jak najbardziej jest możliwe. Propozycję przykładowego zadania maturalnego przedstawiono poniżej:

Zadanie 1. (0-1)

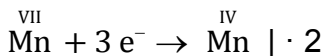
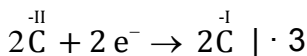
W wyniku reakcji manganianu(VII) potasu z etenem w środowisku wodnym powstał etan-1,2-diol.

a) Podaj molowy stosunek utleniacza do reduktora.

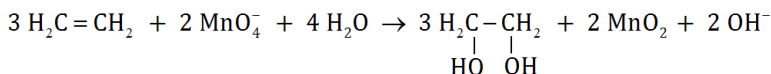
Należy zatem ułożyć równanie reakcji redoks:



dla której równania cząstkowe mają postać:



wówczas:

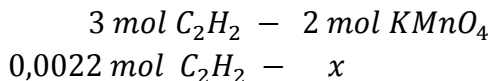


Odpowiedź: Stosunek utleniacza do reduktora wynosi zatem: 2:3

b) Oblicz jaka objętość 0,1-molowego roztworu manganianu(VII) potasu przereaguje z 50 cm³ etylenu w warunkach normalnych.

50 cm³ etylenu to w warunkach normalnych $\frac{0,05 \text{ dm}^4}{22,4 \text{ dm}^4} = 0,0022 \text{ mol}$ etylenu

Ze stechiometrii reakcji wynika, że 3 mole etylenu reagują z 2 molami manganianu(VII) potasu, stąd:



$$\frac{3}{0,0022} = \frac{2}{x} \Rightarrow x = 0,0015 \text{ mol}$$

Ze wzoru na stężenie molowe można obliczyć objętość 0,1-molowego roztworu:

$$C_n = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C_n \cdot V \Rightarrow V = \frac{n}{C_n}$$

$$V = \frac{n}{C_n} = \frac{0,0015 \text{ mol}}{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 0,015 \text{ dm}^3 = 15 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: W warunkach normalnych z 50 cm³ przereaguje 15 cm³ 0,1-molowego roztworu manganianu(VII) potasu.

Źródła literaturowe:

P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1986, str. 174.

J. McMurry, *Chemia organiczna, t.2*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005, str. 226.

R. Morrison, R. Boyd, *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1985, str. 25.

E. Łada, *Propozycje zagadnień powtórzeniowych do matury Część XV, Alkohole i fenole*, Chemia w szkole, 6 (265), 2006, str. 49.

S. Dash, S. Patel, B. Mishra, *Oxidation by permanganate: synthetic and mechanistic aspects*, Tetrahedron 65, 2009, str. 707–739.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.2.*, Medyk, 2012, str. 67.

Z. Matysikowa, F. Karczyński, I. Zimowska, *Zbiór zadań z chemii organicznej*, Państwowe Zakłady Wydawnictw Szkolnych, 1973, str. 22 i 116.

Reakcja ksantoproteinowa służy do wykrywania białek poprzez tworzenie żółtego zabarwienia. Czy zachodzą tutaj jakieś reakcje, które trzeba znać na maturę?

Magdalena M.

Rozważania naukowe:

Reakcja ksantoproteinowa (gr. *ksanthós* – żółty) stanowi próbę na obecność białek prowadzoną pod wpływem stężonego roztworu kwasu azotowego(V). W wyniku działania tego odczynnika powstaje żółte zabarwienie. Należy wyraźnie podkreślić, że próba ta daje pozytywny wynik tylko wówczas, jeśli w skład badanej próbki białka wchodzi aminokwasy zawierające pierścień benzenowy, bowiem ideą tej próby jest tworzenie związków nitrowych (grupa nitrowa $-NO_2$ połączona z pierścieniem aromatycznym) o charakterystycznym żółtym zabarwieniu. Częstym błędem jest przyjęcie, że każda próbka białka da pozytywny wynik próby ksantoproteinowej. Próba ta może więc służyć do wykrywania reszt aminokwasów aromatycznych w badanej próbce białka.

Propozycję przykładowego zadania maturalnego związanego z reakcją ksantoproteinową przedstawiono poniżej:

Zadanie 1. (0-3)

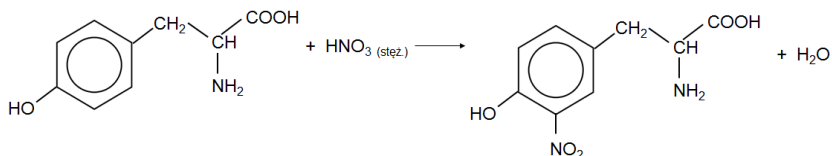
Przedmiotem badań był tripeptyd o wzorze Tyr-Trp-Phe.

Zapisz wszystkie równania reakcji jakie zajdą po dodaniu stężonego roztworu kwasu azotowego(V) do układu zawierającego produkty hydrolizy tego tripeptydu.

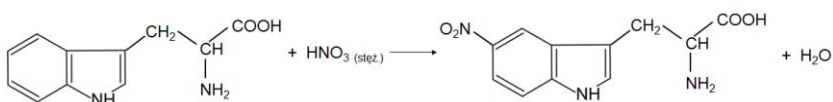
Rozwiązanie:

Z „Karty wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki” odczytujemy wzory podanych aminokwasów i zapisujemy równania reakcji ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V):

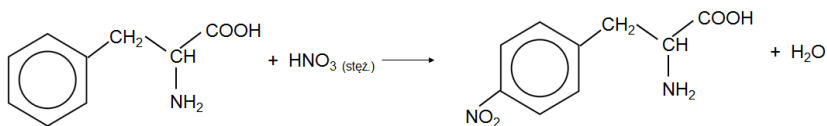
Równanie reakcji dla Tyr:



Równanie reakcji dla Trp:



Równanie reakcji dla Phe:



Źródła literaturowe:

P. Kozyra (red.), *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004, str. 272.

A. Persona, J. Dymara, *Repetytorium z chemii, t.2.*, Medyk, 2012, str. 134.

K. – H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007, str. 724.

Bibliografia

Atkins P., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007.

Atkins P., C.A. Trapp, M.P. Caddy, C. Giunta, *Chemia fizyczna – zbiór zadań z rozwiązaniami*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2001.

Atkins P., *Podstawy chemii fizycznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2002.

Baxter R., *Trwałe undulacje*, Kurier Chemiczny, 3 (21), 1994.

Bielański A., *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006.

Bielański A., *Chemia nieorganiczna, t.2.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2006.

Berg J., Tymoczko J., Stryer L., *Biochemia*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2009.

Bernatowicz P., Pietrzak M., *Miedź i kwas solny*, Kurier Chemiczny, 1 (7), 1992.

Burewicz A., Gulińska H., *Dydaktyka chemii*, Wydawnictwo UAM, 2002.

Chmielewski P., Jezierski A., *Chemia – słownik encyklopedyczny*, Wydawnictwo Europa, 2001.

Cygański A., Ptaszyński B., Krystek J., *Obliczenia w chemii analitycznej*, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, 2000.

Czerwiński A., *Energia jądrowa i promieniotwórczość*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, 1998.

Dash S., Patel S., Mishra B., *Oxidation by permanganate: synthetic and mechanistic aspects*, Tetrahedron 65, 2009.

Davis J. B., *Ammonia and "ammonium hydroxide"*, Journal of Chemical Education, 30, 1953.

Egzamin maturalny z chemii, poziom rozszerzony, CKE, maj 2012.

Egzamin maturalny z chemii, poziom rozszerzony – kryteria oceniania odpowiedzi, CKE, maj 2012.

Evans U. , *Behaviour of metals in nitric acid*, Transactions of the Faraday Society, 1944, 40.

Galus Z. (red), *Ćwiczenia rachunkowe z chemii analitycznej*, wyd. X, Wydawnictwo PWN, 2013.

Gierczyk, B. *Obliczenia stechiometryczne, bilansowanie równań reakcji redoks – materiały pomocnicze do zajęć wspomagających UAM*.

Głowacki, J., Kulig J., *Reakcje redoks w procesie nauczania chemii*, Chemia w szkole, 2007, 1.

Hawkes S. J., *Formula for Ammonia Monohydrate*, Journal of Chemical Education, 81, 2004.

Hedges E., *The action of nitric acid on some metals*, Journal of the Chemical Society, 1930.

Herbstein F. H., Ron G., Weissman A., *The thermal decomposition of potassium permanganate and related substances. Part I. Chemical aspects*, J. Chem. Soc. A, 1971.

Iza N., Gil M., *A Mnemonic Method for Assigning the Electronic Configurations of Atoms*, Journal of Chemical Education, 72, 1995.

Isaacs N., *Fizyczna chemia organiczna - ćwiczenia*, Wydawnictwo PWN, 1974.

Jones L., Atkins P., *Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2014.

Jurowska A., Jurowski K., Roztocki K., Krzeczowska M., *Reakcje utlenienia redukcji w chemii nieorganicznej*, Scientiae et Didactics, 2015.

Jurowski K., Jurowska A., Krzeczowska M., *Approaches To Determining the Oxidation State of Nitrogen and Carbon Atoms in Organic Compounds for High School Students*, Journal of Chemical Education, 2015, (DOI: 10.1021/ed500645v).

Jurowski K., Jurowska A., Krzeczowska M., *Mnemonic devices in science*, Scientiae et Didactics, 2015.

Jurowski K., Jurowska A., Krzeczowska M., *Mnemonic methods as a sophisticated memorizing tool in learning the science subjects – chemistry, biology, physics and mathematics: preliminary studies*, Chemistry-Didactics-Ecology-Metrology, 2015, 19 (1-2).

Jurowski K., Jurowska A., Krzeczowska M., Własiuk P., *Mnemonic methods as a sophisticated tool in learning the science subjects from polish pupils point of view*, Edukacja Humanistyczna, 2014, 2 (31).

Jurowski K., Jurowska A., Krzeczowska M., *Stopień utlenienia atomów (C, N, O, S i P) w związkach organicznych oraz reakcje*

utlenienia-redukcji w chemii organicznej i biochemii, Scientiae et Didactics, 2015.

Kolditz L., *Chemia nieorganiczna, t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994.

Kolditz L., *Chemia nieorganiczna, t.2.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1994.

Kołodziejczyk A., *Naturalne związki organiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2003.

Koszmider M., *Chemia dla szkół średnich w zadaniach*, WSiP, 1999.

Kozik A., Turyna B., *Molekularne podstawy biologii dla uczniów szkół średnich i kandydatów na wyższe uczelnie*, Wydawnictwo Zamiat Korepetycji, 1996.

Kozyra P. (red.), *Chemia – słownik szkolny*, Zielona Sowa, 2004.

Król I., *Tablice chemiczne*, Greg, 2007.

Krzczkowska M., *Repetitorium**, Park, 2010.

Krzczkowska M., *Chemia – system mądrego szukania*, Park, 2005.

Krzczkowska M., Odrowąż E., *Wybrane problemy chemiczne: dydaktyczne i merytoryczne na różnych poziomach kształcenia*, w *Błędy w nauczaniu* J. Paśko (red.), Uniwersytet Pedagogiczny im. Komisji Edukacji Narodowej, 2012.

Kurushkin M., *Teaching Atomic Structure: Madelung's and Hund's Rules in One Chart*, Journal of Chemical Education, 92, 2015.

Kurushkin M., *Writing Reactions of Metals with Nitric Acid: A Mnemonic Device for Introductory Chemistry Students*, Journal of Chemical Education, 2015, 92.

Lautenschläger K. –H., Schröter W., Wanninger A., *Nowoczesne kompendium chemii*, PWN, 2007.

Lipiec T., Szmal Z., *Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej* Wydawnictwo Lekarskie PZWL, 1997, wydanie VII – poprawione i unowocześnione.

Łada E., *Propozycje zagadnień powtórzeniowych do matury Część XV, Alkohole i fenole*, Chemia w szkole, 6 (265), 2006.

Mabrouk S., *The Periodic Table as a Mnemonic Device for Writing Electronic Configurations*, Journal of Chemical Education, 80, 2003.

Mastalerz P., *Elementarna biochemia*, Wydawnictwo Chemiczne, 2009.

Matysikowa Z., Karczyński F., Zimowska I., *Zbiór zadań z chemii organicznej*, Państwowe Zakłady Wydawnictw Szkolnych, 1973.

McMurry J., *Chemia organiczna t.1.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005.

McMurry J., *Chemia organiczna, t.2*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005.

McMurry J., *Chemia organiczna, t.3.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005.

McMurry J., *Chemia organiczna, t.4.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005.

McMurry J., *Chemia organiczna, t.5.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005.

McMurry J., Fay R., *Chemistry*, Prentice Hall, 2012.

Morrison R., Boyd R., *Chemia organiczna*, wydawnictwo PWN, 1985.

Pac B., *abc maturalne- chemia*, Wydawnictwo Szkolne WSiP, 2009.

Pac B., *Chemia ogólna – zbiór zadań maturalnych*, Wydawnictwo Szkolne OMEGA, 2014.

Persona A., *Chemia dla szkół średnich w testach, t.1.*, WSiP, 1998.

Persona A., *Chemia dla szkół średnich w testach, t.2.*, WSiP, 1998.

Persona A., Dymara J., *Repetitorium z chemii, t.1.*, Medyk, 2012.

Persona A., Dymara J., *Repetitorium z chemii, t.2.*, Medyk, 2012.

Pigoń K., Ruziewicz Z., *Chemia fizyczna.*, Wydawnictwo Naukowe PWN, 1980.

Pluciński T., *Doświadczenia chemiczne*, Adamantan, 1997.

Praca zbiorowa, *Encyklopedia szkolna - chemia*, WSiP, 2001.

Przykładowy zestaw zadań (A1) *Chemia – poziom rozszerzony*, CKE, grudzień 2013, str. 5 (http://www.cke.edu.pl/images/_EGZAMIN_MATURALNY_OD_2015/Przykladowe_arkusze/2015/chemia_PR/chemia_PR_A1.pdf).

Przykładowy zestaw zadań (A1) – rozwiązania zadań i schematy punktowania *Chemia – poziom rozszerzony*, CKE, grudzień 2013, str. 5 - 6 (http://www.cke.edu.pl/images/_EGZAMIN_MATURALNY_OD_2015/Przykladowe_arkusze/2015/chemia_PR/chemia_model_A1_A2_A3_A4_A7.pdf).

Skoog D. A., West D. M., Hooler F. J., Crouch S. R., *Podstawy chemii analitycznej*, t. 1, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007.

Sokołowski J., Kupryszewski G., *Demonstracje z chemii organicznej*, Wydawnictwo PWN, 1958.

Solomon E., Berg L., Martin D., Villee, *Biologia C.*, Multico, 1996.

Sprawozdanie z egzaminu maturalnego z chemii, poziom rozszerzony, CKE, maj 2012.

Szczepaniec H., *Recykling PET*, Kurier Chemiczny, 3 (21), 1994.

Śliwa A. (red), *Obliczenia chemiczne : zbiór zadań z chemii ogólnej i analitycznej nieorganicznej*, Wydawnictwo PWN, 1973.

Vogel A., *Preparatyka organiczna*, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, 2006.

Yoke J., *Ammonium hydroxide does not exist*, Journal of Chemical Education, 66, 1989.

Od recenzenta

Pytania są jak klucze, które otwierają drzwi do nieznanej nam do tej pory wiedzy. Dlatego jedną z najbardziej skutecznych metod uczenia się jest zadawanie pytań i otrzymywanie na nie odpowiedzi.

Niniejsza monografia powstała w oparciu o wieloletnie doświadczenie dydaktyczne Autorów w przygotowywaniu uczniów do egzaminu maturalnego z chemii na poziomie rozszerzonym. Jako dydaktycy-pasjonaci, Autorzy potrafili trafnie wyselekcjonować ciekawe i istotne pytania-dylematy swoich uczniów, a następnie udzielić na nie wyczerpujących odpowiedzi, popartych rzetelną bibliografią. Autorzy wyjaśniają sposoby rozwiązań danego typu zadań, prezentując propozycję przykładowych zadań maturalnych wraz z rozwiązaniami i praktycznymi komentarzami, podpowiadają jak łatwiej zapamiętać nazwy, wzory, reguły, stosując metody mnemotechniczne, wskazują i podkreślają interdyscyplinarność nauki – chemii, fizyki i matematyki.

Niniejsze opracowanie monograficzne zawiera wiele typowych i nietypowych pytań i przykładów zadań, z którymi uczniowie mają najwięcej problemów i w których popełniają najwięcej błędów. Ponadto, z uwagi na rozszerzony zakres materiału, zawartego w monografii, mogą z niej korzystać również studenci pierwszych lat studiów chemicznych, jak i kierunków pokrewnych.

Niewątpliwie monografia ta będzie rozwijana i uzupełniana, gdyż jest inspiracją do stawiania kolejnych pytań, do czego gorąco zachęcają Autorzy. Dlatego z pełnym przekonaniem polecam lekturę tej monografii, zwłaszcza tym maturzystom, którzy pragną w pełni profesjonalnie rozpocząć swoją przygodę z chemią.

dr hab. Anna Ochół

Od wydawnictwa

Wydawnictwo **Scientiae et Didactics** przekazuje Czytelnikom **pierwszą w Polsce** monografię, w której przedstawiono dogłębny opis różnorodnych problemów maturzystów borykających się z dylematami chemicznymi na egzaminie maturalnym z chemii. Monografia ta została napisana przez doświadczonych dydaktyków-naukowców z Wydziału Chemii Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie.

Monografia liczy **ponad 80 dylematów** wraz ze szczegółowymi rozważaniami naukowym popartymi licznymi źródłami literaturowymi. W monografii zawarto **ponad 25 rysunków** oraz **13 tabel** wykonanych przez Autorów. Ogromnym walorem monografii jest zastosowanie wielu autorskich **metod mnemotechnicznych** oraz propozycji zadań maturalnych.

Książka adresowana jest głównie do uczniów szkół ponadgimnazjalnych przygotowujących się do egzaminu maturalnego z chemii na poziomie rozszerzonym jak i również może być przydatna dla studentów pierwszych lat studiów wydziałów chemicznych uniwersytetów oraz politechnik na kierunkach chemicznych, a także na kierunkach pokrewnych – ochrona środowiska, biologia, biochemia, farmacja i innych.

ISBN

978-83-941637-6-1

SCIENTIAE
ET DIDACTICS

