$K_S$ $K_{SO}$ $K_{s0}$ $I_R$

# Kurs zadaniowy z chemii

Maturalis i Kamil Kaznowski

**Lekcja 13/25 – 13 lutego 2023 r.**

Temat: Iloczyn rozpuszczalności

$SrCO_3 \rightleftharpoons Sr^{2+} + CO_3^{2-}$

$K_S = \frac{[Sr^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]}{[SrCO_3]}$ → $c = 1$

Zadanie 1.

*Poniżej przedstawiono wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych węglanów w temperaturze 25°C.*

| $MgCO_3$ | $CaCO_3$ | $SrCO_3$ | $BaCO_3$ |
|---|---|---|---|
| $K_{s0} = 3{,}5 \cdot 10^{-8}$ | $K_{s0} = 2{,}8 \cdot 10^{-9}$ | $K_{s0} = 1{,}1 \cdot 10^{-10}$ | $K_{s0} = 5{,}1 \cdot 10^{-9}$ |

**a) Korzystając z przedstawionych wyżej wartości iloczynu rozpuszczalności, oceń, który z węglanów metali II grupy jest najlepiej rozpuszczalny w wodzie, i podaj jego wzór.**

$MgCO_3$

**b) Zmieszano 100 $cm^3$ roztworu $CaCl_2$ o stężeniu 0,001 $mol/dm^3$ i 100 $cm^3$ roztworu $Na_2CO_3$ o stężeniu 0,001 $mol/dm^3$. Wykonaj odpowiednie obliczenia i oceń, czy po zmieszaniu roztworów nastąpiło wytrącenie osadu $CaCO_3$.**

Obliczenia:

$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaCl$

$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$

$V = 100\,cm^3$

$c = 0{,}001 \frac{mol}{dm^3}$

$n = c \cdot V = 0{,}001 \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}1\,dm^3$

$n = 0{,}0001\ mol \rightarrow CaCl_2 \mid Na_2CO_3$

$Ca^{2+} \quad CO_3^{2-}$

$[Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] = \frac{n}{V} = \frac{0{,}0001\,mol}{0{,}2\,dm^3} = 5 \cdot 10^{-4}\ mol/dm^3$

$K_{SO} = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$

$[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 5 \cdot 10^{-4} \cdot 5 \cdot 10^{-4} =$

$= 2{,}5 \cdot 10^{-7} > K_{SO}$

Osad strąci się.

Zadanie 2.

Rozpuszczalność substancji trudno rozpuszczalnej charakteryzują dwie wielkości:

- iloczyn rozpuszczalności ($K_{SO}$), który opisuje stan równowagi między osadem trudno rozpuszczalnej substancji a stężeniem jej jonów w roztworze
- rozpuszczalność molowa ($S$), która wyrażona jest stężeniem molowym substancji w jej roztworze nasyconym.

| Substancja | Iloczyn rozpuszczalności $K_{SO}$ | Rozpuszczalność molowa $S$, mol · dm$^{-3}$ |
|---|---|---|
| $Sc(OH)_3$ | $2{,}22 \cdot 10^{-31}$ | $9{,}5 \cdot 10^{-9}$ |
| $Sn(OH)_2$ | $5{,}45 \cdot 10^{-27}$ | $1{,}1 \cdot 10^{-9}$ |

Wartości liczbowe podane są dla temperatury 25 °C.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002

**Korzystając z powyższej informacji, napisz wzór wodorotlenku, który jest lepiej rozpuszczalny w wodzie, oraz napisz, czy dokonując tego wyboru, należało porównać wartości rozpuszczalności molowych, czy też wartości iloczynów rozpuszczalności substancji.**

Wzór wodorotlenku: $Sc(OH)_3$

Należało porównać wartości rozpuszczalności molowej

Obliczenia:

$Sc(OH)_3 \rightleftharpoons Sc^{3+} + 3OH^-$

$X \quad 3X$

$K_{SO} = [Sc^{3+}] \cdot [OH^-]^3$

$K_{SO} = X \cdot (3X)^3$

$K_{SO} = 27X^4$

$X = \sqrt[4]{\frac{K_{SO}}{27}}$

$\hookrightarrow S \ [mol/dm^3]$

$[Sc^{3+}] = S$

$[OH^-] = 3S$

Zadanie 3.

Do trzech probówek zawierających wodny roztwór siarczanu(VI) sodu ($Na_2SO_4$) dodano wodne roztwory trzech różnych soli. Do probówki I dodano roztwór chlorku strontu ($SrCl_2$), do probówki II roztwór chlorku wapnia ($CaCl_2$), a do probówki III roztwór chlorku baru ($BaCl_2$). Objętości i stężenia molowe wszystkich roztworów były jednakowe. We wszystkich probówkach zaobserwowano strącenie osadu.

Iloczyny rozpuszczalności soli wynoszą odpowiednio:

| Wzór soli | $SrSO_4$ | $CaSO_4$ | $BaSO_4$ |
|---|---|---|---|
| Iloczyn rozpuszczalności | $6{,}0 \cdot 10^{-7}$ | $3{,}2 \cdot 10^{-5}$ | $1{,}1 \cdot 10^{-10}$ |

**Napisz, w której probówce stężenie jonów siarczanowych(VI) jest największe.**

$CaSO_4$

Zadanie 4.

W 1 $dm^3$ pewnego wodnego roztworu znajdowało się $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mola jonów $Cl^-$, $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mola jonów $I^-$ oraz jony $Na^+$. Do roztworu wprowadzono kroplę roztworu $AgNO_3$ zawierającą $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mola tej soli.

Iloczyny rozpuszczalności AgCl i AgI w temperaturze *T*, w której przeprowadzono doświadczenie, wynoszą:

$$K_{SO} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = 1{,}8 \cdot 10^{-10} \quad \text{i} \quad K_{SO} = [Ag^+] \cdot [I^-] = 8{,}5 \cdot 10^{-17}$$

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002.

**Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która zaszła jako pierwsza podczas opisanego doświadczenia.**

$Ag^+ + I^- \rightarrow AgI\downarrow$

**Oceń, czy w temperaturze *T* może istnieć roztwór, w którym iloczyn stężeń molowych kationów srebra i anionów chlorkowych wynosiłby $2 \cdot 10^{-5}$. Uzasadnij swoje stanowisko.**

Nie, ponieważ iloczyn stężeń jonów $Ag^+$ i $Cl^-$ przekracza wartość iloczynu rozpuszczalności. Strąci się AgCl.

AgCl

$[Ag^+] \cdot [Cl^-] =$

$= 2 \cdot 10^{-5} \cdot 2 \cdot 10^{-5} =$

$= 4 \cdot 10^{-10}$

$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$

$Ag^+ + I^- \rightarrow AgI\downarrow$



Zadanie 5.

**Wykonaj obliczenia i napisz, czy po zmieszaniu równych objętości roztworów siarczanu(VI) potasu i chlorku baru o stężeniu $2 \cdot 10^{-3}$ mol · dm$^{-3}$ każdy wytrąci się osad siarczanu(VI) baru.**

Obliczenia:

**Oceń, czy w temperaturze 298 K może istnieć roztwór, w którym stężenie kationów baru wynosi $10^{-5}$ mol · dm$^{-3}$, a stężenie anionów siarczanowych(VI) wynosi $10^{-6}$ mol · dm$^{-3}$ (iloczyn rozpuszczalności siarczanu(VI) baru w temperaturze 298 K wynosi $K_{SO} = 1{,}1 \cdot 10^{-10}$). Uzasadnij swoje stanowisko.**

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002.

.....

.....

.....

Zadanie 6.

Halogenki srebra są związkami trudno rozpuszczalnymi w wodzie. Ich iloczyny rozpuszczalności w temperaturze 25 °C wynoszą:

| Wzór soli | Wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności | Wartość iloczynu rozpuszczalności |
|---|---|---|
| AgCl | $K_{s(AgCl)} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$ | $1{,}6 \cdot 10^{-10}$ |
| AgBr | $K_{s(AgBr)} = [Ag^+] \cdot [Br^-]$ | $7{,}7 \cdot 10^{-13}$ |
| AgI | $K_{s(AgI)} = [Ag^+] \cdot [I^-]$ | $1{,}5 \cdot 10^{-16}$ |

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

**Podaj wzór halogenku srebra, którego rozpuszczalność w wodzie jest najmniejsza.**

AgI

**Oblicz, ile moli jonów srebra znajduje się w 1 $dm^3$ nasyconego w temperaturze 25 °C wodnego roztworu chlorku srebra.**

Obliczenia:

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

$K_{so} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$

$K_{so} = x \cdot x$

$K_{so} = x^2$

$x = \sqrt{K_{so}} = \sqrt{1{,}6 \cdot 10^{-10}} = 1{,}26 \cdot 10^{-5}$ mol/$dm^3$

↳ S

$1{,}26 \cdot 10^{-5}$ mola

Zadanie 7.

W temperaturze 25 °C iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra w wodzie jest równy $1{,}8 \cdot 10^{-10}$.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002.

Do wodnego roztworu azotanu(V) srebra dodano wodny roztwór chlorku potasu i otrzymano mieszaninę o objętości 1 $dm^3$ i o temperaturze 25 °C. W tej mieszaninie stężenie azotanu(V) srebra wynosiło $1{,}0 \cdot 10^{-4}$ $mol \cdot dm^{-3}$, a stężenie chlorku potasu było równe $1{,}0 \cdot 10^{-6}$ $mol \cdot dm^{-3}$.

**Czy po zmieszaniu roztworów wytrącił się osad chlorku srebra? Odpowiedź uzasadnij.**

.....

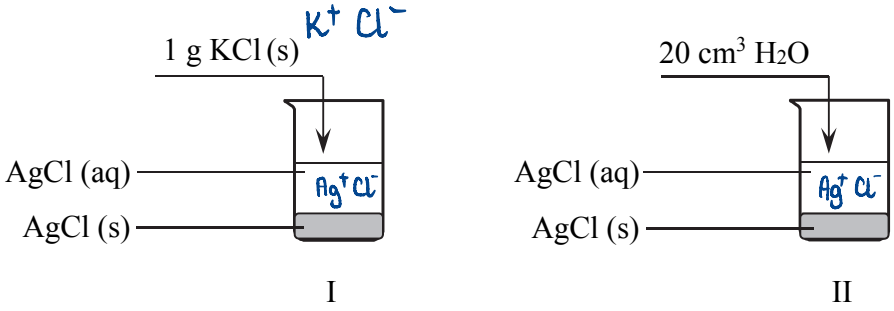
.....

.....

.....

Zadanie 8.

Opisany eksperyment przedstawiono na poniższym rysunku:




**Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.**

Po dodaniu chlorku potasu i po ponownym ustaleniu się stanu równowagi masa osadu w zlewce I była (większa niż / taka sama jak / mniejsza niż) przed dodaniem soli. Po dodaniu wody do zlewki II i po ponownym ustaleniu się stanu równowagi stężenie jonów srebra było (większe niż / takie samo jak / mniejsze niż) przed dodaniem wody.

Zadanie 9.



Chlorek, bromek i jodek ołowiu(II) są solami trudno rozpuszczalnymi w wodzie. Chlorek i bromek mają barwę białą, a jodek jest żółty. $PbI_2\downarrow$
Do $5{,}0\ cm^3$ nasyconego roztworu chlorku ołowiu(II) dodano $2{,}5\ cm^3$ roztworu pewnej soli i zaobserwowano efekt pokazany na zdjęciu.

**Spośród poniższych soli wybierz tę, której roztwór mógł być użyty w tym doświadczeniu, i zaznacz jej wzór. Oblicz, jakie powinno być minimalne stężenie molowe użytego roztworu tej soli, żeby wystąpił zaobserwowany efekt.**

$K_{SO} = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$ $PbCl_2$
$K_{SO} = 9{,}8 \cdot 10^{-9}$ $PbI_2$

NaCl AgI KBr **NaI** $Pb(NO_3)_2$

Obliczenia:

$Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2\downarrow$

$PbCl_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2Cl^-$
(x, 2x)

$K_{SO} = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2$

$K_{SO} = x \cdot (2x)^2$

$K_{SO} = 4x^3 \rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{K_{SO}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1{,}7 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0{,}0162\ \frac{mol}{dm^3}$ (S) $\rightarrow [Pb^{2+}]$

$n_{Pb^{2+}} = C \cdot V = 0{,}0162 \cdot 0{,}005 = 8{,}1 \cdot 10^{-5}$ mola $Pb^{2+}$

$V_{mix} = 5 + 2{,}5 = 7{,}5\ cm^3$

$[Pb^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{8{,}1 \cdot 10^{-5}}{0{,}0075} = 0{,}0108\ \frac{mol}{dm^3}$

$PbI_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2I^-$

$K_{SO} = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2$

$[I^-] = \sqrt{\frac{K_{SO}}{[Pb^{2+}]}} = \sqrt{\frac{9{,}8 \cdot 10^{-9}}{0{,}0108}} = 9{,}526 \cdot 10^{-4}\ \frac{mol}{dm^3}$

$9{,}526 \cdot 10^{-4}$ mola — $1\ dm^3$
$X$ — $0{,}0075\ dm^3$

$X = 7{,}14 \cdot 10^{-6}$ mola $I^- \rightarrow NaI$

$C = \frac{n}{V} = \frac{7{,}14 \cdot 10^{-6}\ mola}{0{,}0025\ dm^3} =$

$= 2{,}856 \cdot 10^{-3}\ \frac{mol}{dm^3}$ $NaI$

Zadanie 10.

W kolbie umieszczono 1,0 g tlenku wapnia, dodano 100 $cm^3$ wody, wymieszano i kolbę zamkniętą korkiem pozostawiono na kilka godzin. Następnie pobrano trochę roztworu i w temperaturze 25 °C zmierzono jego pH. Po pewnym czasie pomiar powtórzono, ale wartość pH nie zmieniła się i wynosiła 12,33. Przyjęto, że cały tlenek wapnia przereagował zgodnie z równaniem:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

i ustaliła się równowaga między fazą stałą a roztworem:

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-$$

$K_{so} = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2$

**Oblicz wartość iloczynu rozpuszczalności ($K_s$) wodorotlenku wapnia w warunkach doświadczenia.**

Obliczenia:

$pH = 12,33 \rightarrow pOH = 1,67$

$[OH^-] = 10^{-1,67}\ mol/dm^3$

$[OH^-] = 0,0214\ \frac{mol}{dm^3}$

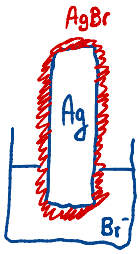
$[Ca^{2+}] = \frac{1}{2} \cdot 0,0214 = 0,0107\ \frac{mol}{dm^3}$

$K_{so} = 0,0107 \cdot 0,0214^2 =$

$= 4,9 \cdot 10^{-6}$

Zadanie 11.

Przykładem elektrody halogenosrebrowej jest elektroda bromosrebrowa, której działanie opisano równaniem:




$$AgBr\ (s) + e^- \rightleftarrows Ag\ (s) + Br^-\ (aq)$$

Potencjał tej elektrody zależy od stężenia jonów bromkowych i w temperaturze 298 K wyraża się równaniem:

$$E_{Ag/AgBr} = E^{\circ}_{Ag/AgBr} - 0{,}059 \log c_{Br^-}$$

Standardowy potencjał tej elektrody $E^{\circ}_{Ag/AgBr} = 0{,}071$ V.

W temperaturze 298 K potencjał elektrody bromosrebrowej zanurzonej w wodnym roztworze bromku srebra pozostającym w równowadze z osadem tej soli był równy $E_{Ag/AgBr} = 0{,}431$ V.

**Oblicz wartość iloczynu rozpuszczalności bromku srebra $K_s$[AgBr] w temperaturze 298 K.**

Obliczenia:

$$E = E^{\circ} - 0{,}059 \log [Br^-]$$

$$0{,}431 = 0{,}071 - 0{,}059 \log [Br^-]$$

$$0{,}36 = -0{,}059 \log [Br^-]$$

$$-6{,}1 = \log [Br^-]$$

$$[Br^-] = 10^{-6{,}1}$$

$$[Br^-] = 7{,}9 \cdot 10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3}$$

$$\downarrow$$

$$[Ag^+]$$

$$K_{so}\ dla\ AgBr = [Ag^+] \cdot [Br^-] =$$

$$= 7{,}9 \cdot 10^{-7} \cdot 7{,}9 \cdot 10^{-7}$$

$$= 6{,}241 \cdot 10^{-13}$$