

Poczuj chemię do chemii
– zwiększenie liczby absolwentów kierunku chemia
na Uniwersytecie im. A. Mickiewicza w Poznaniu



Projekt współfinansowany ze środków Unii Europejskiej
w ramach Europejskiego Funduszu Społecznego

Wyrażanie stężeń

Materiały pomocnicze do zajęć wspomagających z chemii

opracował:

dr Błażej Gierczyk

Wydział Chemii UAM

Stężenie procentowe

Stężenie procentowe (procent wagowy, procent masowy) wyraża stosunek masy substancji rozpuszczonej do masy roztworu (sumy masy rozpuszczalnika i substancji w nim rozpuszczonych), wyrażony w procentach.

$$C_{p(B)} = \frac{m_B}{m_r} \cdot 100\% = \frac{m_B}{\sum_{i=1}^k m_i} \cdot 100\%$$

gdzie: m_B – masa substancji rozpuszczonej, m_r – masa roztworu, m_i – masa każdego ze składników roztworu

Stężenie procentowe

Przykład 1:

Oblicz procentową zawartość bizmutu w stopie przygotowanym przez stopienie 5 g Bi, 18 g Cd i 116 g Sn.

Sumaryczna masa roztworu (stopu) wynosi $5 + 18 + 116 = 139$ g, zatem:

139 g	-	100%
5 g	-	x %

$$x = 3,6\%$$

Stężenie procentowe

Przykład 2:

Topnik stosowany w analizie minerałów jest mieszaniną KNO_3 i Na_2CO_3 w stosunku molowym 2:1. Oblicz stężenie procentowe KNO_3 w topniku.

$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$

Mieszając 1 mol węglanu sodu (106 g) z 2 molami azotanu(V) potasu (202 g) uzyskamy topnik o wymaganym składzie, o łącznej masie $202+106 = 308 \text{ g}$.

Stężenie procentowe KNO_3 wynosi zatem:

308 g	-	100%
202 g	-	x %

$$x = 65,6\%$$

Stężenie procentowe

Przykład 3:

Rozpuszczono 28 g sześciowodnego chloranu(VII) miedzi(II) w 130 g wody.
Oblicz stężenie uzyskanego roztworu.

$$M(\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 370,5 \text{ g/mol}; M(\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2) = 262,5 \text{ g/mol}$$

W 28 g uwodnionej soli znajduje się:

$$\begin{array}{rcl} 370,5 \text{ g} & - & 262,5 \text{ g} \\ 28 \text{ g} & - & x \text{ g} \end{array}$$

$$x = 19,84 \text{ g}$$

Masa uzyskanego roztworu wynosi $130 + 28 = 158 \text{ g}$, możemy więc obliczyć stężenie soli:

$$\begin{array}{rcl} 158 \text{ g} & - & 100\% \\ 19,84 \text{ g} & - & y\% \end{array}$$

$$y = 12,56\%$$

Stężenie molowe

Stężenie molowe (molowość) danego składnika A to stosunek ilości moli tej substancji do objętości roztworu (wyrażonej w dm^3).

$$C_{m(A)} = \frac{n_A}{V_r} = \frac{m_A}{V_r M_A}$$

gdzie: n_A – ilość moli substancji rozpuszczonej, m_A – masa substancji rozpuszczonej, M_A – masa molowa substancji A, V_r – objętość roztworu.

Stężenie molowe

Przykład:

Oblicz stężenie molowe roztworu zawierającego 28 g
pięciowodnego siarczanu(VI) miedzi w 270 cm³ roztworu.

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,5 \text{ g/mol}$$

249,5 g	-	1 mol
28 g	-	x mol

$$x = 0,1122 \text{ mol}$$

0,1122 mol	-	0,27 dm ³
y mol	-	1 dm ³

$$y = 0,42 \text{ mol/dm}^3$$

Stężenie molalne

Stężeniem molalnym (molalnością) liczba moli rozpuszczonej substancji do masy rozpuszczalnika (wyrażonej w kg).

$$C_{x(A)} = \frac{n_A}{m_R} = \frac{m_A}{m_R M_A}$$

gdzie: n_A – ilość moli substancji rozpuszczonej, m_A – masa substancji rozpuszczonej, M_A – masa molowa substancji A, m_R – masa rozpuszczalnika.

Stężenie molalne jest rzadko używanym sposobem wyrażania stężeń – znajduje zastosowanie w elektrochemii, w technice i do opisu roztworów bardzo rozcieńczonych.

Stężenie molalne

Przykład:

Oblicz stężenie molalne roztworu uzyskanego przez rozpuszczenie 11 g dziesięciowodnego siarczanu(VI) sodu w 210 g wody.

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \text{ g/mol}; M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ g/mol}$$

W roztworze znajduje się:

$$\begin{array}{rcl} 322 \text{ g} & - & 1 \text{ mol} \\ 11 & - & x \text{ mol} \end{array}$$

$$x = 0,0342 \text{ mola soli}$$

Masa rozpuszczalnika jest sumą masy wody krystalizacyjnej i wody użytej do przygotowania roztworu. Masę wody krystalizacyjnej obliczamy, zauważając że w 1 molu uwodnionej soli (w 322 g) znajduje się 10 moli ($10 \cdot 18 = 180$ g) wody:

$$\begin{array}{rcl} 322 \text{ g} & - & 180 \text{ g} \\ 11 \text{ g} & - & y \text{ g} \end{array}$$

$$y = 6,15 \text{ g wody}$$

Stężenie molalne wynosi:

$$C_x = 0,0342 / (0,210 + 0,006,15) = 0,1582 \text{ mol/kg}$$

Stężenie wagowe

Pod pojęciem stężenia wagowego rozumiemy stosunek masy substancji rozpuszczonej do całkowitej objętości roztworu (wyrażonej w dm^3).

$$C_{R(A)} = \frac{m_A}{V_R}$$

Stężenie wagowe jest często stosowane w technologii, rolnictwie, medycynie i wielu innych dziedzinach.

Stężenie wagowe

Przykład:

Oblicz stężenie wagowe roztworu zawierającego 10 g chlorku sodu w 2,2 kg roztworu ($d = 1,02 \text{ g/cm}^3$).

Obliczamy objętość roztworu:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ cm}^3 & - & 1,02 \text{ g} \\ x \text{ cm}^3 & - & 2200 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 2157 \text{ cm}^3$$

Stężenie wagowe wynosi zatem:

$$C_R = 10/2,157 = 4,64 \text{ g/dm}^3$$

Ułamek molowy, ułamek masowy

Ułamek molowy składnika A to stosunek liczby moli tej substancji do sumy liczby moli pozostałych składników mieszaniny.

$$x_{M(A)} = \frac{n_A}{\sum_{i=1}^k n_i}$$

Ułamek masowy składnika A to stosunek masy tej substancji do masy całego roztworu (sumy mas wszystkich składników).

$$x_{W(A)} = \frac{m_A}{m_r} = \frac{m_A}{\sum_{i=1}^k m_i}$$

Ułamek molowy, ułamek masowy

Przykład:

Oblicz ułamek molowy i masowy HCl w kwasie solnym zawierającym 38 g chlorowodoru w 100 g roztworu.

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

W 100 g roztworu znajduje się 38 g HCl i 62 g wody.

$$x_w = 38/100 = 0,38$$

Obliczamy liczbę moli HCl i H₂O w roztworze:

36,5 g	-	1 mol
38 g	-	x mol

$$x = 1,04 \text{ mol}$$

18 g	-	1 mol
62 g	-	y mol

$$y = 3,44 \text{ mol}$$

$$x_M = 1,04 / (3,44 + 1,04) = 0,23$$

Gramorównoważnik, stężenie normalne

Wyrażanie zawartości składnika w postaci **stężenia normalnego** stosowane było szczególnie chętnie w przypadku roztworów stosowanych w analizie miareczkowej. Obecnie pojęcie stężenia normalnego jest rzadko stosowane, jednakże jest ono obecne w szeregu dawniejszych podręczników i procedur, w tym norm.

Stężenie normalne zdefiniowane jest jako ilość **gramorównoważników** substancji zawartych w jednostce objętości (wyrażonej w dm^3).

Pojęcie równoważnika i stężenia normalnego znacznie ułatwiało obliczenia w czasach kiedy laboratoria analityczne wykonywały serie różnorodnych oznaczeń bez wykorzystania zautomatyzowanych przyrządów pomiarowych.

Gramorównoważnik, stężenie normalne

Równoważnik chemiczny pierwiastka określa, ile części wagowych tego pierwiastka wypiera (lub łączy się), pośrednio lub bezpośrednio, z 1 molem atomów wodoru. Gramorównoważnik to równoważnik chemiczny wyrażony w gramach.

Równoważniki chemiczne pierwiastka mogą być różne w zależności od związku, w którym występuje.

Równoważnik chemiczny wyrażamy w walach (val), gramorównoważnik w gramach na wal (g/val).

Aby obliczyć równoważnik chemiczny pierwiastka w związku należy podzielić jego masę atomową przez wartościowość (w tym konkretnym związku chemicznym).

Przykład:

Obliczyć równoważnik chemiczny siarki w tlenku siarki(IV) i tlenku siarki(VI)

$$\text{Dla } \text{SO}_2: 32/4 = 8$$

$$\text{Dla } \text{SO}_3: 32/6 = 5,3$$

Gramorównoważnik, stężenie normalne

W przypadku związków uczestniczących w reakcjach kwasowo-zasadowych (protolitycznych) równoważnik liczymy dzieląc masę molową związku przez liczbę jonów H^+ (lub OH^-) z którymi reaguje.

Przykład:

Obliczyć równoważnik chemiczny kwasu siarkowego(VI), kwasu solnego.

$$\text{Dla } H_2SO_4: R(H_2SO_4) = 98/2 = 49$$

$$\text{Dla } HCl: R(HCl) = 36,5/1 = 36,5$$

Gramorównoważnik, stężenie normalne

W przypadku związków uczestniczących w reakcjach redoks oblicza się dzieląc ich masy molowe przez ilość oddanych/pobranych elektronów przez 1 ich cząsteczkę.

Przykład:

Oblicz równoważnik chemiczny manganianu(VII) potasu w reakcjach zachodzących w środowisku kwaśnym i obojętnym.

Środowisko kwaśne: $R(\text{KMnO}_4) = 158/5 = 31,6$ (w reakcji w środowisku kwaśnym atom Mn w jonie manganianowym(VII) przyjmuje 5 elektronów)

Środowisko obojętne: $R(\text{KMnO}_4) = 158/3 = 52,7$ (w reakcji w środowisku obojętnym atom Mn w jonie manganianowym(VII) przyjmuje 3 elektrony)

Gramorównoważnik, stężenie normalne

Oblicz stężenie molowe i normalne roztworu uzyskanego przez rozpuszczenie 20 g H_2SO_4 w 530 cm^3 wody. Gęstość tego roztworu wynosi $1,02 \text{ g/cm}^3$.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}; R(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49 \text{ g/val}$$

Po rozpuszczeniu uzyskamy 550 g roztworu, zajmującego objętość:

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ cm}^3 - & 1,02 \text{ g} \\ x \text{ cm}^3 - & 550 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 539 \text{ cm}^3$$

W roztworze znajduje się: $n = 20/98 = 0,204$ mola, czyli $\nu = 0,408$ val H_2SO_4

Zatem stężenie molowe uzyskanego roztworu:

$$C_M = 0,204/0,539 = 0,3785 \text{ M}$$

$$C_N = 0,408/0,539 = 0,7570 \text{ N}$$

Promil, ppm, ppb

W przypadku wagowo-wagowego wyrażania zawartości składnika, przy znikomej jego zawartości, użycie procenta wagowego jako jednostki jest niepraktyczne. Stosuje się wówczas inny mnożnik:

Nazwa jednostki	Wyjaśnienie skrótu	Definicja	Wyrażenie jako % wag.	Wartość
Procent	pro centum	1×10^{-2}	1	10 g/1 kg
Promil	pro mille	1×10^{-3}	0,1	1 g/1 kg
ppm	parts per milion	1×10^{-6}	0,0001	1 mg/1 kg
ppb	parts per bilion	1×10^{-9}	0,0000001	1 μ g/1 kg
ppt	parts per trillion	1×10^{-12}	0,0000000001	1 ng/1 kg

Promil, ppm, ppb

Przykład:

Przyjmuje się że stężenie alkoholu etylowego we krwi wynoszące 3 promile może być zabójcze dla człowieka. Wyraź tą wartość w procentach wagowych i w ppm.

Zgodnie z definicją promil to 0,001 j.m w 1 j.m. (j.m. – jednostka masy). Zatem 3 promile oznacza zawartość 0,003 g alkoholu w 1 g krwi.

$$C_p = 100 \cdot 0,003 / 1 = 0,3\%$$

$$\text{Odpowiada to zarazem } (0,003/1) \cdot 10^6 = 3000 \text{ ppm}$$