

Powtórzenie materiału do sprawdzianu - reakcje w roztworach wodnych elektrolitów

I. Dysocjacja elektrolityczna jonowa

1. Definicje

- ❖ **Dysocjacja jonowa (elektrolityczna)** - rozpad elektrolitów na jony (kationy i aniony) pod wpływem rozpuszczalników polarnych (np. wody)
- ❖ **Elektrolit** - substancje, które po rozpuszczeniu w rozpuszczalniku polarnym (np. woda) lub w stanie stopionym przewodzą prąd elektryczny (jony są nośnikami ładunków elektrycznych)
 - Elektrolitami są związki jonowe lub o budowie polarnej
 - Sole,
 - Kwasy,
 - Kwasy tlenowe
 - Wodne roztwory wodorów kwasowych - kwasy beztlenowe,
 - Wodorotlenki,
 - Niektóre związki organiczne: kwasy karboksylowe i ich sole, hydroksykwasy i ich sole, aminokwasy, aminy
- ❖ **Nieelektrolit** - związki, które nie ulegają dysocjacji jonowych
 - Nieelektrolity - większość związków nieorganicznych, tlenki i wodoroki niereagujące z wodą
- ❖ Suma ładunków dodatnich na kationach po dysocjacji w danym roztworze jest równa sumie ładunków ujemnych na anionach.

2. Kwasy, zasady oraz sole wg Arrheniusa

- ❖ **Kwasy** - elektrolity, które ulegają częściowej lub całkowitej dysocjacji na kationy wodorowe i aniony reszty kwasowej:
$$\text{H}_2\text{O}$$
 - $\text{H}_n\text{R} \leftrightarrow n\text{H}^+ + \text{R}^{n-}$
- ❖ **Zasady** - wodorotlenki, które ulegają częściowej lub całkowitej dysocjacji na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe (wodorotlenkowe) - wyjątek stanowi woda amoniakalna, w przypadku której do roztworu przechodzi kation amonowy NH_4^+
$$\text{H}_2\text{O}$$
 - $\text{Me}(\text{OH})_m \leftrightarrow \text{Me}^{m+} + m\text{OH}^-$
- ❖ **Sole** - elektrolity, które dysocjują częściowo lub całkowicie na kationy metalu (wyjątek NH_4^+) i aniony reszty kwasowej - warunkiem dysocjacji całkowitej soli jest dobra rozpuszczalność w wodzie.
$$\text{H}_2\text{O}$$
 - $\text{Me}_n\text{R}_m \leftrightarrow n \text{Me}^{m+} + m\text{R}^{n-}$
- ❖ **Uwaga: kwasy wieloprotonowe (wielowodorowe) oraz zasady wielowodorotlenowe ulegają dysocjacji stopniowo (wieloetapowo).**

❖ Przykłady:

▪ dysocjacja kwasów

Kwas	Równanie dysocjacji - uproszczone	Nazwa systematyczna anionu
HCl	$\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	chlorkowy
HNO ₃	$\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	azotanowy(V)
HNO ₂	$\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	azotanowy(III)
H ₃ BO ₃	I etap: $\text{H}_3\text{BO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$ II etap: $\text{H}_2\text{BO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HBO}_3^{2-}$ III etap: $\text{HBO}_3^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{BO}_3^{3-}$ Sumarycznie: $\text{H}_3\text{BO}_3 \leftrightarrow 3\text{H}^+ + \text{BO}_3^{3-}$	dwuwodoroortoborowy(III) wodorootoborowy(III) ortoborowy(III)
UWAGA: postać kationu wodorowego H^+ w roztworze wodnym nie istnieje, w rzeczywistości równanie dysocjacji ma postać: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$, w roztworze istnieje kation oksoniowy (hydroniowy) H_3O^+		

▪ dysocjacja zasad

Zasada	Równanie dysocjacji	Nazwa systematyczna kationu
KOH	$\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$	wapniowy
NH ₃	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	amonowy
Sr(OH) ₂	I etap: $\text{Sr(OH)}_2 \leftrightarrow \text{SrOH}^+ + \text{OH}^-$ II etap: $\text{SrOH}^+ \leftrightarrow \text{Sr}^{2+} + \text{OH}^-$ Sumarycznie: $\text{Sr(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Sr}^{2+} + 2\text{OH}^-$	wodorotlenowostrontowy (hydroksostrontowy) strontowy

▪ dysocjacja soli

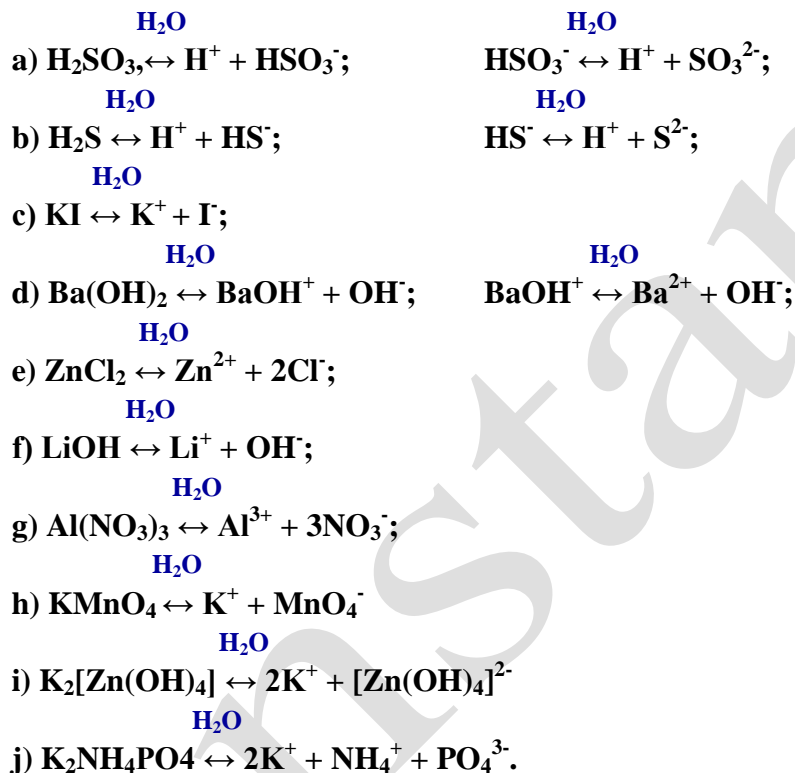
Sól	Równanie dysocjacji	Nazwa jonów
NaBr	$\text{NaBr} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{Br}^-$	sodowy + bromkowy
FeCl ₃	$\text{FeCl}_3 \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	żelazowy(III) + chlorkowy
K ₃ PO ₄	$\text{K}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow 3\text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	potasowy + ortofosforowy(V)
CaHPO ₄	$\text{CaHPO}_4 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{HPO}_4^{2-}$	wapniowy + wodoro-ortofosforanowy(V)
Ca(HCO ₃) ₂	$\text{Ca(HCO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$	Wapniowy + wodorowęglanowy
[Cu(OH)] ₂ CO ₃	$[\text{Cu(OH)}]_2\text{CO}_3 \leftrightarrow 2\text{CuOH}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	hydroksomiedziowy(II) + węglanowy(IV)

3. Przykładowe zadania

Zad.1. Zapisz równania dysocjacji jonowej dla następujących cząsteczek związków chemicznych w roztworze wodnym:

- a) H_2SO_3 , b) H_2S , c) KI , d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, e) ZnCl_2 ,
f) LiOH , g) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, h) KMnO_4 , i) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, j) $\text{K}_2\text{NH}_4\text{PO}_4$

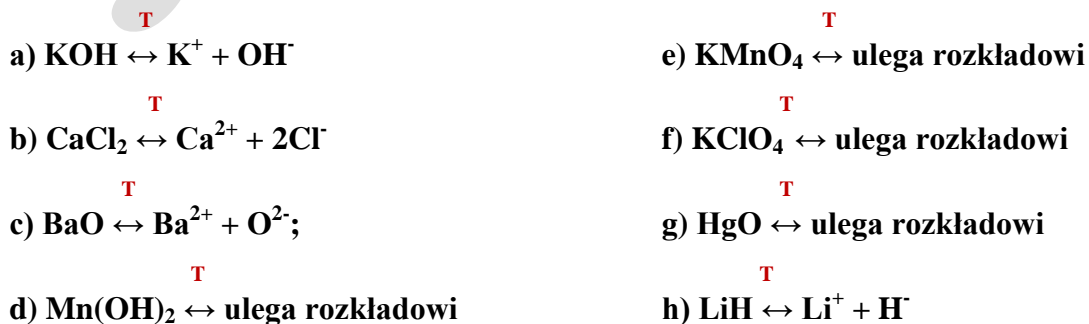
Rozwiązanie:



Zad.2. Zapisz równania dysocjacji jonowej następujących cząsteczek związków chemicznych w stanie stopionym:

- a) KOH ; b) CaCl_2 , c) BaO , d) $\text{Mn}(\text{OH})_2$; e) KMnO_4 ;
f) KClO_4 ; g) HgO h) LiH

Rozwiązanie:



Zad.3. Kwas arsenowy(V) H_3AsO_4 należy do kwasów (elektrolitów) bardzo słabych co oznacza, że ulega częściowej dysocjacji w poszczególnych etapach, zapisz równanie dysocjacji jonowej tego kwasu i uszereguj jony wg wzrastającego ich stężenia w roztworze.

Rozwiązanie:



I etap: $\text{H}_3\text{AsO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$ (tylko część cząsteczek rozpada się na jony)



II etap: $\text{H}_2\text{AsO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$ (H_2AsO_4^- tylko część jonów rozpada się dalej na jony)



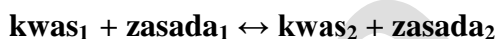
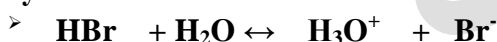
III etap: $\text{HAsO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$ (HAsO_4^{2-} tylko część jonów rozpada się dalej na jony)

Uszeregowanie wg wzrastającego stężenia jonów: $\text{AsO}_4^{3-} < \text{HAsO}_4^{2-} < \text{H}_2\text{AsO}_4^- < \text{H}^+$

II. Kwasy i zasady w teorii Brönsteda - Lowry`ego (teoria protonowa)

- ❖ Kwas - kwasem jest każdy związek chemiczny lub jon, który może **oddać proton (H^+)** - **protonodawca - protonodonor**
 - ❖ Zasada - zasadą jest każdy związek chemiczny lub jon, który może **przyjąć proton (H^+)** - **protonobiorca - protonoakceptor**
- Uwaga - w tej teorii **kwas występuje ze sprzężoną z nim zasadą**

❖ Przykład:



✓ Sprzężone para: $\text{HBr} \leftrightarrow \text{Br}^-$



✓ Sprzężone para: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+$



✓ Sprzężona para: $\text{NH}_3 \leftrightarrow \text{NH}_4^+$

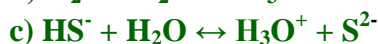
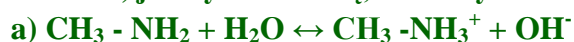


✓ Sprzężona para: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{OH}^-$



Przykładowe zadania

Zad.4. Na podstawie poniższych równań reakcji chemicznych dla ich reagentów przypisz charakter chemiczny (kwas lub zasada) oraz podaj wzory drobin tworzących pary sprzężone oraz podziel reagenty wg. kryterium: jest tylko kwasem, jest tylko zasadą, może być kwasem i zasadą.



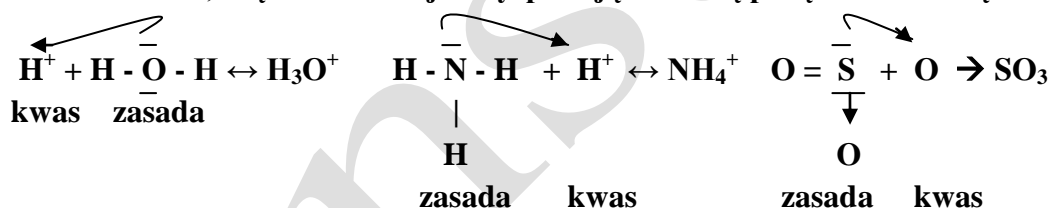
Rozwiązanie:

- ✓ a) $\text{CH}_3 - \text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3 - \text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$
 zasada₁ kwas₁ kwas₂ zasada₂
 Sprężone pary: $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ i $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+$ oraz H_2O i OH^-
- ✓ b) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$
 kwas₁ zasada₁ kwas₂ zasada₂
 Sprężone pary: H_2S i HS^- oraz H_2O i H_3O^+
- ✓ c) $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$
 kwas₁ zasada₁ kwas₁ zasada₂
 Sprężone pary: HS^- i S^{2-} oraz H_2O i H_3O^+
- ✓ Podział drobin wg charakteru chemicznego

Wyłącznie kwas	Kwas lub zasada	Wyłącznie zasada
H_2S H_3O^+ $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+$	H_2O HS^-	$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ OH^- S^{2-}

III. Kwasy i zasady w teorii Lewisa - teoria elektronowa

- ❖ **Kwas** - atom, cząsteczka lub jon, który może przyjąć parę elektronową i utworzyć wiązanie koordynacyjne:
- ❖ **Zasada** - atom, cząsteczka lub jon dysponująca wolną parą elektronową



IV. Moc elektrolitu i stopień dysocjacji α

1. Moc elektrolitu

- ❖ O mocy elektrolitu świadczy natężenie przepływającego prądu elektrycznego, im większe natężenie prądu, tym większa moc elektrolitu, ponieważ w roztworze znajduje się większe stężenie jonów, czyli po osiągnięciu stanu równowagi po dysocjacji równowaga jest przesunięta w prawo - w stronę cząsteczek zdysocjowanych.

Tab. 1.

Elektrolity mocne	Elektrolity średniej mocy	Elektrolity słabe
Sole rozpuszczalne w wodzie, Kwasy: HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , wodorotlenki litowców i berylowców z wyjątkiem: $\text{Be}(\text{OH})_2$ i $\text{Mg}(\text{OH})_2$	H_3PO_4 $\text{Mg}(\text{OH})_2$	H_2CO_3 H_2SO_3 HNO_2 H_2S , H-COOH $\text{CH}_3\text{-COOH}$ $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$

2. Stopień dysocjacji α

- ❖ Ilościowa miara mocy elektrolitu - stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony w danym roztworze do całkowitej liczby moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu
- ❖ $\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% = [0\% < \alpha < 100\%]$
- ❖ lub $\alpha = \frac{n_z}{n_w} = [0 < \alpha < 1]$ (jednostka bezwymiarowa)
- ❖ Uwaga - przyjęte są inne oznaczenia: $n_z = c_z = c$, $n_w = c_w = c_0$
 - ✓ n_z - stężenie molowe cząsteczek zdysocjonowanych,
 - ✓ n_w - całkowite stężenie molowe roztworu
- ❖ Podział elektrolitów ze względu na stopień dysocjacji α

Tab.2.

Elektrolity mocne	E. średniej mocy	Elektrolity słabe
$\alpha \geq 30\%$	$5\% < \alpha < 30\%$	$\alpha < 5\%$

- ❖ Czynniki wpływające na stopień dysocjacji:
 - Rodzaj elektrolitu (patrz tabela 1)
 - Rodzaj rozpuszczalnika
 - Temperatura - wraz ze wzrostem temp. α wzrasta ale w nieznacznym stopniu,
 - Stężenia roztworu - wraz ze wzrostem stężenia roztworu α maleje,
 - Innych substancji obecnych w roztworze.

Przykładowe zadania

Zad.5. Oblicz stopień dysocjacji kwasu jednoprotonowego, jeżeli całkowite stężenie roztworu tego kwasu wynosi $0,2\text{mol/dm}^3$ a stężenie kationów wodorowych w roztworze wynosi $0,01\text{mol/dm}^3$, na tej podstawie ocen moc elektrolitu.

Rozwiązanie:



- $\text{HR} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{R}^-$ to $[\text{H}^+] = [\text{R}^-] = n_z$
- Dane: $n_z = 0,01\text{mol/dm}^3$; $n_w = 0,2\text{mol/dm}^3$
- Obliczenie:

$$\checkmark \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% = \frac{0,01\text{mol/dm}^3}{0,2\text{mol/dm}^3} \cdot 100\% = 5\%$$

✓ w oparciu w tab.2 jest to elektrolit średniej mocy.

Zad.6. Oblicz stopień dysocjacji zasady dwuwodorotlenowej, jeżeli całkowite stężenie roztworu tej zasady wynosi $0,5\text{mol/dm}^3$ a stężenie kationów wodorotlenowych w roztworze wynosi $0,01\text{mol/dm}^3$, na tej podstawie ocen moc elektrolitu.

Rozwiązanie:



- $\text{Me(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Me}^{2+} + 2\text{OH}^-$ to $1/2 \cdot [\text{OH}^-] = [\text{Me}^{2+}]$
- Dane $n_z = 0,01\text{mol/dm}^3$; $n_w = 0,5\text{mol/dm}^3$
- Obliczenie:

$$\checkmark \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% = \frac{1}{2} \cdot \frac{0,01\text{mol/dm}^3}{0,5\text{mol/dm}^3} \cdot 100\% = 1\%$$

✓ Elektrolit słaby

Zad.7. Oblicz stężenie wodnego roztworu kwasu jednoprotowego jeżeli stopień dysocjacji wynosi 0,5% w stężenie kationów wodorowych w roztworze wynosi 0,001mola/dm³.

Rozwiązanie:



- $HR \leftrightarrow H^+ + R^-$ to $[H^+] = [R^-] = n_z$
- Dane: $n_z = 0,001 \text{ mol/dm}^3$, $\alpha = 0,5\%$
- Obliczenie

✓ $\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$; stąd

✓ $n_w = \frac{n_z \cdot 100\%}{\alpha} = \frac{0,001 \text{ mol/dm}^3 \cdot 100\%}{5\%} = 0,2 \text{ mol/dm}^3$

Zad.8. Oblicz stężenie kationów wodorowych w roztworze kwasu jednoprotowego o stężeniu 0,4mol/dm³ jeżeli stopień dysocjacji wynosi 2%

Rozwiązanie:



- $HR \leftrightarrow H^+ + R^-$ to $[H^+] = [R^-] = n_z$
- Dane: $n_w = 0,4 \text{ mol/dm}^3$, $\alpha = 2\%$
- Obliczenie:

➤ $\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$; stąd

➤ $n_z = \frac{n_w \cdot \alpha}{100\%} = \frac{0,4 \text{ mol/dm}^3 \cdot 2\%}{100\%} = 0,08 \text{ mol/dm}^3$

V. Iloczyn jonowy wody i pH roztworu oraz odczyn roztworu

1. Autodysocjacja wody

- ❖ Czysta chemicznie woda w bardzo słabym stopniu przewodzi prąd elektryczny, stąd wniosek, że niewielka część cząsteczek wody ($\alpha = 0,000\ 000\ 2\% = 2 \cdot 10^{-7}\%$, tj. w przybliżeniu 1 cząsteczka na 0,5 miliarda cząsteczek) rozpada się na jony wg równania:



- Stężenie molowe wody w temp. 25°C wynosi w przybliżeniu 50mol/dm³,

- Obliczenie stężenia kationów wodorowych w temp. 25°C

✓ $n_z = \frac{n_w \cdot \alpha}{100\%} = \frac{50 \text{ mol/dm}^3 \cdot 2 \cdot 10^{-7}\%}{100\%} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 = [H^+]$

- Z równania autodysocjacji wody wynika następująca zależność:

✓ $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

2. Iloczyn jonowy wody $K_w = [(mol/dm^3)^2]$

❖ $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 = 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2 = \text{constans}$

- ❖ Iloczyn jonowy wody jest wielkością stałą (constans) dla każdego roztworu wodnego, wprowadzenie do roztworu kationów wodorowych (H^+) skutkuje zmniejszeniem stężenia anionów wodorotlenowych (OH^-) i odwrotnie, zwiększenie stężenia anionów OH^- skutkuje zmniejszeniem stężenia kationów H^+ :

• Jeżeli $[H^+] = 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ to $[OH^-] = \frac{10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2}{10^{-5} \text{ mol/dm}^3} = 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$

• Jeżeli $[OH^-] = 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ to $[H^+] = \frac{10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2}{10^{-3} \text{ mol/dm}^3} = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$

3. Odczyn roztworu i indykatory (wskaźnik) odczynu

- ❖ Odczyn obojętny - czysta woda ma odczyn obojętny, ponieważ $[H^+] = [OH^-]$
- ❖ Odczyn kwasowy - nadają kationy wodorowe (H^+) czyli $[H^+] > [OH^-]$
- ❖ Odczyn zasadowy - nadają aniony wodorotlenowe (OH^-) czyli $[H^+] < [OH^-]$
(zapisy $[H^+]$ i $[OH^-]$ są stężeniami molowymi)

Tab.3.

Nazwa indykatora	Zakres pH indykatora	Barwa indykatora w roztworze	
		Kwasowy	Zasadowy
Fenoloftaleina	8,3 - 10	Bezbarwna	Malinowy
Lakmus	4,5 - 8,3	czerwony	niebieski
Oranż metylowy	3,1 - 4,4	czerwony	żółty
Uniwersalny papierek wskaźnikowy	-	Czerwony	Zielono- niebieski
Błękit bromotymolowy	6,0 - 7,6	Żółty	Niebieski

Przykładowe zadania:

Zad.9. W roztworach wodnych związków stężenia kationów wodorowych wynoszą:

- a) $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$; b) $[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$; c) $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

Podaj odczyn tych roztworów oraz podaj barwę uniwersalnego papierka wskaźnikowego:

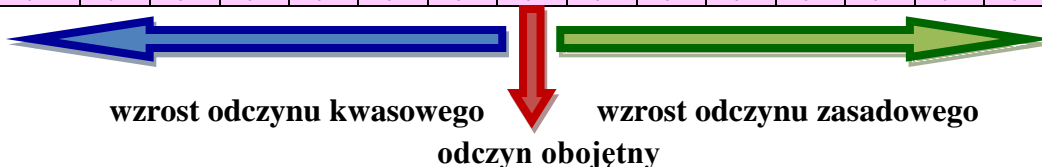
Rozwiązanie:

- a) $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 > [OH^-] = 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$; odczyn kwasowy, czerwony;
b) $[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 < [OH^-] = 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; odczyn zasadowy, niebieski;
c) $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$; odczyn obojętny, żółto-pomarańczowy;

4. pH i pOH roztworu, skala pH

- ❖ pH - ujemny logarytm dziesiętny z wartości liczbowej równej stężeniu molowemu kationów wodorowych w roztworze: $pH = -\log[H^+]$
 $pH = -\log 10^{-x} = x$; $pH = -\log 10^{-2} = 2$
- ❖ pOH - ujemny logarytm dziesiętny z wartości liczbowej równej stężeniu molowemu anionów wodorotlenowych w roztworze: $pOH = -\log[OH^-]$
 $pOH = -\log 10^{-y} = y$; $pOH = -\log 10^{-12} = 12$
- ❖ $pH = 14 - pOH$; $pOH = 12$ to $pH = 14 - 12 = 2$
- ❖ $pOH = 14 - pH$; $pH = 5$ to $pOH = 14 - 5 = 9$
- ❖ skala pH

$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0



Przykładowe zadania

Zad. 10. W roztworach wodnych związków stężenia kationów wodorowych wynoszą:

a) $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$; b) $[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$; c) $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

Oblicz pH i pOH roztworów i podaj odczyn tych roztworów.

Rozwiązanie:

a) $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$; $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log 10^{-2} = 2$; $\text{pOH} = 14 - 2 = 12$

- odczyn kwasowy;

b) $[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$; $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log 10^{-11} = 11$; $\text{pOH} = 14 - 11 = 3$

- odczyn zasadowy;

c) $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$; $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log 10^{-7} = 7$; $\text{pOH} = 14 - 7 = 7$

- odczyn obojętny.

Zad.11. Oblicz pH wodnego roztworu kwasu jednoprotowego o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$ jeżeli stopień dysocjacji wynosi 2%

Rozwiązanie:

❖ Dane: $\alpha = 2\%$; $n_w = 0,05 \text{ mol/dm}^3$.

❖ Obliczenie stężenia kationów wodorowych

$$n_z = \frac{\alpha \cdot n_w}{100\%} = \frac{2\% \cdot 0,05 \text{ mol/dm}^3}{100\%} = 0,001 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = [H^+]$$

❖ Obliczenie pH

$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 10^{-3} = 3$

Zad.12. Oblicz pH wodnego roztworu zasady jednoworotlenowej o stężeniu $0,004 \text{ mol/dm}^3$ jeżeli stopień dysocjacji wynosi 25%

Rozwiązanie:

❖ Dane: $\alpha = 25\%$; $n_w = 0,004 \text{ mol/dm}^3$.

❖ Obliczenie stężenia molowego anionów OH^-

$$n_z = \frac{\alpha \cdot n_w}{100\%} = \frac{25\% \cdot 0,004 \text{ mol/dm}^3}{100\%} = 0,001 \text{ mol/dm}^3 = \frac{10^{-4} \text{ mol}}{\text{dm}^3} = [OH^-]$$

❖ Obliczenie pH roztworu

✓ $\text{pOH} = -\log[OH^-] = -\log 10^{-4} = 4$

✓ $\text{pH} = 14 - 4 = 10$

❖ Obliczenie z stężenia kationów H^+ z iloczynu jonowego wody (drugi wariant)

✓ $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2$

✓ $[H^+] = \frac{10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2}{[OH^-]} = \frac{10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2}{10^{-4} \text{ mol/dm}^3} = 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$

❖ Obliczenie pH

❖ $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log 10^{-10} = 10$

Zad.13. Oblicz stopień dysocjacji wodnego roztworu kwasu jednoprotowego o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ i $\text{pH} = 3$

Rozwiązanie:

❖ Dane: jeżeli $\text{pH} = 3$, to $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = n_z$, $n_w = 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$

❖ Obliczenie α

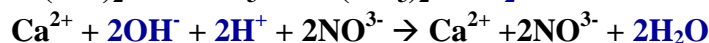
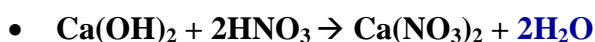
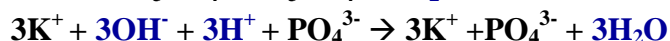
✓ $\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% = \frac{10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{10^{-1} \text{ mol/dm}^3} \cdot 100\% = 1\%$

VI. Reakcje zobojętniania

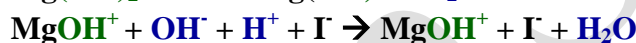
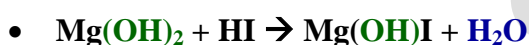
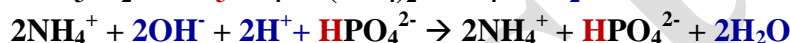
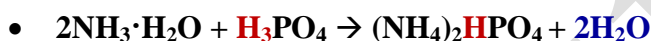
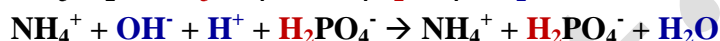
- ❖ Reakcje zobojętniania polegają na łączeniu się kationów wodorowych H^+ (H_3O^+) z anionami wodorotlenowymi OH^- w niezdysocjowane cząsteczki wody:



❖ Przykłady - zobojętnianie całkowite



❖ Przykłady - zobojętnianie częściowe



zapis cząsteczkowy,

zapis jonowy,

zapis skrócony;

zapis cząsteczkowy,

zapis jonowy,

zapis skrócony;

zapis cząsteczkowy,

zapis jonowy,

zapis skrócony.

zapis cząsteczkowy,

zapis jonowy,

zapis skrócony;

zapis cząsteczkowy,

zapis jonowy,

zapis skrócony;

zapis cząsteczkowy,

zapis jonowy

zapis skrócony;

Przykładowe zadania:

Zad. 14. Zapisz równania cząsteczkowe, jonowe i skrócone:

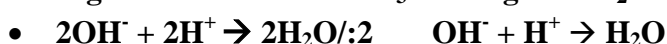
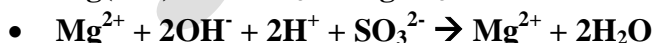
a) całkowitego zobojętniania kwasu siarkowego(IV) zasadą magnezową,

b) częściowego zobojętniania kwasu siarkowodorowego zasadą litową,

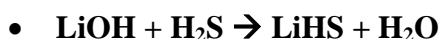
c) częściowego zobojętniania kwasu azotowego(III) zasadą wapniową

Rozwiązanie:

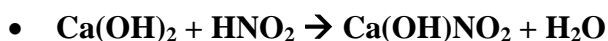
Zad.14.a



Zad.14.b



Zad.14.c



Zad. 15. Wymieszano 100cm^3 0,5 molowego roztworu zasady sodowej i 100cm^3 0,5 molowego roztworu kwasu siarkowego(VI). Zapisz równanie cząsteczkowe reakcji zobojętnienia i podaj nazwę systematyczną produktu reakcji.

Rozwiązanie:

- w każdym z roztworów znajduje się ta sama liczba moli substratów:
 $n = V \cdot C_m = 0,1\text{dm}^3 \cdot 0,5\text{mol/dm}^3 = 0,05\text{mol}$,
- 1 mol NaOH po dysocjacji uwolni 1mol OH^- , natomiast 1 mol H_2SO_4 uwolni do roztworu 2 mole H^+ ,
- Aby zaszła reakcja całkowitego zobojętniania substraty muszą być zmieszane w stosunku molowym $2[\text{NaOH}] : [\text{H}_2\text{SO}_4] = 2 : 1$, a mieszanina reakcyjna jest sporządzona w stosunku molowym 1 : 1, stąd zajdzie reakcja częściowego zobojętnienia
- **$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$** - **wodorosiarczan(VI) sodu**

Zad.16. Wymieszano 25cm^3 0,2 molowego roztworu KOH z 75cm^3 0,2 molowego roztworu kwasu chlorowodorowego. Oblicz pH roztworu po wymieszanu tych roztworów i podaj jego odczyn oraz dobierz indykator do potwierdzenia odczynu. Dla obu substratów należy przyjąć $\alpha = 100\%$

Rozwiązanie:

- Równanie reakcji zobojętniania: $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- Interpretacja równania: $1\text{mol} + 1\text{mol} \rightarrow 1\text{mol} + 1\text{mol}$
- Obliczenie liczby moli substratów w roztworach:
 - ✓ $n_{\text{KOH}} = V_r \cdot C_m = 0,025\text{dm}^3 \cdot 0,2\text{mol/dm}^3 = 0,005\text{mol}$
 - ✓ $n_{\text{HCl}} = V_r \cdot C_m = 0,075\text{dm}^3 \cdot 0,2\text{mol/dm}^3 = 0,015\text{mol}$
- Obliczenie nadmiaru jednego z substratów:

$n_{\text{HCl}} = 0,010\text{mol}$

 (reakcja zachodzi w stosunku molowym 1 : 1, w nadmiarze użyto kwas chlorowodorowy)
- Obliczenie stężenia molowego HCl w nadmiarze po połączeniu roztworów
 - ✓ $V_r = V_{r\text{KOH}} + V_{r\text{HCl}} = 0,025\text{cm}^3 + 0,075\text{cm}^3 = 100\text{cm}^3 = 0,1\text{dm}^3$
 - ✓ $C_m = \frac{n}{V_r} = \frac{0,01\text{mol}}{0,1\text{dm}^3} = 0,1\text{mol/dm}^3 = n_w$
- Obliczenie stężenia molowego kationów H^+ w roztworze (n_z) przy $\alpha = 100\%$
 - ✓ $n_z = \frac{\alpha \cdot n_w}{100\%} = \frac{100\% \cdot 0,1\text{mol/dm}^3}{100\%} = 0,1\text{mol/dm}^3 = [\text{H}^+] = 10^{-1}\text{mol/dm}^3$
- Obliczenie pH roztworu
 - ✓ **$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 10^{-1} = 1$**
- Odczyn **silnie kwasowy**, indykator - **oranż metylowy przyjmie barwę czerwoną.**

Zad. 17. Wymieszano 150cm³ 0,2 molowego roztworu NaOH z 50cm³ 0,2 molowego roztworu kwasu bromowodorowego. Oblicz pH roztworu po wymieszaniu tych roztworów i podaj jego odczyn oraz dobierz indykator do potwierdzenia odczynu. Dla obu substratów należy przyjąć $\alpha = 100\%$

Rozwiązanie:

- Równanie reakcji zobojętniania: $\text{NaOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
- Interpretacja równania: $1\text{mol} + 1\text{mol} \rightarrow 1\text{mol} + 1\text{mol}$
- Obliczenie liczby moli substratów w roztworach:
 - ✓ $n_{\text{NaOH}} = V_r \cdot C_m = 0,150\text{dm}^3 \cdot 0,2\text{mol/dm}^3 = 0,030\text{mol}$
 - ✓ $n_{\text{HBr}} = V_r \cdot C_m = 0,050\text{dm}^3 \cdot 0,2\text{mol/dm}^3 = 0,010\text{mol}$
- Obliczenie nadmiaru jednego z substratów: $N_{\text{NaOH}} = 0,020\text{mol}$
(reakcja zachodzi w stosunku molowym 1 : 1, w nadmiarze użyto zasadę sodową)
- Obliczenie stężenia molowego NaOH w nadmiarze po połączeniu roztworów
 - ✓ $V_r = V_{r\text{NaOH}} + V_{r\text{HBr}} = 0,150\text{cm}^3 + 0,050\text{cm}^3 = 200\text{cm}^3 = 0,2\text{dm}^3$
 - ✓ $C_m = \frac{n}{V_r} = \frac{0,02\text{mol}}{0,2\text{dm}^3} = 0,1\text{mol/dm}^3 = n_w$
- Obliczenie stężenia molowego kationów H⁺ w roztworze (n_z) przy $\alpha = 100\%$
 - ✓ $n_z = \frac{\alpha \cdot n_w}{100\%} = \frac{100\% \cdot 0,1\text{mol/dm}^3}{100\%} = 0,1\text{mol/dm}^3 = [\text{OH}^-] = 10^{-1}\text{mol/dm}^3$
- Obliczenie pH roztworu
 - ✓ $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 10^{-1} = 1$ $\text{pH} = 14 - 1 = 13$
- Odczyn silnie zasadowy, indykator - fenoloftaleina przyjmie barwę malinową.

Zad. 18. Oblicz, ile cm³ 0,4 molowego roztworu zasady wapniowej należy użyć aby całkowicie zobojętnić 50cm³ 0,5molowego roztworu kwasu azotowego(V).

Rozwiązanie:

- Równanie reakcji zobojętniania: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Interpretacja równania: $1\text{mol} + 2\text{mole} \rightarrow 1\text{mol} + 2\text{mole}$
- Obliczenie liczby moli kwasu azotowego w roztworze:
 - ✓ $n_{\text{HNO}_3} = V_r \cdot C_m = 0,050\text{dm}^3 \cdot 0,5\text{mol/dm}^3 = 0,025\text{mol HNO}_3$
- Obliczenie liczby moli Ca(OH)₂ potrzebnej do całkowitego zobojętnienia:

1 mol Ca(OH) ₂	-----	2 mole HNO ₃
x	-----	0,025 mola HNO ₃
<div style="text-align: center;">$x = 0,0125\text{mola Ca}(\text{OH})_2$</div>		
- Obliczenie objętości 0,4 molowego roztworu Ca(OH)₂

1000cm ³ 0,4M roztworu	-----	0,4 mola Ca(OH) ₂
x	-----	0,0125 mola
<div style="text-align: center;">$x = 31,25\text{cm}^3 \text{ 0,4 molowego roztworu Ca}(\text{OH})_2$</div>		

VII. Reakcje wytrącania osadów

- ❖ Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów zachodzą między jonami, jeżeli produktem reakcji jest związek rozpuszczalny w wodzie, to występuje w roztworze w postaci zdysocjowanej (jonów), natomiast jeżeli jest trudno rozpuszczalny, to wytrąci się w postaci osadu (jeżeli iloczyn jonowy roztworu jest większy od iloczynu rozpuszczalności związku)
- ❖ W reakcjach **wytrącania wodorotlenków amfoterycznych** może dojść do **rozpuszczenia początkowo powstającego osadu** w przypadku **nadmiaru użytej zasady**, ponieważ powstają **kompleksowe związki rozpuszczalne w wodzie**.
Przykład: $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \downarrow \text{Zn(OH)}_2 + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ - osad wytrąci się
 $\text{ZnCl}_2 + 4\text{NaOH} \rightarrow [\text{Zn(OH)}_4]^{2-} + 4\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ - osad nie wytrąci się.
- ❖ **Zapis cząsteczkowy, jonowy i skrócony reakcji wytrącania osadów**
 - $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \downarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$; zapis cząsteczkowy,
 $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Cu(OH)}_2 + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; zapis jonowy,
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Cu(OH)}_2$; zapis skrócony
 - $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \downarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$; zapis cząsteczkowy,
 $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \downarrow \text{AgCl} + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$; zapis jonowy,
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \downarrow \text{AgCl}$; zapis skrócony,
 - $\text{Pb(NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \downarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$; zapis cząsteczkowy,
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{K}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \downarrow \text{PbI}_2 + 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^-$; zapis jonowy,
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \downarrow \text{PbI}_2$; zapis skrócony.
 - $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \downarrow \text{CaSiO}_3 + 2\text{NaCl}$; zapis cząsteczkowy,
 $\text{Na}^+ + \text{SiO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \downarrow \text{CaSiO}_3 + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$; zapis jonowy,
 $\text{SiO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} \rightarrow \downarrow \text{CaSiO}_3$; zapis skrócony.
 - $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \downarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$; zapis cząsteczkowy,
 $2\text{Na}^+ + \text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \downarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$; zapis jonowy,
 $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \downarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$; zapis skrócony.
- ❖ **Uwaga: w zapisie równań reakcji należy skorzystać z tabeli rozpuszczalności, aby upewnić się, że osad wytrąca się.**

Przykładowe zadania:

Zad.19. Z tabeli rozpuszczalności dobierz substraty, po zmieszaniu ich wodnych roztworów powstanie osad a) ortofosforanu(V) rtęci(II), b) wodorotlenku glinu, c) wodorotlenku chromu(III). Reakcje zapisz w formie jonowej i skróconej.

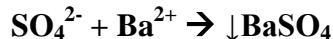
Rozwiązanie:

- a) $3\text{Hg}^{2+} + 6\text{Cl}^- + 6\text{Na}^+ + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \downarrow \text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{Na}^+ + 6\text{Cl}^-$
 $3\text{Hg}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \downarrow \text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$
- b) $2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 6\text{K}^+ + 6\text{OH}^- \rightarrow \downarrow 2\text{Al(OH)}_3 + 6\text{K}^+ + 3\text{SO}_4^{2-}$
 $2\text{Al}^{3+} + 6\text{OH}^- \rightarrow \downarrow 2\text{Al(OH)}_3$; $\text{Al}^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Al(OH)}_3$
- c) $\text{Cr}^{3+} + \text{NO}_3^- + 3\text{Na}^+ + 3\text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Cr(OH)}_3 + 3\text{Na}^+ + 3\text{NO}_3^-$
 $\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Cr(OH)}_3$

Zad.20. Oblicz, ile cm^3 0,5 molowego roztworu kwasu siarkowego(VI) należy użyć aby całkowicie wytrącić kationy baru z 100cm^3 0,2 molowego roztworu wodorotlenku baru. Ile gramów osadu powstanie w tej reakcji?

Rozwiązanie:

❖ Zapis równania reakcji: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow + 2\text{H}_2\text{O}$



❖ Interpretacja równania: $1\text{mol} + 1\text{mol} \rightarrow 1\text{mol}$

❖ Obliczenie liczby moli wodorotlenku baru w roztworze:

➤ $n = V_r \cdot C_m = 0,1\text{dm}^3 \cdot 0,2\text{mol/dm}^3 = 0,02\text{mol Ba}(\text{OH})_2$

❖ Obliczenie liczby moli kwasu siarkowego(VI) koniecznej do wytrącenia Ba^{2+}

➤ $1\text{mol H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 1\text{mol Ba}(\text{OH})_2$

$x \text{ ----- } 0,02\text{mol}$

 $x = 0,02\text{mola H}_2\text{SO}_4$

❖ Obliczenie objętości 0,5 molowego roztworu kwasu siarkowego(VI)

➤ $1000\text{cm}^3 \text{ 0,5M roztworu ----- } 0,5\text{ mola}$

$x \text{ ----- } 0,02\text{ mola}$

 $x = 40\text{cm}^3 \text{ roztworu kwasu.}$

❖ Obliczenie masy wytrąconego osadu:

➤ $M_{\text{BaSO}_4} = 233\text{g/mol}$

➤ $1\text{mol Ba}(\text{OH})_2 \text{ ----- } 233\text{g BaSO}_4 (1\text{mol})$

$0,02\text{ mola ----- } x$

 $x = 4,66\text{g BaSO}_4$

Zad.21. Wodorotlenek glinu jest związkiem amfoterycznym, liczba koordynacyjna Al^{3+} wynosi 4 lub 6. Czy powstanie osad wodorotlenku glinu, jeżeli do 20cm^3 0,1 molowego roztworu chlorku glinu dodano 10cm^3 1,2 molowego roztworu wodorotlenku sodu.

Rozwiązanie:

❖ Zapis równania reakcji otrzymywania wodorotlenku glinu



❖ Warunkiem powstania osadu jest spełniony stosunek substratów:

➤ $[\text{AlCl}_3] : 3[\text{NaOH}] = 1\text{mol} : 3\text{moli}$

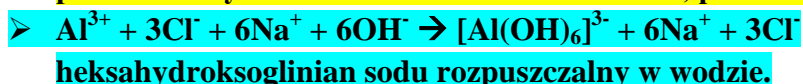
❖ Obliczenie liczby moli reagentów w roztworach:

➤ $n_{\text{AlCl}_3} = V_r \cdot C_m = 0,02\text{dm}^3 \cdot 0,1\text{mol/dm}^3 = 0,002\text{mola}$

➤ $n_{\text{NaOH}} = V_r \cdot C_m = 0,01\text{dm}^3 \cdot 1,2\text{mol/dm}^3 = 0,012\text{mola}$

❖ Obliczenie stosunku molowego substratów:

➤ $[\text{AlCl}_3] : [\text{NaOH}] = 0,002\text{mola} : 0,012\text{mola} = 1 : 6$, osad nie powstanie ponieważ użyto w nadmiarze roztworu NaOH, powstanie:



VIII. Hydroliza soli

1. Wprowadzenie:

- ❖ Sole rozpuszczalne w wodzie ulegają dysocjacji jonowej - występują w roztworze w postaci jonów,
- ❖ Niektóre jony tych soli mogą reagować z cząsteczkami wody zakłócając równowagę jonową wody (przesunięcie stężenia H^+ i OH^-),
- ❖ Odczyn wodnego roztworu soli obojętnych Me_nR_m nie musi być obojętny.

2. Hydroliza - reakcja jonów niektórych soli z cząsteczkami wody:

- $Me^{m+} + mH_2O \rightarrow Me(OH)_m + nH^+$ (reakcja kationu soli)
- $R^{n-} + nH_2O \rightarrow H_nR + nOH^-$ (reakcja anionu soli)

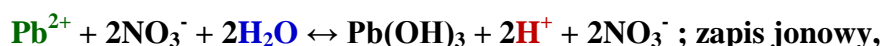
❖ Warunki zajścia hydrolizy:

- Sól musi być rozpuszczalna w wodzie,
- Hydrolizie nie ulegają sole pochodzące od mocnych kwasów i mocnych zasad - odczyn wodnych roztworów tych soli jest obojętny,
- Hydrolizie ulegają sole rozpuszczalne w wodzie, pochodzące od mocnych kwasów i słabych kwasów,
- Hydrolizie ulegają sole rozpuszczalne w wodzie, pochodzące od słabych kwasów i mocnych zasad,
- Hydrolizie ulegają sole rozpuszczalne w wodzie, pochodzące od słabych kwasów i słabych zasad.

3. Rodzaje hydrolizy:

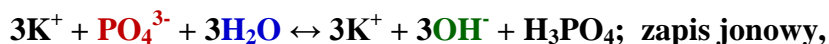
Sól pochodząca od:		Odczyn wodnego roztworu soli	Rodzaj hydrolizy
kwasu	zasady		
mocny	mocna	obojętny	Nie zachodzi (nie ulegają)
mocny	słaba	kwasowy	Kationowa: $Me^{m+} + mH_2O \rightarrow Me(OH)_m + nH^+$
słaby	mocna	zasadowy	Anionowa: $R^{n-} + nH_2O \rightarrow H_nR + nOH^-$
słaby	słaba	zbliżony do obojętnego	Kationowo-anionowa $nMe^{m+} + mR^{n-} + n \cdot mH_2O \rightarrow nMe(OH)_m + mH_nR$

- ❖ **Hydroliza kationowa:** $Me^{m+} + mH_2O \rightarrow Me(OH)_m + nH^+$
- ❖ ulegają sole pochodzące od mocnego kwasu i słabej zasady, z cząsteczkami wody reagują kationy soli, produktami reakcji jest słabo zdysocjowana zasada (słaba zasada trudno rozpuszczalna w wodzie) i zdysocjowany mocny kwas, stąd odczyn **kwasowy** wodnego roztworu soli.
- **Przykład:** $Pb(NO_3)_2 + 2H_2O \leftrightarrow Pb(OH)_2 + 2HNO_3$; zapis cząsteczkowy,



- ❖ **Hydroliza anionowa:** $R^{n-} + nH_2O \rightarrow H_nR + nOH^-$
- ❖ ulegają sole pochodzące od słabego kwasu i mocnej zasady, z cząsteczkami wody reagują aniony reszty kwasowej, produktami jest zdysocjowana mocna zasada i słabo zdysocjowany kwas (słaby kwas o małym stopniu dysocjacji), stąd **odczyn zasadowy** wodnego roztworu soli.

➤ **Przykład:** $K_3PO_4 + 3H_2O \leftrightarrow 3KOH + H_3PO_4$; zapis cząsteczkowy,



- ❖ **Hydroliza kationowo-anionowa:** $nMe^{m+} + mR^{n-} + n \cdot mH_2O \rightarrow nMe(OH)_m + mH_nR$
- ❖ ulegają sole rozpuszczalne w wodzie pochodzące od słabych kwasów i słabych zasad, z cząsteczkami wody reagują zarówno kation soli i aniony reszt kwasowych, produktami reakcji jest słabo zdysocjowana słaba zasada i słabo zdysocjowany słaby kwas, stąd stężenia kationów H^+ i anionów OH^- są prawie identyczne i **odczyn wodnego roztworu jest obojętny** lub **bardzo słabo zasadowy**, lub **bardzo słabo kwasowy**.

➤ **Przykład:** $(NH_4)_2S + 2H_2O \leftrightarrow 2NH_3 \cdot H_2O + H_2S$; zapis cząsteczkowy,
 $2NH_4^+ + S^{2-} + 2H_2O \leftrightarrow 2NH_3 \cdot H_2O + H_2S$; zapis jonowy.

Przykładowe zadania:

Zad. 22. Sporządzono roztwory wodne trzech różnych soli i zbadano ich odczyn.

I probówka - odczyn kwasowy, II probówka - odczyn obojętny, III probówka - odczyn zasadowy. Dla poszczególnych probówek przypisz jedną z trzech soli:

A - węglan potasu, B - chlorek amonu, C - siarczan(IV) amonu. Wskazanie uzasadnij.

Rozwiązanie:

- I - B, chlorek amonu jest solą pochodzącą od mocnego kwasu chlorowodorowego i słabej zasady amonowej, sól ulega **hydrolizie kationowej**,
- II - C, siarczan(IV) amonu jest solą pochodzącą od słabego kwasu siarkowego(IV) i słabej zasady amonowej, sól ulega **hydrolizie kationowo-anionowej**,
- III - A, węglan(IV) potasu jest solą pochodzącą od słabego kwasu węglowego(IV) i mocnej zasady potasowej, sól ulega **hydrolizie anionowej**.

Zad. 23. Podaj odczyny wodnych roztworów następujących soli : $ZnCl_2$, KI , Na_3PO_4 wskazanie uzasadnij zapisując równania jonowe hydrolizy lub hydroliza nie zachodzi:

Rozwiązanie:

- Odczyn **kwasowy**: $Zn^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 + 2H^+ + 2Cl^-$
- Odczyn **obojętny**: $KI + H_2O \leftrightarrow$ hydroliza na zachodzi, jest to sól mocnego kwasu i mocnej zasady
- Odczyn **zasadowy**: $3Na^+ + PO_4^{3-} + 3H_2O \leftrightarrow 3Na^+ + 3OH^- + H_3PO_4$

Zad.24. Zapisz w formie cząsteczkowej, jonowej i ewentualnie skróconej równania hydrolizy następujących soli: NH_4NO_2 ; NaBr ; AgNO_3 ; Rb_2S , podaj odczyn wodnych roztworów tych soli i dobierz indykator do stwierdzenia tego odczynu.

Rozwiązanie:

- ✓ $\text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow$ zbliżony do obojętnego,
 $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2$
 - Uniwersalny papierek wskaźnikowy - nie zmieni barwy
- ✓ $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ hydroliza nie zachodzi \rightarrow odczyn obojętny
 - Uniwersalny papierek wskaźnikowy - nie zmieni barwy
- ✓ $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AgOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ odczyn kwasowy
 $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AgOH} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
 $\text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AgOH} + \text{H}^+$
 - Uniwersalny papierek wskaźnikowy - przyjmie barwę czerwoną
- ✓ $\text{Rb}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{RbOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ odczyn zasadowy
 $2\text{Rb}^+ + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{Rb}^+ + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{S}$
 $\text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^-$
 - Uniwersalny papierek wskaźnikowy - przyjmie barwę zielono-niebieską.

4. Uwagi: dla prawidłowej interpretacji hydrolizy soli, konieczna jest znajomość mocy kwasów i zasad. Ogólnie można przyjąć (patrz str. 5 tab. 1)

- ❖ **Mocne zasady** - wodne roztwory wodorotlenków litowców i berylowców z wyjątkiem wodorotlenku berylu i magnezu
- ❖ **Mocne kwasy** - wodne roztwory: HI , HBr , HCl - kwasy beztlenowe oraz kwasy tlenowe: HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 ,