

Chemia - odpowiedzi na pytania 1

Pytania zadane do dnia 28 grudnia 2020
Pytania kursantów są zaznaczone **wytluszczoną kursywą**.

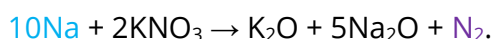
Nie do końca wiem jak poprawnie rozwiązać zadanie 13 (podpunkt a) z drugich zajęć. Czy istnieje możliwość przesłania rozwiązań bądź wskazówek do ich rozwiązania?

Zauważmy, że azot powstaje na drodze dwóch reakcji chemicznych. Chcąc podać ilość powstałego gazu należy rozważyć dwa procesy. Na szczęście oba rozważamy jako procesy zachodzące ze 100-procentową wydajnością.

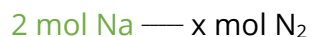
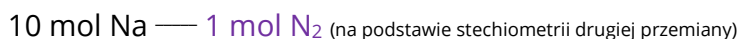
Z treści zadania wiemy, że do reakcji użyto 130 g azydku sodu, czyli **2 mole**. Tak się składa, że ta ilość tej substancji odpowiada współczynnikowi stechiometrycznemu w równaniu pierwszej przemiany:



z którego odczytujemy, że z **dwóch moli azydku sodu** powstają **dwa mole sodu** i **trzy mole azotu cząsteczkowego**. Świetnie, całkowita ilość powstałego azotu musi uwzględniać zatem **3 mole azotu**, które powstały w wyniku pierwszej reakcji. Brakuje nam jeszcze ilości powstałego azotu na drodze drugiej reakcji:



Powstały w wyniku pierwszej przemiany sód jest zużywany na drodze drugiej przemiany w taki sposób, że na **jeden mol powstającego azotu cząsteczkowego** potrzebujemy **10 moli sodu**. Ile mamy moli sodu? Tyle ile wytworzyliśmy w wyniku pierwszej reakcji, czyli **dwa mole**. Zatem ilość azotu powstałego w wyniku drugiej reakcji możemy obliczyć z proporcji:



otrzymując $x = 0,5 \text{ mol N}_2$.

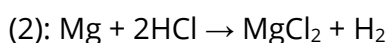
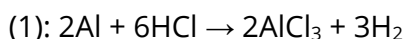
W związku z czym ilość powstałego azotu, na drodze dwóch reakcji, to suma $3 + 0,5$, która daje nam $3,5 \text{ mola N}_2$. Biorąc pod uwagę informację o warunkach normalnych i chcąc obliczyć objętość powstałego azotu otrzymamy $3,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 71,68 \text{ dm}^3$. Zaokrąglając objętość, zgodnie z poleceniem, do liczby całkowitej, otrzymujemy **72 dm^3** .

Nie do końca wiem jak poprawnie rozwiązać zadanie 37 (podpunkt 3 i 4) z drugich zajęć. Zastanawiam się czy istnieje możliwość przesłania rozwiązań, bądź wskazówek do ich rozwiązania? Będę bardzo wdzięczna za odpowiedź.

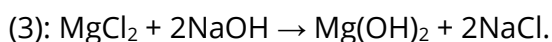
Mam pytanie o rozwiązanie zadania 37 (podpunkt 3) z zajęć nr 2. Mam problem z jego rozwiązaniem - nie potrafię obliczyć składu mieszaniny, gdy podane są tylko objętości. Czy mogłabym liczyć na pokazanie w jaki sposób to obliczyć, albo chociaż o naprowadzenie?

Oczywiście. Chcąc obliczyć skład procentowy stopu lub jego gęstość wypada przeanalizować oba doświadczenia, starając się powiązać podane dane ilościowe z przemianami, jakie zachodzą w każdym doświadczeniu.

Oba składniki stopu reagują z kwasem solnym w pierwszym doświadczeniu, zgodnie z równaniami:

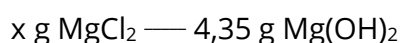


Wiemy, że w wyniku tych procesów otrzymano (łącznie) $21,84 \text{ dm}^3$ wodoru. W zlewce po doświadczeniu mamy roztwór chlorku magnezu i chlorku glinu. Obecność kationów magnezu i glinu powoduje powstanie białego osadu wodorotlenku magnezu i białego osadu wodorotlenku glinu w obecności jonów OH^- , pochodzących z dodawanej substancji w drugim doświadczeniu (roztwór wodorotlenku sodu). Zwróćmy jednak uwagę, że do zlewki dodawany jest nadmiar NaOH. Wodorotlenek glinu roztwarza się w nadmiarze NaOH (tworząc rozpuszczalny związek kompleksowy, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – a nie $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, co wiemy z warunku o masie molowej – należało właśnie tym kierować się podając równania w podpunkcie 2. zadania), a wodorotlenek magnezu nie. W związku z tym, podana masa białego osadu, 4,35 g, odnosi się tylko to masy wodorotlenku magnezu, powstającego w wyniku reakcji:



Znając masę powstałego osadu wodorotlenku magnezu w reakcji (3) możemy obliczyć ile gramów MgCl_2 musiało być obecne w roztworze, aby otrzymać owe 4,35 g osadu. Zapropionować można następującą proporcję:

95 g MgCl_2 (= 1 mol) — 58 g $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (= 1 mol) (na podstawie stechiometrii przemiany)



z której wynika, że w zlewce znajdować się musiało $x = 7,125 \text{ g}$ chlorku magnezu. Świetnie, ale w jakim celu to zostało obliczone? Cóż, chcemy obliczyć skład procentowy stopu, w którym jednym ze składników jest magnez. Znając masę chlorku magnezu, którą zużyto w reakcji (3) znamy jednocześnie masę chlorku magnezu, jaka powstała w wyniku reakcji (2), wśród substratów której znajdujemy magnez – składnik naszego stopu. Obliczmy zatem

masę magnezu, jaką należy użyć, aby otrzymać dopiero co obliczoną masę chlorku magnezu:

24 g Mg (= 1 mol) — 95 g MgCl₂ (= 1 mol) (na podstawie stechiometrii przemiany)

y g Mg — 7,125 g MgCl₂

Zatem y = 1,8 g to masa magnezu w stopie, ale aby obliczyć jaki to procent masowy musimy znać masę całego stopu. Niestety nie jest ona podana. Gdybyśmy znali masę glinu, jaka uległa reakcji (1), to moglibyśmy obliczyć masę stopu poprzez dodanie masy magnezu do masy glinu. Wystarczy zatem poszukać masy glinu. Pomocną okazać się może informacja o łącznej objętości wodoru, wydzielonego w wyniku (1) i (2) reakcji. Dostępna nam informacja ilościowa (masa magnezu w stopie) odnosi się do reakcji (2), dzięki której możemy obliczyć objętość powstałego w jej wyniku wodoru:

24 g Mg (= 1 mol) — 22,4 dm³ H₂ (= 1 mol, warunki normalne) (na podstawie stechiometrii przemiany)

1,8 g Mg — z dm³ H₂

Czyli w wyniku reakcji (2) powstało z = 1,68 dm³ wodoru, a wiedząc, że łącznie otrzymano 21,84 dm³ tego gazu (informacja z instrukcji), to można obliczyć objętość wodoru wydzielonego w wyniku reakcji (1): 21,84 - 1,68 = 20,16 dm³. Dzięki znajomości objętości wodoru powstałego w wyniku tej reakcji można obliczyć masę glinu, który uległ reakcji (1):

2 · 27 g Al (= 2 mol) — 3 · 22,4 dm³ H₂ (= 3 mol) (na podstawie stechiometrii przemiany)

k g Al — 20,16 dm³ H₂

Masa glinu w stopie to k = 16,2 g.

Mamy zatem informację o masach metali, będących składnikami stopu: m(Mg) = y = 1,8 g, m(Al) = k = 16,2 g. Dodając te masy otrzymujemy masę stopu: 1,8 + 16,2 = 18 g, dzięki czemu obliczyć możemy procenty masowe:

%(Mg) = [m(Mg)/m(stop)] · 100% = (1,8/18) · 100% = 10%

%(Al) = 100% - %(Mg) = 90% (lub: [m(Al)/m(stop)] · 100% = (16,2/18) · 100% = 90%)

uzyskując odpowiedź względem składu procentowego stopu.

Jeżeli chodzi o gęstość tego stopu, to niezbędnymi informacjami są: masa stopu i objętość stopu. Masa stopu została obliczona powyżej, m(stop) = 18 g. Jeżeli chodzi o objętość stopu, to została ona podana w instrukcji, V = 7,06 cm³ (z opisu doświadczenia 1.). Gęstość, d, wyliczymy ze stosunku masy do objętości, zatem: **d = m/V = 18 g / 7,06 cm³ = 2,55 g/cm³.**

Zaproponowane rozwiązanie jest tylko jednym z możliwych. Zdecydowano się na zaprezentowanie takiego, aby w jak najbardziej obrazowy sposób przedstawić procesy zachodzące w opisanych doświadczeniach i powiązać je z opisem ilościowym. Zachęcamy do przeprowadzenia obliczeń z zastosowaniem innych metod. Co mamy na myśli?

Zwróćcie uwagę np. na sposób obliczenia masy magnezu. W przedstawionym rozwiązaniu ułożono aż dwie proporcje, jednakże warto zaoszczędzić czas zauważając, że masa magnezu może być obliczona na podstawie jednej proporcji:

24 g Mg (= 1 mol) — 58 g Mg(OH)₂ (= 1 mol) (na podstawie stechiometrii obu przemian)

y Mg — 4,35 g Mg(OH)₂

Dlaczego? Stosunek molowy Mg do Mg(OH)₂, 1:1, wynika z prostej zależności pomiędzy stechiometryczną liczbą moli powstającego w reakcji (2) MgCl₂ a stechiometryczną liczbą moli zużywanego MgCl₂ na drodze reakcji (3): 1:1.

Dzień dobry, chciałbym zapytać o to kiedy, podczas mieszania ze sobą dwóch związków, powstaje związek kompleksowy? Zawsze sobie bardzo dobrze radziłem z chemią, ale to do dziś jest dla mnie zagadką. Z góry dziękuję, pozdrawiam i życzę miłego dnia oraz zdrowia.

W telegraficznym skrócie: najczęściej wtedy, gdy mamy do czynienia ze zmianą barwy roztworu (w reakcji np. między dwiema odpowiednimi rozpuszczalnymi w wodzie solami) lub rozpuszczaniu osadu w nadmiarze odczynnika strącającego.

Przykładem pierwszego spostrzeżenia niech będzie przemiana zachodząca w wodnym roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) po dodaniu kwasu solnego. Początkowo niebieski roztwór soli (kolor spowodowany jest obecnością jonów tetraakwamiedzi(II), [Cu(H₂O)₄]²⁺) przyjmuje po dodaniu kwasu barwę zieloną (za którą odpowiedzialne są jony tetrachloromiedzi(II), [CuCl₄]²⁻). Ponadto, jest to przykład reakcji równowagowej, zatem dodając wodę do układu spowodujemy przesunięcie równowagi „w stronę niebieskiego jonu tetraakwamiedzi(II)”.

Reakcja między solą żelaza(III) a rodankiem np. potasu (tiocyanianem potasu) prowadzi do utworzenia dwóch nowych soli, z których jedna jest związkiem kompleksowym: heksatiocyjanożelazian(III) potasu.

Przykładem drugiego spostrzeżenia niech będzie klasyczne rozpuszczanie świeżo otrzymanego wodorotlenku glinu w roztworze mocnej zasady. Dodając np. NaOH otrzymujemy rozpuszczalną w wodzie sól, której anion jest jonem kompleksowym.

Ogólnie, reakcja kompleksowania będzie zachodzić, gdy dostępny jest ligand, posiadający niewiążącą parę elektronową, np. OH⁻, Cl⁻, H₂O, NH₃, a w układzie obecny jest jon centralny, często jon atomu pierwiastka z bloku d (choć nie tylko!, pamiętajmy o Al³⁺ i Be²⁺ przy udowadnianiu charakteru amfoterycznego odpowiednich wodorotlenków). Zatem, muszą istnieć warunki, aby doszło do wiązania donorowo-akceptorowego między jonem centralnym a ligandem. Zwróćmy uwagę, że formy kompleksowe towarzyszą opisowi jonów wielu metali w roztworach wodnych (tzw. akwakompleksów), jednakże dla

uproszczenia na poziomie maturalnym często rezygnuje się z takiego opisu, np. $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, na rzecz prostszego, np. Co^{3+} . Uwzględnienie jednak takiej formy ułatwia wyjaśnienie tworzenia się kompleksów w roztworach, które polega na wymianie ligandów H_2O na inne – odbywa się to stopniowo, z ustaleniem szeregu równowag, jak wspomniano podając przykład dla pierwszego spostrzeżenia.

Dlaczego tlenek fosforu(V) zapisuje się wzorem P_4O_{10} ? Czy poprawny też jest zapis P_2O_5 ?

Wzór P_2O_5 jest wzorem empirycznym, czyli takim, w zapisie którego używany jest najprostszy stosunek liczb atomów, tworzących cząsteczkę związku kowalencyjnego, wyrażonych liczbami całkowitymi. W przypadku tlenku fosforu(V) ten stosunek to 2:5 (stosunek liczby atomów fosforu do liczby atomów tlenu). Okazuje się jednak, że ten najprostszy stosunek nie musi koniecznie odpowiadać rzeczywistej liczbie atomów poszczególnych pierwiastków w cząsteczce związku chemicznego (choć sam stosunek jest zachowany). W cząsteczce tlenku fosforu(V) znajdują się cztery atomy fosforu i dziesięć atomów tlenu. Zauważmy, że $4:10 = 2:5$, jednakże wzór to P_4O_{10} . Zatem wzór P_2O_5 jest wzorem poprawnym, jeżeli rozważać będziemy wzór empiryczny, jednakże, jeżeli chcemy użyć wzoru tlenku fosforu(V) w innym kontekście, który nakazuje respektować jego strukturę, to posłużyć należy się wzorem rzeczywistym, czyli P_4O_{10} . Z tego samego powodu będziemy operować np. wzorem $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, a nie CH_2O dla glukozy lub wzorem H_2O_2 , a nie HO dla nadtlenu wodoru, jeżeli będziemy np. zapisywać równanie reakcji. Jednakże, zwróćmy uwagę, że nie ma to wpływu na spełnienie prawa zachowania masy. Ponadto, pamiętajmy, że czasami wzór empiryczny odpowiada wzorowi rzeczywistemu, jak np. SO_3 .