

ELEMENTY CHEMII W LICEUM SPORTOWYM

MATERIAŁ EDUKACYJNY Z ĆWICZENIAMI

OPRACOWANIE MGR ANNA PIWOWAR

Rozdział VIII – OBLICZENIA CHEMICZNE.

Materiał edukacyjny z zakresu chemii w gimnazjum zawarty jest w Vademecum „Przypomnij sobie”.

MOL I MASA MOLOWA.

Mol – to miara liczebności materii, określa taką ilość, w której mieści się $6,02 \times 10^{23}$ atomów, cząsteczek, jonów, elektronów lub innych cząstek materii.

Liczba Avogadro – $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ – nazwana na cześć włoskiego uczonego, twórcy jednych z najważniejszych praw chemicznych wykorzystywanych w obliczeniach stechiometrycznych.

Jednostka masy atomowej : $1 \text{ u} = 1/12$ masy izotopu węgla ^{12}C czyli $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-23} \text{ g}$

$$N_A = \frac{1 \text{ g}}{0,166 \times 10^{-23}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ (tyle razy mieści się jednostka atomowa 1u w jednym gramie 1 g)}$$

Masa molowa M_N - to masa 1 mola danej substancji, liczbowo jest równa masie atomowej pierwiastka lub masie cząsteczkowej związku chemicznego. Wyrażana w gramach.

$$M_{\text{at}} \text{ O} = 16 \text{ u}$$

$$M_N \text{ O} = 16 \text{ g}$$

$$M_{\text{at}} \text{ N} = 14 \text{ u}$$

$$M_N \text{ N} = 14 \text{ g}$$

$$M_{\text{at}} \text{ Mg} = 24 \text{ u}$$

$$M_N \text{ Mg} = 24 \text{ g}$$

a więc

$$M_{\text{cz}} \text{ H}_2\text{O} = 2 \times 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

to

$$M_N \text{ H}_2\text{O} = 2 \times 1 \text{ g} + 16 \text{ g} = 18 \text{ g}$$

ponieważ

$$N_A = \frac{1 \text{ g}}{0,166 \times 10^{-23}} = 6,02 \times 10^{23} \quad 1 \text{ u} = \frac{1 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23}} \quad 1 \text{ u} = 0,166 \times 10^{-23}$$

jeśli masa atomu węgla wynosi 12 u , to masa 1 mola węgla będzie $6,02 \times 10^{23}$ razy większa

$$12 \text{ u} \times 6,02 \times 10^{23} = 12 \frac{1 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23}} \times 6,02 \times 10^{23} = 12 \text{ g}$$

Prawo Avogadro - w jednakowych objętościach różnych gazów w tych samych warunkach temperatury i ciśnienia jest jednakowa liczba cząsteczek .

Objętość molowa gazów - $V_N = 22,4 \text{ dm}^3$

Dzisiejsza postać prawa – objętość $22,4 \text{ dm}^3$ dowolnego gazu zawiera w warunkach normalnych $6,02 \times 10^{23}$ cząsteczek, czyli 1 mol cząsteczek.

Warunki normalne - $t = 273 \text{ K} (0^\circ\text{C})$, $p = 1013 \text{ hPa} (1 \text{ atm})$.

Stężenie procentowe to ilość gramów substancji rozpuszczonej zawartej w 100 g roztworu

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \times 100 \%$$

Stężenie molowe to ilość moli substancji rozpuszczonej zawartej w 1 dm³ roztworu

$$C_m = \frac{n}{V} \quad n - \text{ilość moli substancji rozpuszczonej}, V - \text{objętość roztworu}$$

$$[C_m] = \text{mol/dm}^3$$

Przeliczanie stężeń

$$C_m = \frac{c_p \times d}{100\% \times M}$$

d – gęstość roztworu , M masa molowa substancji rozpuszczanej.

Otrzymanie 200 cm³ roztworu NaOH o stężeniu 0,1 – molowym.

1. Wykonaj potrzebne obliczenia

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ ---- } 0,1 \text{ mola NaOH}$$

$$200 \text{ cm}^3 \text{ ---- } x$$

$$x = 0,02 \text{ mola NaOH}$$

$$M \text{ NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$

$$0,02 \text{ mola} \times 40 \text{ g/mol} = 0,8 \text{ g}$$

2. Odważ na wadze 0,8 g stałego NaOH (pamiętaj o wadze naczynia).
3. Wsyp odważoną ilość zasady do kolby miarowej o pojemności 200 cm³.
4. Wlej trochę wody, zatkać plastikowym korkiem i mieszaj do rozpuszczenia substancji.
5. Dolej ostrożnie do kolby wodę tak, aby menisk wypukły dotykał rowka na szyjce kolby miarowej.
6. Zamknij kolbę korkiem i wymieszaj raz jeszcze.