NOTATKA MATURALNA · ROZDZIAŁ 4

# Roztwory i reakcje w roztworach wodnych (pH, hydroliza, strącanie)

V. Roztwory; VI. Reakcje w roztworach wodnych (podstawa programowa, zakres rozszerzony)

Notatka dla ucznia przygotowana do matury z chemii na poziomie rozszerzonym (podstawa programowa 2024, Dz.U. 2024 poz. 1019). Oryginalne opracowanie – nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Do użytku własnego ucznia.

## Układy i rozdzielanie mieszanin

**Układ homogeniczny** to roztwór właściwy (cząstki < 1 nm). **Heterogeniczne** są: **zawiesina** (ciało stałe w cieczy, sedymentuje) i **emulsja** (krople jednej cieczy w drugiej). **Koloid** (1–100 nm) nie sedymentuje, ale rozprasza światło (efekt Tyndalla). Emulsję stabilizuje **emulgator** o cząsteczkach amfifilowych: część niepolarna łączy się z olejem, polarna z wodą, więc krople nie łączą się ze sobą.

| Mieszanina | Metoda | Podstawa rozdziału |
|---|---|---|
| ciało stałe nierozpuszczone w cieczy | sączenie, dekantacja, wirowanie | wielkość i gęstość cząstek |
| ciało stałe rozpuszczone w cieczy | odparowanie, krystalizacja | lotność; zmiana rozpuszczalności z temperaturą |
| ciecze mieszające się | destylacja | różne temperatury wrzenia |
| substancja w dwóch niemieszających się cieczach | ekstrakcja | różna rozpuszczalność w obu fazach |
| kilka substancji rozpuszczonych | chromatografia | różne powinowactwo do fazy stacjonarnej i ruchomej; $R_f$ = droga substancji : droga czoła rozpuszczalnika |
| cząstki naładowane (np. białka) | elektroforeza | różna szybkość wędrówki w polu elektrycznym |

Mniejsze $R_f$ oznacza silniejsze zatrzymywanie substancji przez fazę stacjonarną. Mieszaninę piasku, soli i wody rozdzielasz kolejno: sączenie (piasek przemyć i wysuszyć), potem odparowanie przesączu.

## Stężenia i rozcieńczanie

- $C_p = m_s : m_r \cdot 100\%$; $c_m = n : V_r$; $m_r = d \cdot V_r$.
- Przeliczenie: $c_m = C_p \cdot d : (100\% \cdot M)$, gdy $d$ jest w $g \cdot dm^{-3}$.
- Rozcieńczanie i zatężanie: stała jest liczba moli (masa) substancji rozpuszczonej: $c_1V_1 = c_2V_2$, $m_{r1}C_{p1} = m_{r2}C_{p2}$. Sumują się masy, objętości nie zawsze.
- **Rozpuszczalność** $s$ to masa substancji nasycająca 100 g wody w danej temperaturze. Roztwór nasycony: $C_p = s : (100\ g + s) \cdot 100\%$. Przy chłodzeniu masa wody jest stała, wydziela się nadwyżka ponad rozpuszczalność w niższej temperaturze.
- **Hydrat** (np. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$): odważasz hydrat, ale stężenie liczysz dla soli bezwodnej, a woda krystalizacyjna zwiększa masę rozpuszczalnika. Masę hydratu wyznacza stosunek mas molowych.

**Roztwór o stężeniu molowym** sporządzasz w kolbie miarowej: odważenie → rozpuszczenie w części wody → przeniesienie ilościowe → dopełnienie do kreski → wymieszanie. Stężenie molowe odnosi się do objętości roztworu, nie rozpuszczalnika, więc sól wsypana do odmierzonych 100 $cm^3$ wody daje stężenie mniejsze od zamierzonego.

## Dysocjacja, stała i stopień dysocjacji

- Elektrolity mocne (HCl, $HNO_3$, NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$, rozpuszczalne sole) dysocjują całkowicie – piszesz →. Słabe (np. kwasy karboksylowe, $NH_3 \cdot H_2O$) – piszesz ⇄.
- Kwasy wieloprotonowe dysocjują **stopniowo**, każdy etap osobnym równaniem; $K_{a1} > K_{a2}$, bo trudniej oderwać proton od jonu ujemnego. Np. $H_2C_2O_4 \rightleftarrows H^+ + HC_2O_4^-$, potem $HC_2O_4^- \rightleftarrows H^+ + C_2O_4^{2-}$.
- **Stopień dysocjacji** $\alpha = c_{zdys} : c_0$ zależy od stężenia (rośnie przy rozcieńczaniu) i temperatury. **Stała dysocjacji** $K$ zależy tylko od temperatury.
- **Prawo Ostwalda:** $K = \alpha^2 c_0 : (1 - \alpha)$. Gdy $c_0 : K \geq 400$ ($\alpha < 5\%$), możesz uprościć: $[H^+] = \sqrt{(K_a c_0)}$; CKE nie wymaga sprawdzania tego warunku. Dokładniejszy wynik daje równanie kwadratowe $x^2 + Kx - Kc_0 = 0$.
- Większa $K_a$ (mniejsze $pK_a$) = mocniejszy kwas = niższe pH przy tym samym stężeniu.

## pH i iloczyn jonowy wody

$[H^+]\cdot[OH^-] = K_w = 1{,}0\cdot10^{-14}$ (25 °C); $pH = -\log[H^+]$; $pH + pOH = pK_w = 14$. Zmiana pH o 1 to dziesięciokrotna zmiana $[H^+]$. Dla $M(OH)_2$: $[OH^-] = 2c$. Dziesięciokrotne rozcieńczenie mocnego kwasu podnosi pH o 1.

| Wskaźnik | Zakres zmiany barwy | Środowisko kwasowe → zasadowe |
|---|---|---|
| oranż metylowy | pH 3,1–4,4 | czerwona → żółta |
| błękit bromotymolowy | pH 6,0–7,6 | żółta → niebieska |
| fenoloftaleina | pH 8,0–10,0 | bezbarwna → różowoczerwona (malinowa) |

Po zmieszaniu roztworów licz **liczby moli**, a stężenia dopiero w **łącznej objętości**. Przy nadmiarze jednego reagenta o pH decyduje ten nadmiar. W punkcie równoważnikowym miareczkowania $n(H^+) = n(OH^-)$; wskaźnik pasuje, gdy jego zakres zmiany barwy mieści się w skoku pH na krzywej.

## Teoria Brønsteda i hydroliza soli

- **Kwas** oddaje proton, **zasada** go przyjmuje. Kwas po oddaniu protonu staje się sprzężoną z nim zasadą (np. $H_2CO_3$ / $HCO_3^-$, $H_2O$ / $OH^-$). Drobiny amfiprotyczne ($H_2O$, $HCO_3^-$, $H_2PO_4^-$) mogą być jednym i drugim.
- Dla pary sprzężonej $K_a \cdot K_b = K_w$: im słabszy kwas, tym mocniejsza jego zasada sprzężona.
- Amoniak: $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$ – woda jest tu kwasem, stąd odczyn zasadowy.

| Jon w roztworze | Rola | Równanie (skrócone) | Odczyn |
|---|---|---|---|
| anion słabego kwasu, np. $CH_3COO^-$, $CO_3^{2-}$ | zasada | $A^- + H_2O \rightleftarrows HA + OH^-$ | zasadowy |
| $NH_4^+$ | kwas | $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$ | kwasowy |
| uwodniony kation metalu, np. $Cu^{2+}$ | kwas | $[Cu(H_2O)_6]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Cu(OH)(H_2O)_5]^+ + H_3O^+$ | kwasowy |
| $Na^+$, $K^+$, $Cl^-$, $NO_3^-$, $SO_4^{2-}$ | brak reakcji z wodą | – | obojętny (sól mocnego kwasu i mocnej zasady) |
| $HSO_4^-$ | kwas | $HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$ | kwasowy |

Hydroliza jest **odwracalna** i zachodzi w małym stopniu. Dla anionu $K_b = K_w : K_a$ kwasu sprzężonego (dla $CO_3^{2-}$ bierzesz $K_{a2}$), dla kationu $K_a = K_w : K_b$. Wtedy $[OH^-] = \sqrt{(K_b c)}$, jeśli $c : K_b \geq 400$.

## Zobojętnianie i odczyn po zmieszaniu

- Mocny kwas + mocna zasada w ilościach stechiometrycznych: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$, odczyn obojętny.
- Słaby kwas + mocna zasada w ilościach stechiometrycznych: odczyn **zasadowy** (hydroliza anionu). Mocny kwas + słaba zasada: odczyn **kwasowy** (hydroliza kationu).
- Ilości niestechiometryczne: odczyn zależy od substancji w nadmiarze. Policz jony: $H_2SO_4$ daje 2 mol $H^+$ na mol, $Ba(OH)_2$ daje 2 mol $OH^-$ na mol.
- Miareczkowanie mocnej zasady mocnym kwasem daje duży skok pH w pobliżu punktu równoważnikowego, więc odpowiednie są oba wskaźniki: fenoloftaleina i oranż metylowy.

## Strącanie i iloczyn rozpuszczalności

- Dla soli $A_xB_y$ w roztworze nasyconym $K_s = [A]^x[B]^y$. $K_s$ zależy tylko od temperatury.
- $Q$ to iloczyn stężeń jonów w danej chwili. $Q > K_s$ – osad się wytrąca; $Q \leq K_s$ – nie.
- Rozpuszczalność molowa $s$: typ AB – $K_s = s^2$; typ $AB_2$ i $A_2B$ – $K_s = 4s^3$ (np. $CaF_2$: $[F^-] = 2s$). Soli o różnej stechiometrii nie porównujesz samymi wartościami $K_s$.
- Kolejność: najpierw nowe stężenia jonów **po zmieszaniu**, potem $Q$, potem porównanie z $K_s$.
- Początek strącania $M(OH)_2$: $[OH^-] = \sqrt{(K_s : [M^{2+}])}$, z tego pOH i pH; ten sam wzór wyznacza pH roztworu nad osadem w równowadze z roztworem.

## Zapis równań jonowych

- Jako jony zapisujesz mocne, rozpuszczalne elektrolity. Jako cząsteczki (wzory) zapisujesz słabe elektrolity, osady, gazy i wodę.
- Forma **skrócona** pomija jony niebiorące udziału w reakcji. Bilansuj atomy i ładunek.
- Strącanie: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$; $Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2$. $Mg + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2$.
- Słaby kwas z mocną zasadą: $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$ (kwas pozostaje w postaci cząsteczkowej).

Podgląd · Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

# Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 4: Roztwory i reakcje w roztworach wodnych (pH, hydroliza, strącanie), dla ucznia

Podgląd pokazał 2 z 3 stron. Pełna wersja: 3 stron A4, PDF do druku.

- Układy i rozdzielanie mieszanin
- Stężenia i rozcieńczanie
- Dysocjacja, stała i stopień dysocjacji
- pH i iloczyn jonowy wody
- Teoria Brønsteda i hydroliza soli
- Zobojętnianie i odczyn po zmieszaniu
- Strącanie i iloczyn rozpuszczalności
- Zapis równań jonowych
- ramka „Słowa kluczowe z zasad oceniania" – czego wymaga klucz CKE przy poleceniach z tego działu,
- ramka „Najczęstsze błędy na maturze" – tak traci się punkty i tak jest dobrze,
- ramka „Zapamiętaj" – reguły i skróty do szybkiej powtórki.

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-notatka-rozdzial-04-roztwory-i-ph