

W obliczeniach stosujemy masy molowe substancji zaokrąglone do jedności.

2. 1. Podstawowe prawa chemii.

Obliczenia stechiometryczne oparte są na wymienionych podstawowych prawach chemii:

Prawo zachowania masy. W każdej przemianie chemicznej suma mas substancji reagujących nie ulega zmianie.

Np. dla reakcji $A + B = C + D$

$$m_a + m_b = m_c + m_d$$

gdzie A, B, C, D - substancje biorące udział w reakcji

m_a, m_b, m_c, m_d - masy substancji odpowiednio A, B, C i D

Prawo stosunków stałych. (Prawo stałości składu chemicznego)

Pierwiastki tworzące związek chemiczny łączą się ze sobą w ściśle określonych, stałych stosunkach wagowych. Stosunek wagowy pierwiastków w dowolnej ilości związku jest taki sam jak w jednej cząsteczce tego związku, na przykład w dwutlenku węgla CO_2 mamy:

$$\begin{aligned} m_C : m_O \\ 12 : 2 \cdot 16 \\ 12 : 32 \\ 3 : 8 \end{aligned}$$

Prawo stosunków wielokrotnych.

Jeżeli pierwiastki tworzą ze sobą kilka związków, to masy jednego pierwiastka przypadające na tą samą masę drugiego pierwiastka tworzą szereg liczb całkowitych. Na przykład w tlenkach azotu:

N_2O	28 : 16	1
NO	28 : 32	2
N_2O_3	28 : 48	3
NO_2	28 : 64	4
N_2O_5	28 : 80	5

Ilości wagowe tlenu przypadające na stałą ilość wagową azotu (28 g) tworzą szereg prostych liczb całkowitych 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca.

Objętości reagujących ze sobą gazów oraz gazowych produktów ich reakcji, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, pozostają do siebie w stosunkach niewielkich liczb całkowitych.

Np. dla reakcji $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$

$$V[N_2] : V[H_2] : V[NH_3] = 1 : 3 : 2$$

Prawo Avogadro. Równe objętości różnych gazów, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, zawierają jednakowe liczby cząsteczek. Jeden mol dowolnego gazu w warunkach normalnych zawiera $6,023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek. Objętość 1 mola dowolnego gazu, tzw. objętość molowa gazu w warunkach normalnych wynosi $22,4 \text{ dm}^3$.

Warunki normalne: $p = 1 \text{ Atm} = 101325 \text{ Pa}$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$$

2. 2. Obliczenie składu procentowego i wagowego związku chemicznego.

Każdy wzór chemiczny opisuje skład jakościowy i ilościowy związku chemicznego. Przykładowo cząsteczka siarczanu(VI) żelaza(III) o wzorze $Fe_2(SO_4)_3$ składa się z dwóch atomów żelaza, trzech atomów siarki i dwunastu atomów tlenu. Symbole i wzory chemiczne oznaczają nie tylko atomy i cząsteczki, lecz także ilości wagowe substancji liczbowo równe ich masom atomowym lub molowym. Stąd jedna cząsteczka siarczanu(VI) żelaza(III) posiada masę równą sumie mas atomowych pierwiastków wchodzących w skład cząsteczki, czyli wynosi $2 \cdot 56u + 3(32u + 4 \cdot 16u) = 400u$. (u - jednostka masy atomowej). Jeden mol siarczanu(VI) żelaza(III) zawiera $6,023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tej soli i posiada masę 400g. Na podstawie wzorów chemicznych można zatem obliczyć skład procentowy związku chemicznego.

Przykład 1. Obliczyć procentową zawartość żelaza w tlenku żelaza(III).

Rozwiązanie.

Tlenek żelaza(III) posiada wzór Fe_2O_3 .

Masa cząsteczkowa tlenku równa jest: $2 \cdot 56u + 3 \cdot 16u = 160 u$.

W jednym molu Fe_2O_3 czyli w 160 g zawarte jest 112 g żelaza.

Stąd zawartość procentowa żelaza wynosi: $\frac{112}{160} 100\% = 70\%$

Podobnie można obliczyć zawartość pierwiastków lub grupy pierwiastków w dowolnej ilości związku chemicznego.

Przykład 2. Obliczyć zawartość procentową wody hydratacyjnej w 1kg gipsu $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Rozwiązanie.

Masa cząsteczkowa gipsu wynosi: $40u + 32u + 4 \cdot 16u + 2(2 \cdot 1u + 16u) = 172 u$.

W jednym molu, czyli w 172 g gipsu zawarte jest 36 g wody.

Stąd w 1kg tj. 1000g gipsu zawartość wody wynosi:

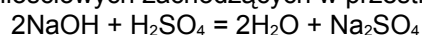
$$\frac{36\text{g}}{172\text{g}} \cdot 1000\text{g} = 209\text{g}$$

Procentowa zawartość wody hydratacyjnej w 1kg gipsu wynosi:

$$\frac{209\text{g}}{1000\text{g}} \cdot 100\% = 20,9\%$$

2. 3. Obliczenia według równań reakcji chemicznych.

Zapis przebiegu reakcji przy pomocy równania chemicznego informuje o przemianach jakościowych i ilościowych zachodzących w przestrzeni reakcyjnej. Z równania reakcji:

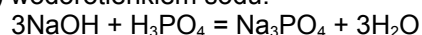


wynika, że wodorotlenek sodu zubożętnia kwas siarkowy(VI) tworząc sól siarczan(VI) sodu i wodę. Informacja ilościowa na poziomie cząsteczkowym mówi, że dwie cząsteczki wodorotlenku reagują z jedną cząsteczką kwasu tworząc cząsteczkę soli i dwie cząsteczki wody. W obliczeniach stechiometrycznych częściej korzysta się z interpretacji molowej, która te same zależności podaje w molach reagentów. Pozwala to prowadzić obliczenia właściwych proporcji reagentów, wydajności reakcji, końcowego składu mieszaniny reakcyjnej i inne. Podstawą tych obliczeń jest prawidłowy zapis równania reakcji chemicznej. Jakikolwiek błąd w zapisie reakcji spowodowany złym uzgodnieniem współczynników stechiometrycznych lub niewłaściwym wzorem reagentów, pociąga za sobą fałszywy wynik obliczenia.

Przykład 3. Obliczyć, ile gramów i ile moli wodorotlenku sodu potrzeba do uzyskania 82 g ortofosforanu(V) sodu.

Rozwiązanie.

Obliczenie stechiometryczne należy przeprowadzić w oparciu o dowolną reakcję otrzymywania fosforanu(V) sodu z udziałem wodorotlenku sodu. Jedną z takich reakcji jest neutralizacja kwasu fosforowego(V) wodorotlenkiem sodu:



W reakcji tej interesuje nas zależność między substancjami wymienionymi w temacie zadania. Z zapisu reakcji wynika, że z trzech moli wodorotlenku otrzymuje się jeden mol soli.

Przedstawiając zapis: 3 mole $\text{NaOH} \rightarrow$ 1 mol Na_3PO_4

w postaci mas molowych, otrzymuje się postać dogodniejszą do obliczeń przeprowadzonych zgodnie z regułami proporcji:

$$\begin{array}{l} \text{z } 3 \cdot 40 \text{ g NaOH otrzymuje się } 164 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \\ \text{„ } x \text{ g NaOH „ „ „ } 82 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \end{array}$$

$$\frac{3 \cdot 40\text{g} \cdot 82\text{g}}{164\text{g}} = 60\text{g}$$

Wiemy, że 1 mol NaOH waży 40g, a więc liczymy liczbę moli NaOH : $n = 60\text{g} : 40\text{g/mol} = 1,5$ mola

2. 4. Obliczenia w oparciu o prawa gazowe.

Często treść rozwiązywanych zadań odnosi się do gazów. Należy pamiętać, że objętość molowa gazu doskonałego, do której przyrównujemy gazy rzeczywiste wynosi w warunkach normalnych $22,4 \text{ dm}^3$. Za warunki normalne przyjmujemy temperaturę 273 K i ciśnienie 101325 Pa. Objętość gazów występujących w innych warunkach sprowadza się do warunków normalnych wykorzystując poszczególne prawa gazowe.

Z prawa Boyle'a - Mariotte'a, Charlesa i Gay Lussaca wynika następujący związek pomiędzy objętością V , ciśnieniem p i temperaturą bezwzględną T danej masy gazu:

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad (m = \text{const.})$$

[1]

gdzie: p_0, v_0, T_0 - określają parametry gazu w warunkach normalnych
 p_1, v_1, T_1 - określają parametry gazu w stanie 1
 p_2, v_2, T_2 - określają parametry gazu w stanie 2.

lub $pV/T = \text{const}$ ($m = \text{const}$) [2]

Jeżeli wyrazimy masę gazu za pomocą liczby moli "n" i uwzględnimy prawo Avogadry, to otrzymamy zależność zwaną równaniem stanu gazu doskonałego lub równaniem Clapeyrona.

$$pV = nRT \quad [3]$$

gdzie: p - ciśnienie [Pa]
 V - objętość [dm^3]
 n - ilość moli substancji gazowej
 R - stała gazowa = 8,31 [J/mol K]
 T - temperatura w skali bezwzględnej [K]

Przykład 4. Obliczyć objętość dwutlenku węgla powstałego podczas prażenia 1Mg skały wapiennej zawierającej 80% CaCO_3 i resztę domieszek nieaktywnych. Objętość CO_2 podać w warunkach normalnych i w warunkach prowadzenia procesu gdzie $t = 1100^\circ\text{C}$, $p = 980 \text{ hPa}$.

Rozwiązanie:

Podczas prażenia węglanu wapnia zachodzi reakcja: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Z jednego mola węglanu wapnia tj. $40\text{g} + 12\text{g} + 3 \cdot 16\text{g} = 100\text{g}$ otrzymuje się jeden mol dwutlenku węgla, który zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$ w warunkach normalnych.

1Mg = 10^6g skały wapiennej zawiera $0,8 \cdot 10^6 \text{ g}$ czystego CaCO_3 .

Znając masę molową CaCO_3 , oraz masę czystego węglanu wapnia w skale otrzymujemy zależność proporcjonalną:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ g CaCO}_3 \quad - \quad 22,4 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2 \\ \underline{0,8 \cdot 10^6 \text{ g CaCO}_3} \quad - \quad x \text{ dm}^3 \text{ CO}_2 \end{array}$$

$$\frac{22,4 \text{ dm}^3 \cdot 0,8 \cdot 10^6 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 179200 \text{ dm}^3 = 179,2 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$$

Objętość dwutlenku węgla zmierzona w warunkach normalnych wynosi $179,2 \text{ m}^3$. Objętość CO_2 w warunkach rzeczywistych można obliczyć ze wzoru [1]

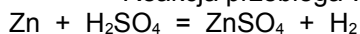
$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_0 V_0}{T_0}$$

$$V_1 = \frac{1013,25 \text{ hPa} \cdot 179,2 \text{ m}^3 \cdot 1373 \text{ K}}{980 \text{ hPa} \cdot 273 \text{ K}} = 931,83 \text{ m}^3$$

Przykład 5. Obliczyć ile zużyto cynku w reakcji z nadmiarem H_2SO_4 , jeśli w temperaturze 30°C i pod ciśnieniem 900 hPa wydzielilo się 50 dm^3 wodoru.

Rozwiązanie:

Reakcja przebiega według równania:



Z jednego mola atomów cynku powstaje jeden mol wodoru, co w warunkach normalnych ($p=1013,25 \text{ hPa}$ i $T=273\text{K}$) stanowi $22,4 \text{ dm}^3$. Ponieważ reakcja przebiega w innych warunkach ciśnienia i temperatury (p_1, T_1), więc w pierwszej kolejności obliczamy objętość jaką otrzymany w reakcji wodor zajmuje w warunkach normalnych (V_0).

W tym celu korzystamy ze wzoru [1] i obliczamy szukaną wartość V_0 :

$$V_0 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_0}{p_0 \cdot T_1} = \frac{900 \text{ hPa} \cdot 50 \text{ dm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{1013,25 \text{ hPa} \cdot 303 \text{ K}} = 40,01 \text{ dm}^3$$

Uwzględniając masę molową Zn oraz objętość 1 mola H_2 w warunkach normalnych = $22,4 \text{ dm}^3$, obliczamy szukaną wartość Zn w oparciu o zależność proporcjonalną, wynikającą z równania zachodzącej reakcji:

$$\begin{array}{r} 65 \text{ g Zn} \quad - \quad 22,4 \text{ dm}^3 \\ \underline{x \text{ g Zn} \quad - \quad 40,01 \text{ dm}^3} \\ x = \frac{65 \text{ g} \cdot 40,01 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3} = 116,1 \text{ g} \end{array}$$

2. 5. Zadania kontrolne

1. Obliczyć procentową zawartość żelaza w następujących jego związkach:
 - a) hematyt Fe_2O_3
 - b) magnetyt Fe_3O_4
 - c) wustyt FeO
 - d) piryt FeS_2
 - e) syderyt FeCO_3
 - f) limonit $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
2. Obliczyć procentową zawartość siarki w następujących związkach:
 - a) siarczek żelaza(III) - Fe_2S_3
 - b) wodorosiarczan(IV) żelaza(II) - $\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$
 - c) siarczan(IV) hydroksożelaza(II) - $(\text{FeOH})_2\text{SO}_3$
 - d) siarczan(VI) żelaza(III) - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
3. Obliczyć zawartość procentową wody w następujących solach uwodnionych:
 - a) $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
4. Obliczyć, ile gramów i ile moli Al znajduje się w:
 - a) 1 kg siarczanu(VI) glinu - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - b) 200 g wodorotlenku glinu - $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - c) 0,15 kg tlenku glinu - Al_2O_3
5. Obliczyć, ile gramów i ile moli siarki znajduje się w:
 - a) 2 kg siarczanu(VI) cynku - ZnSO_4
 - b) 0,2 kg siarczku cynku - ZnS
6. Obliczyć ile gramów rtęci należy użyć, aby otrzymać 5 moli HgO .
7. Podczas rozpuszczania magnezu w kwasie siarkowym(VI) utworzyło się 36 g siarczanu(VI) magnezu. Ile ważył użyty w reakcji magnez? ile gramów kwasu zużyto na jego rozpuszczenie?
8. Obliczyć, ile moli wodoru potrzeba do całkowitej redukcji 80g tlenku żelaza(III) - Fe_2O_3 do żelaza?
9. Obliczyć, ile moli wody otrzyma się podczas redukcji 200 g tlenku miedzi(I) - Cu_2O do miedzi metalicznej.
10. Spalono w tlenie 20 g metalicznego magnezu. Ile gramów i ile moli tlenku magnezu powstało w reakcji?
11. Podczas rozkładu tlenku srebra otrzymano 43,2 g srebra oraz 3,2 g tlenu. Obliczyć, ile gramów i ile moli Ag_2O uległo rozkładowi.
12. Obliczyć, ile gramów i ile moli magnezu potrzeba do otrzymania 52,4g ortofosforanu(V) magnezu - $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.
13. Ile gramów wodorotlenku sodu potrzeba do przeprowadzenia 100g azotanu(V) żelaza(III) - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ w wodorotlenek żelaza(III) - $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
14. Obliczyć, ile gramów i ile moli H_3PO_4 należy zużyć do zobojętnienia 50 g KOH .
15. Obliczyć, ile gramów wodorotlenku potasu trzeba zużyć do przeprowadzenia 70 g kwasu siarkowego(VI) w sól kwaśną, a ile w sól obojętną.
16. Obliczyć, ile gramów i ile moli chlorku srebra AgCl powstanie w wyniku reakcji 24 g AgNO_3 z nadmiarem kwasu solnego.
17. Obliczyć, ile gramów i ile moli wapnia znajduje się w 3 kg naturalnego wapniaku zawierającego 90% CaCO_3 .
18. Obliczyć, ile gramów i ile moli żelaza znajduje się w 1,5 kg rudy hematytowej (Fe_2O_3) zawierającej 8% zanieczyszczeń.
19. Jedna z rud zawiera 90% pirytu - FeS_2 i 10% arsenopirytu - FeAsS . Ile kilogramów siarki zawarte jest w 1 tonie rudy?
20. Ile ton rudy zawierającej 30 % tlenku żelaza (III) należy użyć, aby otrzymać 1 tonę czystego metalu.
21. Podczas prażenia 100 kg siarczku cynku otrzymano w warunkach normalnych 18 m³ tlenku siarki (IV). Obliczyć i wyrazić w procentach wagowych ilość zanieczyszczeń w użytym ZnS .
22. Obliczyć, ile dm³ wodoru (w warunkach normalnych) można otrzymać w reakcji wody z 1 molem atomów: a) sodu; b) wapnia.
23. Spalono w tlenie 2 dm³ tlenku węgla - CO . Obliczyć (w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury) objętość:
 - a) CO_2 otrzymanego w wyniku reakcji
 - b) tlenu zużytego do spalenia CO .
24. Podczas spalania 3 g antracytu otrzymano 5,3 dm³ dwutlenku węgla (zmierzonego w warunkach normalnych). Ile procent węgla zawierał antracyt?

25. Ile dm³ wodoru (w warunkach normalnych) wydzieli się w reakcji 60 g magnezu z nadmiarem kwasu solnego?
26. Ile gramów i ile moli cynku należy rozpuścić w nadmiarze kwasu siarkowego(VI), aby otrzymać 60 dm³ wodoru (w warunkach normalnych)?
27. Obliczyć, ile moli i ile dm³ wodoru (w warunkach normalnych) wydzieli się po rozpuszczeniu 200 g technicznego cynku zawierającego 87% Zn w nadmiarze kwasu solnego.
28. Obliczyć, ile gramów cynku, zawierającego 8% zanieczyszczeń trzeba użyć w reakcji z nadmiarem HCl, aby otrzymać 50 dm³ wodoru zmierzonych w warunkach normalnych.
29. Obliczyć, ile gramów magnezu i ile moli kwasu siarkowego(VI) trzeba zużyć w reakcji, aby otrzymać 11,2 dm³ H₂ zmierzonego w warunkach normalnych.
30. Obliczyć, ile dm³ CO₂ (zmierzonego w warunkach normalnych) można otrzymać z rozkładu termicznego 2 kg CaCO₃.
31. Obliczyć, ile gramów węglanu wapnia CaCO₃ zawierającego 5 % zanieczyszczeń należy zużyć w reakcji z nadmiarem kwasu solnego, aby otrzymać 11,2 dm³ CO₂ zmierzonego w warunkach normalnych.
32. Przez prażenie 300 kg wapienia otrzymano 60 m³ dwutlenku węgla w warunkach normalnych. Obliczyć, jaki procent masy w użytym do prażenia wapieniu stanowiły zanieczyszczenia .
33. Podczas rozkładu termicznego węglanu magnezu w temp. 1000^oC i pod ciśnieniem p = 950 hP otrzymano 150 m³ CO₂ zmierzonego w tych samych warunkach temperatury i ciśnienia. Obliczyć ile zużyto węglanu magnezu.
34. Jaka objętość gazów zmierzonych w warunkach normalnych powstanie podczas wybuchu 1g trotylu? Reakcja przebiega zgodnie z równaniem:

$$2C_6H_2CH_3(NO_2)_3 \rightarrow 3N_2 + 12CO + 5H_2 + 2C$$
35. Pewna masa wodoru zajmuje objętość 87,5 cm³ w temp. 450 K i pod ciśnieniem 20 mmHg. Jakie należy zastosować ciśnienie w tej samej temperaturze, aby objętość tego wyniosła 12,5 cm³. Ciśnienie wyrazić w mmHg i hPa.
36. Wyrazić w kilomolach, megagramach i jednostkach objętości ilość dwutlenku siarki SO₂ emitowaną do atmosfery przez kotłownię spalającą 1000kg węgla zawierającego 2% siarki, przy założeniu, że cała siarka ulega przemianie do SO₂ . Obliczenia wykonać:
 a) dla warunków normalnych
 b) dla temp. 50 °C, ciśn. 1100 hPa
37. Jaka objętość powietrza, zawierającego 20% tlenu, potrzebna jest do spalenia 100 cm³ gazu turystycznego o składzie: 40% obj. propanu C₃H₈ i 60% obj. butanu C₄H₁₀, jeżeli produktami spalania są: CO₂ i H₂O. Obliczenia wykonać:
 a) dla warunków normalnych
 b) dla temp. 60 °C, ciśn. 980 hPa.

Odpowiedzi do zadań - obliczenia stechiometryczne.

- | | | | | |
|-----|--|-----------|-----|---|
| 1. | a) 69,92% | b) 72,34% | 18. | 996 g, 17,25 mola Fe |
| | c) 77,71% | d) 46,57% | 19. | ok.500 kg S |
| | e) 48,18% | f) 56,19% | 20. | 4,76 t rudy |
| 2. | a) 46,24% | b) 29,38% | 21. | 19,65% |
| | c) 14,18% | d) 24,02% | 22. | a) 11,2 dm ³ H ₂ b) 22,4 dm ³ H ₂ |
| 3. | a) 53,46% | b) 49,54% | 23. | a) 2 dm ³ CO ₂ b) 1 dm ³ O ₂ |
| | c) 20,09% | d) 40,14% | 24. | 94,6% C |
| 4. | a) 157,9 g, 5,84 mola | | 25. | 56 dm ³ H ₂ |
| | b) 64 g, 2,66 mola | | 26. | 174,1 g Zn, 2,68 mola Zn |
| | c) 79,4 g, 2,94 mola | | 27. | 2,67 mola, 59,96 dm ³ H ₂ |
| 5. | a) 1614 g, 24,84 mola | | 28. | 157,7 g Zn |
| | b) 65,97 g, 2,06 mola | | 29. | 12 g Mg, 0,5 mola H ₂ SO ₄ |
| 6. | 1005 g Hg | | 30. | 448 dm ³ |
| 7. | 7,2 g Mg, 29,4 g H ₂ SO ₄ | | 31. | 52,6 g CaCO ₃ , |
| 8. | 1,5 mola H ₂ | | 32. | 10,71% |
| 9. | 2,5 mola H ₂ O | | 33. | 113,1 kg MgCO ₃ |
| 10. | 33,16 g, 0,83 mola Mg | | 34. | v = 0,986 dm ³ |
| 11. | 46,4 g, 0,2 mola Ag ₂ O | | | (0,148 dm ³ N ₂ , 0,592 dm ³ CO, |
| 12. | 14,53 g, 0,6 mola Mg | | | 0,246 dm ³ H ₂) |
| 13. | 49,59 g NaOH | | 35. | 140 mmHg, 186,65 hPa |
| 14. | 29,16 g, 0,3 mola H ₃ PO ₄ | | 36. | 0,625 kmol, 0,04 Mg, |

- | | | | |
|-----|------------------------|-----|--|
| 15. | 40 g KOH, 80 g KOH | | a) 14 m ³ SO ₂ , b) 15,25 m ³ |
| 16. | 20,2 g, 0,14 mola AgCl | 37. | a) 2,95 m ³ b) 3,72 m ³ |
| 17. | 1080 g, 27 moli Ca | | |

3. Stężenia roztworów.

3.1. Charakterystyka roztworów.

Najprostsza mieszanina składa się co najmniej z dwu substancji, z których jedna jest substancją rozproszoną, a druga substancją rozpraszającą. Wszystkie mieszaniny dzielą się, ze względu na stopień rozdrobnienia (rozproszenia) jednej substancji w drugiej, na następujące rodzaje:

- mieszaniny makroskopowe o rozmiarach cząstek substancji rozproszonej do 10⁻⁴ cm
- mieszaniny koloidalne o wielkości cząstek substancji rozproszonej w granicach 10⁻⁴ -10⁻⁷ cm, zwane również roztworami koloidalnymi
- mieszaniny o wielkości cząstek substancji rozproszonej 10⁻⁸ cm, odpowiadającej wielkości cząsteczki lub atomu, zwane roztworami rzeczywistymi.

Jak widać pojęcie mieszaniny jest znacznie szersze niż roztworu. Terminem "rozpuszczalnik" określa się zwykle ten składnik, którego jest więcej w roztworze. W wielu przypadkach, a zwłaszcza w przypadku roztworów cieczy pojęcie "rozpuszczalnik" jest pojęciem względnym. Na przykład w przypadku stężonych roztworów kwasu siarkowego(VI), możemy w równym stopniu uważać, że są to roztwory H₂SO₄ w wodzie lub roztwory wody w kwasie siarkowym. Pod pojęciem "roztwór" rozumie się zwykle ciało stałe, ciecz lub gaz rozpuszczone w cieczy. Znane są również roztwory ciała stałego w ciele stałym (np. stopy metali), cieczy w ciele stałym (np. amalgamaty rtęci z metalami) lub gazu w ciele stałym (np. roztwór stały gazowego wodoru w mwałicznym palladzie).

3.2. Sposoby wyrażania stężeń roztworów.

Ilościowo skład roztworu określa się za pomocą wielkości zwanej stężeniem. Najczęściej stosowane sposoby wyrażania stężeń to:

1. Procent wagowy - podaje ilość gramów substancji zawartej w 100 gramach roztworu.

$$C_p = \frac{m_a}{m_r} 100\% = \frac{m_a}{m_a + m_b} 100\% \quad [1]$$

m_r - masa roztworu [g]

m_a - masa substancji rozpuszczonej [g]

m_b - masa rozpuszczalnika [g]

2. Procent objętościowy - podaje liczbę jednostek objętości substancji rozpuszczonej, zawartej w 100 jednostkach objętości roztworu.

$$C_p = \frac{V_a}{V_r} 100\% = \frac{V_a}{V_a + V_b} 100\% \quad [2]$$

V_r - objętość roztworu, [cm³], [dm³], [m³]

V_a - objętość substancji rozpuszczonej, [cm³], [dm³], [m³]

V_b - objętość rozpuszczalnika, [cm³], [dm³], [m³]

3. Stężenie molowe - określa liczbę moli substancji rozpuszczonej, zawartej w 1 dm³ roztworu.

$$C_M = \frac{n}{V_r} = \frac{m_a}{M_a V_r} \quad [\text{mol/dm}^3] \quad [3]$$

n - liczba moli substancji rozpuszczonej, [mol]

V_r - objętość roztworu, [dm³]

m_a - masa substancji rozpuszczonej, [g]

M_a - masa molowa substancji rozpuszczonej, [g/mol]

4. Stężenie normalne - określa liczbę gramorównoważników (wali) substancji rozpuszczonej, zawartej w 1 dm³ roztworu.

$$C_N = \frac{g_a}{V_r} \text{ [wal/dm}^3\text{]} \quad [4]$$

g_a - liczba gramorównoważników substancji rozpuszczonej, [wal]

V_r - objętość roztworu [dm³]

Ten sposób wyrażania stężeń jest spoza układu SI, jednak znajduje praktyczne zastosowanie w niektórych oznaczeniach technicznych. Definicję gramorównoważników pierwiastków i związków chemicznych oraz sposoby ich obliczania podano wcześniej.

5. Stężenie molarne - wyraża liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 Kg rozpuszczalnika.

$$C_m = \frac{n}{m_r} = \frac{m_a}{M_a m_r} \text{ [mol/Kg]} \quad [5]$$

n - liczba moli, [mol]

m_r - masa rozpuszczalnika, [Kg]

m_a - masa substancji rozpuszczonej, [g]

M_a - masa molowa substancji rozpuszczonej, [g/mol]

6. Ułamek molowy - oznacza względną zawartość substancji A w roztworze zawierającym n_a moli substancji A i n_B moli substancji B. Ułamki molowe składników A i B wynoszą odpowiednio:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad [6]$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad [7]$$

Suma ułamków molowych w roztworze jest zawsze równa jedności:

$$X_A + X_B = 1$$

3.3. Przykłady obliczeń stężeń roztworów.

Przykład 1. Wyrazić w % wagowych stężenie roztworu zawierającego 280 g wody i 40 g soli.

Rozwiązanie:

I sposób: korzystamy z definicji roztworu procentowego

320 g roztworu zawiera 40 g soli

100 g " " " x "

$$x = \frac{100 \cdot 40}{320} = 12,5 \text{ g}$$

12,5 g soli w 100 g roztworu stanowi 12,5%

II sposób: korzystamy ze wzoru [1]

$$C_p = \frac{40\text{g}}{280 \text{ g} + 40 \text{ g}} 100\% = 12,5\%$$

Odpowiedź: roztwór jest 12,5 %-owy.

Przykład 2. W 1,5 dm³ roztworu znajduje się 425 g chlorku sodu. Obliczyć stężenie molowe tego roztworu.

Rozwiązanie.

Stężenie molowe określa liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 dm³ roztworu. Obliczamy masę molową NaCl: $M_{\text{NaCl}} = 23\text{g/mol} + 35,5\text{g/mol} = 58,5 \text{ g/mol}$

Korzystając ze wzoru [3] mamy:

$$C_M = \frac{425 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol} \cdot 1,5 \text{ dm}^3} = 4,84 \text{ [mol/dm}^3\text{]}$$

Odpowiedź: roztwór jest 4,84 molowy.

Przykład 3. Obliczyć stężenie molowe 20% roztworu H_2SO_4 , jeżeli jego gęstość wynosi $1,14 \text{ g/cm}^3$.

Rozwiązanie:

1 cm^3 roztworu waży $1,14 \text{ g}$ i zawiera $1,14 \cdot 0,2 = 0,228 \text{ g}$ czystego H_2SO_4

1000 cm^3 roztworu waży 1140 g i zawiera $1140 \cdot 0,2 = 228 \text{ g}$ czystego H_2SO_4

Masa molowa $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$.

Obliczamy następnie ile moli stanowi 228 g kwasu: $228:98 = 2,32 \text{ mola}$.

$2,32 \text{ mola } \text{H}_2\text{SO}_4$ zawarte jest w 1 dm^3 roztworu.

Odpowiedź: 20% roztwór H_2SO_4 jest 2,32 molowy.

Przykład 4. W 200 cm^3 wody rozpuszczono 20 g KOH i otrzymano roztwór o gęstości $1,2 \text{ g/cm}^3$. Obliczyć stężenie procentowe, molowe i molarne tego roztworu oraz wyrazić w ułamkach molowych stężenia składników w tym roztworze.

Rozwiązanie:

1) obliczamy stężenie procentowe ze wzoru [1]:

$$C_p = \frac{20}{200 + 20} 100\% = 9,1\%$$

2) obliczamy stężenie molowe:

Masa 1 dm^3 roztworu wynosi 1200 g , $m_r = 1,2 \cdot 1000 = 1200 \text{ g}$

220 g roztworu zawiera 20 g KOH
 1200 g " " " x g KOH

$$x = \frac{1200 \cdot 20}{220} = 109 \text{ g } \text{KOH}/\text{dm}^3 \text{ roztworu}$$

Uwzględniając, że masa molowa $\text{KOH} = 56 \text{ g/mol}$ obliczamy liczbę moli KOH zawartych w 1 dm^3 roztworu:

$$109/56 = 1,95 \text{ moli } \text{KOH}/\text{dm}^3.$$

3) obliczamy stężenie molarne:

w 200 g wody znajduje się 20 g KOH
w 1000 g " " " x g KOH

$$x = \frac{1000 \cdot 20}{200} = 100 \text{ g } \text{KOH}$$

co stanowi $100/56 = 1,78 \text{ moli } \text{KOH}$ w 1 kg wody.

4) Obliczamy ułamki molowe poszczególnych składników roztworu.

Masa molowa KOH wynosi 56 g/mol , zaś wody 18 g/mol , zatem liczba moli każdego z tych składników w roztworze wynosi:

$$n_{\text{KOH}} = 20/56 = 0,36 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 200/18 = 11,11 \text{ mol}$$

Znając liczbę moli obliczamy ułamki molowe ze wzorów [6] i [7]

$$x_{\text{KOH}} = \frac{0,36}{0,36 + 11,11} = 0,031$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{11,11}{0,36 + 11,11} = 0,969$$

Odpowiedź:

Roztwór jest 9,1 %, stężenie molowe wynosi 1,95, stężenie molarne wynosi 1,78 , a ułamki molowe odpowiednio: 0,031 i 0,969.

3.4. Zadania kontrolne

1. Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu:
 - a) 10 g substancji w 200 g wody
 - b) 75 g substancji w 125 g wody.
2. Obliczyć, ile gramów substancji rozpuszczono w :
 - a) 200 g roztworu o stężeniu 15%
 - b) 180 g roztworu o stężeniu 28%
3. Obliczyć, w ilu gramach i w ilu dm^3 wody należy rozpuścić 30 g cukru, aby otrzymać roztwór 10%.
4. Ile gramów wodorotlenku wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$ trzeba wziąć do przygotowania 2 dm^3 :
 - a) roztworu 0,2 molowego
 - b) roztworu 0,1 normalnego
5. Ile gramów siarczanu(VI) żelaza(III) - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ znajduje się w:
 - a) 0,3 dm^3 roztworu 0,1 molowego
 - b) 0,8 dm^3 roztworu 2 normalnego
 - c) 200 g 15% roztworu.
6. Obliczyć ile cm^3 0,2 molowego kwasu azotowego (V) trzeba zużyć do zobojętnienia 7,8 g wodorotlenku glinu.
7. Ile moli i ile gramów NaOH potrzeba do sporządzenia 200 cm^3 roztworu tego związku o stężeniu 0,5 mol/ dm^3 .
8. Który z wodnych roztworów KOH jest bardziej stężony:
 - a) zawierający 0,05 mola KOH w 10 cm^3 roztworu
 - b) zawierający 5,6 g KOH w 100 cm^3 roztworu
9. Do zobojętnienia 50g roztworu kwasu fosforowego(V) użyto 8g wodorotlenku sodu. Jakie było stężenie procentowe kwasu?
10. Ile gramów soli glauberskiej $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ należy użyć do przygotowania 2 dm^3 roztworu o stężeniu 1mol/ dm^3 ?
11. Do 30 g 30% -ego roztworu dodano 300 g wody. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.
12. Z 400 g wodnego roztworu NaCl odparowano wodę i otrzymano 5 g NaCl. Jakie było stężenie procentowe roztworu?
13. Z 200 g 20% roztworu cukru odparowano 50 g wody, a następnie rozpuszczono dodatkowo 50 g cukru. Jakie jest stężenie procentowe otrzymanego roztworu?
14. Ile gramów i ile cm^3 wody należy dodać do 300 g 10%-owego roztworu soli, aby otrzymać 6%-owy roztwór? [
15. Do zobojętnienia 250 cm^3 roztworu HCl zużyto 0,8g wodorotlenku sodu. Jakie było stężenie molowe kwasu solnego?
16. Jaką objętość wody należy dodać do 100 cm^3 20%-owego roztworu H_2SO_4 o gęstości 1,14 g/ cm^3 aby otrzymać roztwór 5%-owy?
17. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć 500 cm^3 20%-owego roztworu NaCl o gęstości 1,152 g/ cm^3 , aby otrzymać 4,5%-owy roztwór o gęstości 1,029 g/ cm^3 ?
18. Jaką objętość wody należy dodać do 100 cm^3 1 molowego roztworu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 0,05 mol/ dm^3 ?
19. Jakie masy 98% roztworu kwasu siarkowego(VI) i wody potrzebne są do otrzymania 500 g 10%-owego roztworu H_2SO_4 .
20. Ile gramów SO_3 należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać 1 dm^3 1 molowego kwasu siarkowego(VI)?
21. W 0,5 dm^3 wody rozpuszczono 67,2 dm^3 SO_2 zmierzonego w warunkach normalnych. Jakie jest stężenie molowe powstałego H_2SO_3 ?

22. W jakiej objętości 25% roztworu kwasu solnego o gęstości $1,125 \text{ g/cm}^3$ znajduje się 1 mol HCl?
23. Obliczyć, jakie jest stężenie molowe stężonego kwasu solnego o gęstości $1,18 \text{ g/cm}^3$ zawierającego 36,5% HCl.
24. Obliczyć stężenie molarne, procentowe i ułamek molowy 5 molowego roztworu KOH o gęstości $1,16 \text{ g/cm}^3$.
25. Ile cm^3 35 % roztworu wodorotlenku sodu o gęstości $1,38 \text{ g/cm}^3$ należy użyć, aby przygotować 1 dm^3 1 molowego roztworu NaOH.
26. Ile gramów i ile moli kwasu siarkowego(VI) znajduje się w 120 cm^3 roztworu o stężeniu 20% i gęstości $1,141 \text{ g/cm}^3$?
27. Rozpuszczono 1,6 g chlorku żelaza(III) w wodzie. Otrzymano 100 cm^3 roztworu FeCl_3 o gęstości $1,1 \text{ g/cm}^3$. Obliczyć stężenie molowe, normalne i procentowe otrzymanego roztworu.
28. Obliczyć stężenie molowe i normalne 20% kwasu fosforowego(V) - H_3PO_4 o gęstości $1,117 \text{ g/cm}^3$.
29. W 200 g wody rozpuszczono 20 g KOH i otrzymano roztwór o gęstości $1,4 \text{ g/cm}^3$. Jakie jest stężenie molowe tego roztworu?
30. Do 400 cm^3 wody dodano 100 cm^3 96% roztworu kwasu siarkowego(VI) o gęstości $1,84 \text{ g/cm}^3$. Otrzymano roztwór o gęstości $1,225 \text{ g/cm}^3$. Określić stężenie procentowe i molowe tego kwasu.
31. Obliczyć stężenie procentowe 3 molowego roztworu wodorotlenku wapnia o gęstości $d=1,12 \text{ g/cm}^3$.
odp. 19,82%
32. Obliczyć ile gramów wodorotlenku potasu trzeba zużyć do zobojętnienia 150g 10% roztworu HCl.
33. Obliczyć ile gramów 8% roztworu HNO_3 trzeba zużyć do zobojętnienia 10g wodorotlenku magnezu.
34. Jaką objętość 2 molowego roztworu kwasu siarkowego(VI) należy użyć, aby zobojętnić 5g wodorotlenku potasu.
35. Do zobojętnienia 25 cm^3 roztworu wodorotlenku amonu zużyto 5 cm^3 0,5 molowego roztworu kwasu siarkowego(VI). Określić stężenie molowe i normalne roztworu NH_4OH .
36. W celu zobojętnienia roztworu HCl zużyto 10 cm^3 0,1 molowego roztworu wodorotlenku potasu. Obliczyć ilość gramów HCl w roztworze.
37. Podczas reakcji cynku z 20% roztworem H_2SO_4 o gęstości $d = 1,14 \text{ g/cm}^3$ otrzymano 500 cm^3 wodoru zmierzonego w warunkach normalnych. Obliczyć objętość użytego roztworu kwasu.

Odpowiedzi do zadań - stężenia roztworów

- | | | | |
|-----|------------------------------------|-----|--|
| 1. | a) 5% b) 37,5% | 19. | $51,02 \text{ g H}_2\text{SO}_4, 448,92 \text{ g H}_2\text{O}$ |
| 2. | a) 30 g b) 50,4 g | 20. | 80 g |
| 3. | $270 \text{ g}, 0,27 \text{ dm}^3$ | 21. | 3 mol/dm^3 |
| 4. | a) 29,6 g b) 7,4 g | 22. | $129,8 \text{ cm}^3$ |
| 5. | a) 12 g b) 106,56 g c) 30 g | 23. | $11,8 \text{ mol/dm}^3$ |
| 6. | 1500 cm^3 | 24. | $5,68 \text{ mol/dm}^3, x_1 = 0,91 \quad x_2 = 0,09$ |
| 7. | 0,1 mola, 4 g NaOH | 25. | $82,8 \text{ cm}^3$ |
| 8. | roztwór a | 26. | 27,44 g, 0,28 mola |
| 9. | 13,06% | 27. | $0,1 \text{ mol/dm}^3, 0,3 \text{ wal/dm}^3, 1,45 \%$ |
| 10. | 161 g | 28. | $2,28 \text{ mol/dm}^3, 6,84 \text{ wal/dm}^3$ |
| 11. | 2,73 % | 29. | $2,27 \text{ mol/dm}^3$ |
| 12. | 1,25% | 30. | 30,25%, $3,78 \text{ mol/dm}^3$ |
| 13. | 45 % | 31. | 19,82% |
| 14. | 200 g, 200 cm^3 | 32. | 23,3g KOH |
| 15. | $0,08 \text{ mol/dm}^3$ | 33. | 271,5g |
| 16. | 342 cm^3 | 34. | $22,3 \text{ cm}^3$ |
| 17. | 2488 cm^3 | 35. | $C_M = 0,2 \text{ mol/dm}^3, C_N = 0,2 \text{ wal/dm}^3$ |
| 18. | 1900 cm^3 | | |

36. 0,036 g HCl

37. 9,56cm³