

Roztwory



mieszaniny niejednorodne (heterogeniczne)

mieszaniny jednorodne (homogeniczne)

podział roztworów i charakterystyka roztworów wodnych

sposoby wyrażania stężeń

1

Mieszaniny



Mieszaniny występują we wszystkich stanach skupienia, zawierają dwie lub więcej substancji wymieszanych ze sobą mechanicznie.

Ze względu na to, czy składniki mieszaniny można odróżnić od siebie gołym okiem, czy też nie mieszaniny dzielimy na **jednorodne** i **niejednorodne**.

Zbiór cząstek substancji rozproszonej nosi nazwę **fazy rozproszonej**.

Substancja, w której te cząstki są rozproszone, - **fazy rozpraszającej (dyspersyjnej)**.

2

mieszaniny niejednorodne



woda z olejem

woda ze sproszkowaną kredą

Poszczególne składniki są widoczne gołym okiem

Beton

Odpady

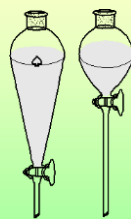


3

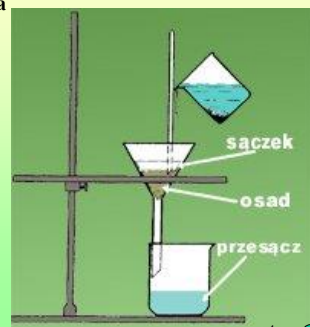
rozdzielanie mieszanin



dwie ciecz nie mieszające się ze sobą (np. woda i olej)
możemy użyć tzw. rozdzielacza



odparować ciecz
(odfiltrowanie) wody



odsączenie

4

mieszaniny jednorodne



składników tych mieszanin nie da się odróżnić gołym okiem

woda z kranu

powietrze jest mieszaniną gazów,
tabletki

pasta do zębów



5

Roztworem nazywamy substancje rozpuszczone w rozpuszczalniku (np. woda).
Roztwory są to mieszaniny **jednorodne** (homogeniczne).

Roztworami nazywamy mieszaniny **jednorodne** pod względem fizycznym. Zawartość poszczególnych składników mieszaniny możemy wyrażać za pomocą stężenia podawanego w różnych jednostkach (np stężenia procentowego, molowego, normalnego, wyrażonego w ppm itp.)

6



roztwór nasycony

który w danej temperaturze osiągnął stężenie substancji rozpuszczonej równe jej rozpuszczalności

roztwór nienasycony

roztwór, w którym w danej temperaturze stężenie substancji rozpuszczonej jest mniejsze niż to wynika z jej rozpuszczalności

roztwór przesycony

roztwór, który w danej temperaturze osiągnął stężenie substancji rozpuszczonej większe od jej rozpuszczalności.

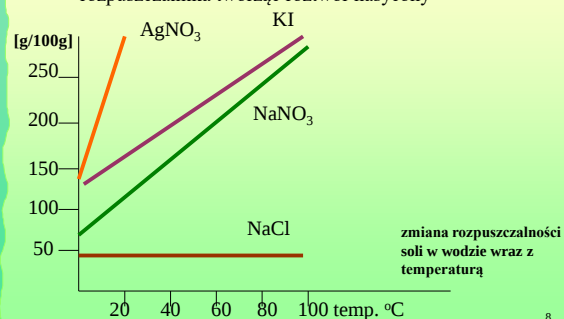
7

7



rozpuszczalność

maksymalna liczba gramów substancji, jaką w danych warunkach ciśnienia i temperatury można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika tworząc roztwór nasycony



8

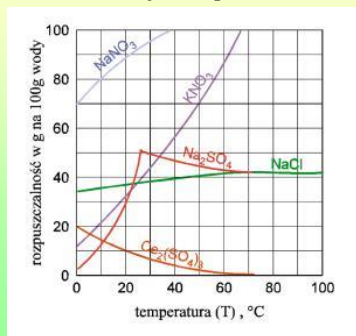
8



Wpływ temperatury na rozpuszczalność

substancja + rozpuszczalnik = roztwór - Q

substancja + rozpuszczalnik = roztwór + Q



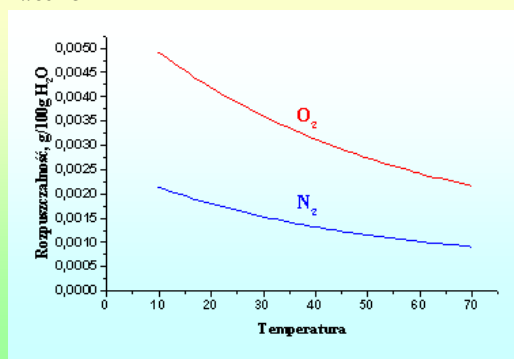
Wpływ temperatury na rozpuszczalność wybranych soli w wodzie.

9

9



Wpływ temperatury na rozpuszczalność azotu i tlenu w wodzie



10

10



1. Stężenie nasyconego roztworu pewnej substancji wynosi 15%. Oblicz rozpuszczalność tej substancji.

Odp. Rozpuszczalność substancji wynosi g/100g wody

2. Rozpuszczalność pewnej substancji wynosi 20g/100g rozpuszczalnika. Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu tej substancji.

Odp. Stężenie procentowe wynosi %.

11

11



Rozpuszczanie

Roztwory powstają w wyniku rozpuszczenia substancji w rozpuszczalniku.

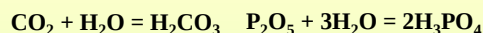
Tworzenie roztworu może zachodzić poprzez:

- 1- chemiczną reakcję substancji z rozpuszczalnikiem w wyniku której powstaje nowa rozpuszczona substancja,
- 2- oddziaływanie substancji z rozpuszczalnikiem w wyniku której powstaje solwatowana forma rozpuszczanej substancji,
- 3- dyspersja substancji w rozpuszczalniku.

12

12

Rozpuszczanie w wyniku reakcji chemicznej



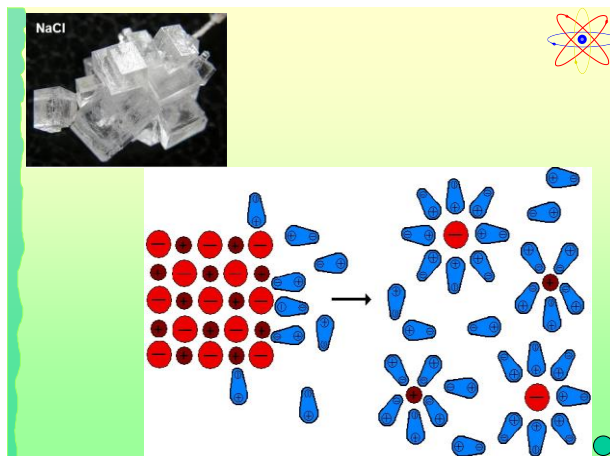
Rozpuszczanie w wyniku solwatacji cząsteczek lub jonów

Solvatacją nazywamy oddziaływanie cząsteczek lub jonów danej substancji z cząsteczkami rozpuszczalnika w wyniku czego powstaje solwatowana forma cząsteczki (jonu) forma ta jest przeważnie strukturą przestrzenną w której cząsteczka (jon) są otoczone ściśle zorientowanymi cząsteczkami rozpuszczalnika.

hydratacja - uwodnienie

13

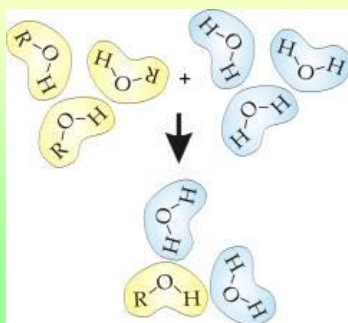
13



14

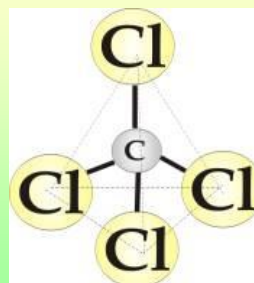
Charakter oddziaływania cząsteczka (jon) – rozpuszczalnik zależy do budowy chemicznej cząsteczki i rozpuszczalnika oddziaływanie elektrostatyczne lub oddziaływanie poprzez siły dyspersyjne.

Rozpuszczanie alkoholu w wodzie - polarne cząsteczki wody oddziałują z polarną grupą OH alkoholu



15

Im większa stała dielektryczna rozpuszczalnika, będąca miarą jego własności polarnych tym łatwiej rozpuszczają się w nim cząsteczki polarne lub kryształy jonowe.



przykład rozpuszczalnika „niepolarnego” CCl₄

Rozpuszczanie w rozpuszczalnikach niepolarnych zachodzi wskutek oddziaływania sił dyspersyjnych

17

CHARAKTERYSTYKA ROZTWORÓW WODNYCH

roztwór - jednorodna mieszanina substancji

faza dyspersyjna (faza rozpraszająca),

druga faza zdyspergowana (faza rozproszona)

stan skupienia roztworu określony jest przez rozpuszczalnik będący dominującym składnikiem

podział roztworów

roztwory **rzeczywiste** (właściwe)

roztwory **koloidalne**

zawiesiny



18

18

Rozpuszczalność

Substancje wprowadzone do wody mogą znajdować się w niej jako:

- zawiesiny ($>0,1/0,5/1 \mu\text{m}$)
- koloidy (1 nm – 100 (500, 1000) nm)
(wg IUPAC 1 nm – 1 μm)
- roztwór ($< 1 \text{ nm}$ [10Å])

$$1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$$

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm} = 10^{-10} \text{ m} = 0,1 \text{ nm}$$

Kolejne przedrostki jednostek miar układu SI

deka • hekto • kilo • mega • **giga** • tera • peta • eksa • zetta • jotta
decy • centy • mili • mikro • nano • piko • femto • atto • zepto • jokto

19

19

roztwory właściwe

cząstki rozproszone $d \leq 10^{-7}$ cm

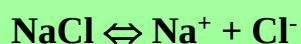
średnica cząsteczek substancji rozproszonej w ośrodku rozpraszającym jest w przybliżeniu równa średnicy ośrodka rozpraszającego i wynosi od 10^{-10} m do 10^{-9} m

roztwory właściwe stanowią układy homogeniczne, w których **nie można** wyodrębnić składników

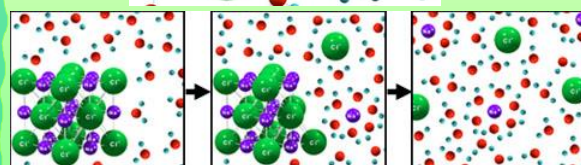
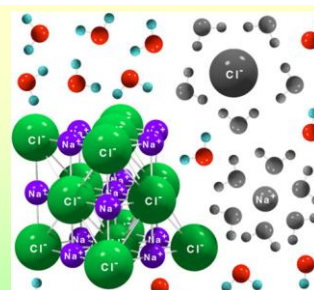
np. mieszanina **wody i cukru**

rozpuszczanie

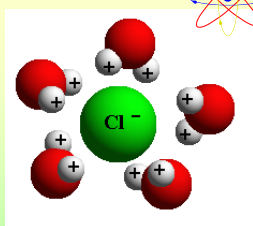
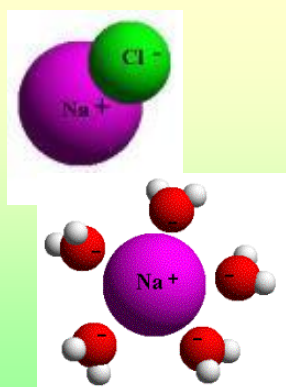
oddziaływanie $H_2O >$ działanie sił krystalicznych



20



22



akwajony = jony zhydratyzowane

24

24

Koloidy



Zol

ciało stałe w cieczy
ciało stałe w ciele stałym

Aerozol

ciecz w gazie
ciało stałe w gazie

Emulsja

ciecz w cieczy

(PM2,5 PM10)
Particulate matter

25



Właściwość	Roztwór	Koloid	Zawiesina
Typ cząstek	Jony, małe molekuły	Duże molekuły, cząstki	Duże cząstki
Rozmiar cząstek	< 1 nm	1 - 100 nm	> 100 nm
Efekt Tyndalla	Nie	Tak	Tak

26

26

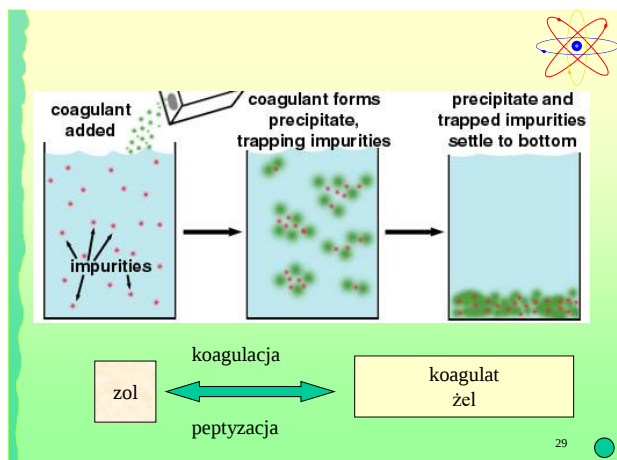


Jedną z głównych cech zoli jest zdolność do **koagulacji**.

Proces łączenia się cząsteczek zolu w większe zespoły, tworzące nieregularną sieć z licznymi porami i przestrzeniami pustymi.

28

28



29

Stężenie roztworów:

- procentowe
- masa/objętość (mg/dm³; ppm itp.)
- molowe
- normalne

mieszanie roztworów
 zawartość substancji rozpuszczonej jest jednakowa w roztworach wyjściowym i końcowym, czyli:

$$m_1A + m_2B = (m_1 + m_2)C$$

m_1, m_2 - części wagowe lub objętościowe roztworów
 A, B, C - roztwory o odpowiednich stężeniach

30

Dysocjacja elektrolityczna

Substancje, które rozpuszczają się w wodzie lub innych rozpuszczalnikach i rozpadają się przy tym na jony dodatnie (kationy) i ujemne (aniony), czyli ulegają dysocjacji, nazywamy elektrolitami.

Liczbę, która określa, jaka część elektrolitu ulega dysocjacji, nazywamy stopniem dysocjacji i oznaczamy symbolem α .

31

Dysocjacja elektrolityczna

Dysocjacją elektrolityczną nazywamy rozpad substancji na jony pod wpływem rozpuszczalnika w wyniku tego procesu powstaje roztwór przewodzący prąd substancje ulegające dysocjacji elektrolitycznej nazywamy elektrolitami.

dysocjacja chlorowodoru w wodzie

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

32

Stopień dysocjacji

$$\alpha = \frac{N_{\text{zdysocj.}}}{N_0}$$

$$\alpha = \frac{N_{\text{zdysocj.}} \times 100\%}{N_0}$$

$0\% < \alpha < 100\%$

Elektrolity o wartości α zbliżonej do jedności nazywamy elektrolitami mocnymi.
 Elektrolity słabe to elektrolity których α jest bardzo małe, na ogół mniejsze od 0,1.

33

$$\alpha = \frac{c_1}{c}$$

c_1 - stężenie cząsteczek, które uległy dysocjacji [mol/dm³]
 c - ogólne stężenie elektrolitu [mol/dm³]

34

Mimo całkowitej dysocjacji roztwory mocnych elektrolitów zachowują się tak, jak gdyby nie wszystkie jony miały taką samą aktywność.

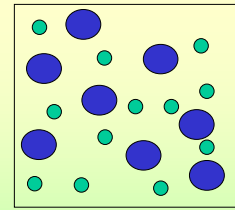
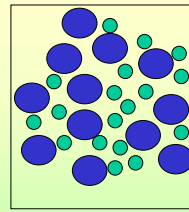
$$a = f \cdot c$$

Wartość współczynnika aktywności zmienia się wraz ze zmianą stężenia elektrolitu. W miarę rozcieńczania wartość f zbliża się do jedności, tak iż dla roztworów silnie rozcieńczonych aktywność jonów jest prawie równa ich stężeniu.

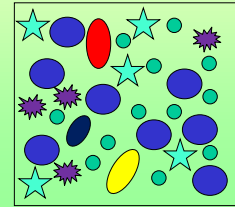
Współczynnik aktywności jonów danego elektrolitu jest wielkością zależną od wszystkich jonów obecnych w roztworze (siły jonowej roztworu).



35



$$a = f \cdot c$$



36

36

Elektrolity ulegające całkowitej albo prawie całkowitej dysocjacji nazywamy mocnymi (np. HCl; HNO₃; H₂SO₄; NaOH; NaCl itp.). Ich stopień dysocjacji wynosi 1 lub jest bliski jedności.

Elektrolity, które tylko w małej części ulegają dysocjacji, a więc takie, dla których α jest znacznie mniejsze od 1, noszą nazwę elektrolitów słabych (np. NH₄OH; H₂CO₃ itp.)



37

37

Water	ρ ($\Omega \text{ cm}$)
Pure water	20,000,000
Distilled water	500,000
Rain water	20,000
Tap water	1,000-5,000
River water (brackish)	200
Sea-water (coastal)	30
Sea-water (open sea)	20-25

Water Type	Conductivity ($\mu\text{S/cm}$)
totally pure water	0.055
typical deionized water	0.1
distilled water	0.5-3.0
reverse osmosis water	50-100
domestic "tap" water	500-800
potable water	1,055 max
sea water	56,000
brackish water	100,000



38

38

Wśród elektrolitów wyróżniamy:

Elektrolity mocne - silnie zdysocjowane na jony i zawierają niewiele cząsteczek niezdisocjowanych.

Elektrolity słabe - zdysocjowane na jony tylko częściowo.

Elektrolity mocne:

1. prawie wszystkie **sole**
2. część kwasów nieorganicznych (HCl, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄, HBr, HI)
3. wodorotlenki **litowców** i niektóre wodorotlenki **berylowców**

Elektrolity słabe:

1. część kwasów nieorganicznych (H₂SO₃, H₂CO₃, H₂S, HCN)
2. część **zasad** - (roztwór amoniaku, hydrazyna, hydroksyloamina)
3. niektóre **kwas** i **zasady organiczne** (z wyjątkiem kwasów sulfonowych i H₂C₂O₄)

elektrolity średniej mocy: H₃PO₄, H₃AsO₄



39

39

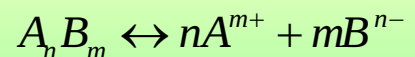
Równowagi jonowe w wodnych roztworach elektrolitów



Dysocjacja elektrolitów

Proces rozpadu elektrolitu pod wpływem wody lub innych rozpuszczalników polarnych, na jony.

Stała dysocjacji



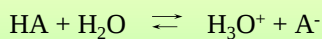
$$K_d = \frac{[n A^{m+}]^n \cdot [m B^{n-}]^m}{[A_n B_m]}$$

40

40

Stała dysocjacji

Indywidualne właściwości kwasów i zasad charakteryzowane są często wielkością zwaną stałą dysocjacji.



$$K'_a = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}} c_{\text{H}_2\text{O}}}$$

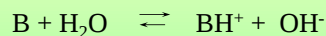
$$c_{\text{H}_2\text{O}} = \text{const}$$



41

$$K_a = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}}$$

Podobnie dla zasady B otrzymujemy:



$$K_b = \frac{c_{\text{BH}^+} c_{\text{OH}^-}}{c_{\text{B}}}$$



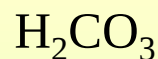
42

Kwas	K_a	$\text{p}K_a$
HF	$7,2 \cdot 10^{-4}$	3,2
HCl	$1 \cdot 10^7$	-7
HBr	$3 \cdot 10^9$	-9,5
HI	$1 \cdot 10^{10}$	-10
HIO_3	$1,67 \cdot 10^{-1}$	0,8
H_2CO_3	1) $4,3 \cdot 10^{-7}$ 2) $4,4 \cdot 10^{-11}$	6,10 10,33
H_3PO_4	1) $7,5 \cdot 10^{-3}$ 2) $6,2 \cdot 10^{-8}$ 3) $4,8 \cdot 10^{-13}$	2,12 7,21 12,32

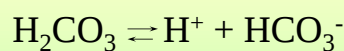
Małą literą p oznaczamy ujemną funkcję logarytmiczną (przy podstawie 10).
 $\text{p}K = -\log_{10} K$; $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$ ($[\text{H}^+]$ – stężenie jonów H^+ w mol/dm³)



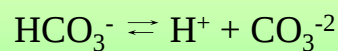
43



Kwas węglowy



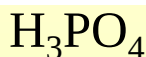
$$K_{a1} = \frac{c_{\text{H}^+} c_{\text{HCO}_3^-}}{c_{\text{H}_2\text{CO}_3}}$$



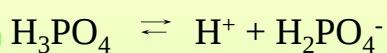
$$K_{a2} = \frac{c_{\text{H}^+} c_{\text{CO}_3^{2-}}}{c_{\text{HCO}_3^-}}$$



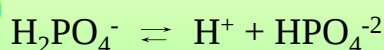
44



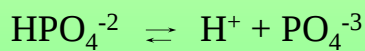
Kwas ortofosforowy



$$K_{a1} = \frac{c_{\text{H}^+} c_{\text{H}_2\text{PO}_4^-}}{c_{\text{H}_3\text{PO}_4}}$$



$$K_{a2} = \frac{c_{\text{H}^+} c_{\text{HPO}_4^{2-}}}{c_{\text{H}_2\text{PO}_4^-}}$$

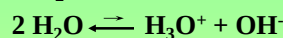
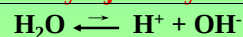


$$K_{a3} = \frac{c_{\text{H}^+} c_{\text{PO}_4^{3-}}}{c_{\text{HPO}_4^{2-}}}$$



45

Iloczyn jonowy wody



stopień dysocjacji $\alpha = 1,4 \cdot 10^{-9}$

dla $T = 22^\circ\text{C}$ $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$ (stała dysocjacji)

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$$

$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$ (przy danej T)

$[\text{H}_2\text{O}] = 1000 \text{ [g/dm}^3\text{]} / 18 \text{ [g/mol]} = 55,56 \text{ mol/dm}^3$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \quad [\text{H}^+]^2 = 10^{-14} \quad [\text{H}^+] = 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7$$



46

W wodnych roztworach ustala się
zawsze równowaga między stężeniem
jonów wodorowych i
wodorotlenowych.

Zawartość obu z nich można wyrazić
za pomocą stężenia tylko jednego z
nich np. jonów wodorowych

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$\log_{10}[H^+] + \log_{10}[OH^-] = -14 / * -1$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 7 \rightarrow pOH = 7 = pH$$

47

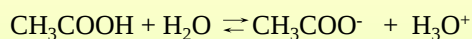
Przykład

Oblicz stężenie jonów wodorowych (pH) w
roztworze wodnym kwasu solnego $c = 0,1$ m.

Oblicz stężenie jonów wodorowych (pH) w
roztworze wodnym kwasu octowego $c = 0,1$ m
wiedząc, że stała dysocjacji $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

48

Oblicz stężenie jonów wodorowych (pH) w roztworze wodnym kwasu octowego $c = 0,1$ m
(stała dysocjacji $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$)



$$K_a = \frac{c_{H_3O^+} \times c_{CH_3COO^-}}{c_{CH_3COOH}}$$

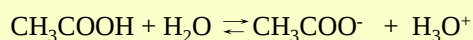
$$c_{H_3O^+} = c_{CH_3COO^-} = x \text{ [mol / dm}^3 \text{]}$$

$$c_{CH_3COOH} = c - x \text{ [mol / dm}^3 \text{]}$$

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}$$

50

Oblicz stężenie jonów wodorowych (pH) w roztworze wodnym kwasu octowego $c = 0,1$ m



$$K < 10^{-4} \Rightarrow c - x \cong c$$

$$K_a = \frac{x^2}{c} \quad x = \sqrt{K_a \times c}$$

$$c_{H_3O^+} = c_{CH_3COO^-} = \sqrt{1,75 \times 10^{-5} \times 0,1} = \sqrt{1,75 \times 10^{-6}} = 1,32 \times 10^{-3} \text{ [mol / dm}^3 \text{]}$$

$$pH = -\log(1,32 \times 10^{-3}) = 2,88$$

51

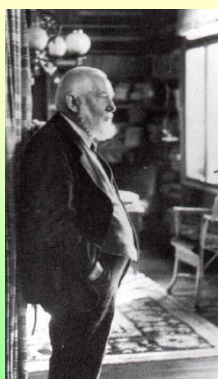
Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Stopień dysocjacji słabego
elektrolitu **wzrasta** wraz z
rozcieńczaniem jego roztworu

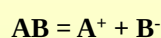


Wilhelm Ostwald 1853-1932
Riga, nagroda Nobla 1909

Za badania przewodnictwa elektrycznego roztworów elektrolitów.



52



$$[A] = [B] = c\alpha$$

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

Dla słabego elektrolitu dysocjującego na **dwa jony** zależność
między stałą dysocjacji K a stopniem dysocjacji α opisuje wzór:

$$K = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1 - \alpha)} \quad K = \frac{c \alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

53

$$K = c \alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$



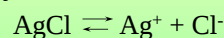
54

54

Iloczyn rozpuszczalności



Jeżeli do czystej wody wprowadzimy w dostatecznej ilości trudno rozpuszczalną sól (np. AgCl) to po pewnym czasie wytworzy się roztwór nasycony tej soli i ustali się równowaga pomiędzy jonami w roztworze i fazie stałej.

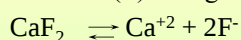


$$L_{\text{AgCl}} = c_{\text{Ag}^+} \times c_{\text{Cl}^-}$$

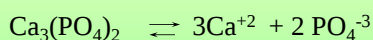
55

55

Iloczyn stężeń jonów jest wartością stałą w niezmienniej temperaturze i nosi nazwę iloczynu rozpuszczalności (L) danego elektrolitu



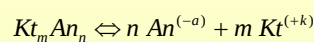
$$L_{\text{CaF}_2} = c_{\text{Ca}^{+2}} \times c_{\text{F}^-}^2$$



$$L_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = c_{\text{Ca}^{+2}}^3 \times c_{\text{PO}_4^{-3}}^2$$

56

56



$$L = c_{\text{An}^{(-a)}}^n \times c_{\text{Kt}^{(+k)}}^m$$

Związek	Iloczyn rozpuszczalności
CaSO ₄	6,3 * 10 ⁻⁵
BaSO ₄	1,08 * 10 ⁻¹⁰
CaCO ₃	8,7 * 10 ⁻⁹
Ag ₂ CO ₃	6,15 * 10 ⁻¹²
AgCl	1,56 * 10 ⁻¹⁰
AgBr	7,7 * 10 ⁻¹³
AgI	1,5 * 10 ⁻¹⁶

57

57

Przykład



W temperaturze 25 °C iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra wynosi

$$1,56 \cdot 10^{-10},$$

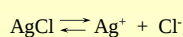
a chromianu(VI) srebra

$$4,05 \cdot 10^{-12}.$$

Która z tych soli lepiej rozpuszcza się w wodzie?

58

58



$$L = c_{\text{An}^{(-a)}}^n \times c_{\text{Kt}^{(+k)}}^m$$



s₁ - rozpuszczalność chlorku srebra w mol/dm³

$$s_1 = c_{\text{Ag}^+} = c_{\text{Cl}^-}$$

$$L_{\text{AgCl}} = s_1 \times s_1 = s_1^2$$

$$s_1 = \sqrt{L_{\text{AgCl}}}$$

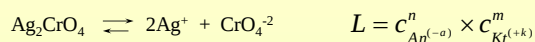
$$s_1 = \sqrt{1,56 \times 10^{-10}} = 1,25 \times 10^{-5} \text{ [mol / dm}^3\text{]}$$

$$M_{\text{AgCl}} = 143,5 \text{ g / mol}$$

$$s_1 = 1,79 \text{ mg / dm}^3$$

59

59



s_2 - rozpuszczalność chromianu srebra w mol/dm³

$$s_2 = c_{\text{CrO}_4^{2-}} \quad (c_{\text{Ag}^+} = 2s_2)$$

$$L_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = (2s_2)^2 \times s_2 = 4s_2^3$$

$$s_2 = \sqrt[3]{\frac{L_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}}{4}}$$

$$s_2 = \sqrt[3]{\frac{4,05 \times 10^{-12}}{4}} = 1,00 \times 10^{-4} \text{ [mol / dm}^3\text{]}$$

$$M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 332 \text{ g / mol} \quad s_2 = 33,2 \text{ mg / dm}^3$$



60

60

Iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra wynosi $1,56 \times 10^{-10}$

$$s_1 = 1,79 \text{ mg / dm}^3$$



Iloczyn rozpuszczalności chromianu(VI) srebra $4,05 \times 10^{-12}$

$$s_2 = 33,2 \text{ mg / dm}^3$$

61

61

Hydroliza soli



Hydrolizą nazywamy proces rozkładu substancji pod wpływem wody. Hydrolizie ulegają sole słabych kwasów i mocnych zasad, sole mocnych kwasów i słabych zasad oraz sole słabych kwasów i słabych zasad.

W rezultacie procesu hydrolizy roztwór przybiera odczyn kwaśny lub zasadowy.

62

62

Hydroliza

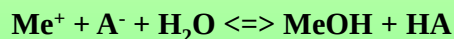


hydrolizą nazywa się ogólnie reakcję **związku chemicznego z wodą** szczególnym rodzajem reakcji hydrolizy jest odwracalny proces **hydrolizy soli**.

Hydrolizą nazywamy reakcję jonów z cząsteczkami wody w wyniku której następuje rozkład cząsteczki wody z uwolnieniem jonu wodorowego lub hydroksylowego następuje zatem zakwaszenie lub alkalizacja roztworu wodnego.

proces taki występuje w czasie **rozpuszczania soli w wodzie**

produktami reakcji hydrolizy są: **kwas i zasada**

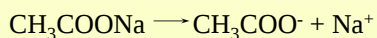


Reakcja odwrótne do reakcji hydrolizy - **reakcja zobojętnienia**.

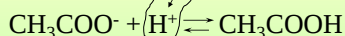
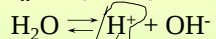
63

63

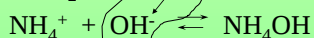
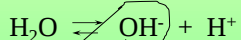
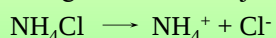
sól słabego kwasu i mocnej zasady



$$c_{\text{H}^+} = c_{\text{OH}^-} \Rightarrow \text{pH} = 7$$

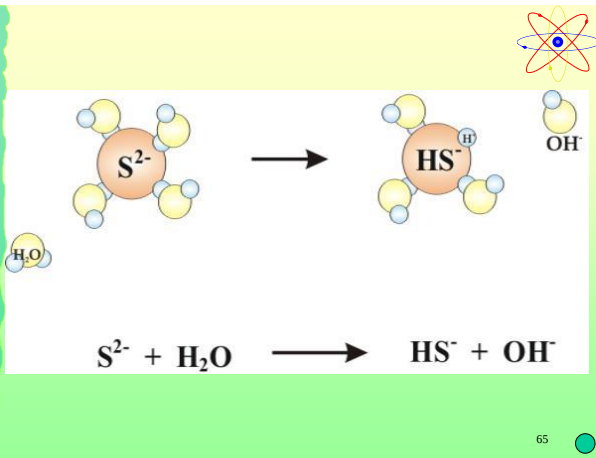


sól mocnego kwasu i słabej zasady



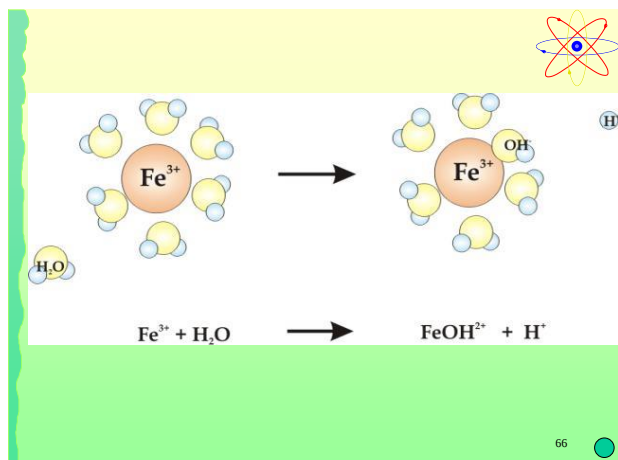
64

64

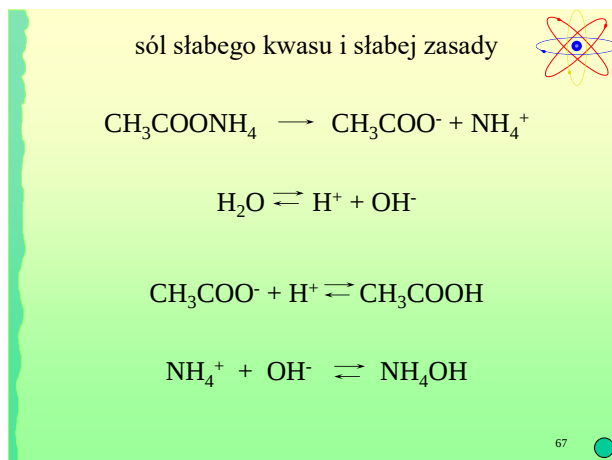


65

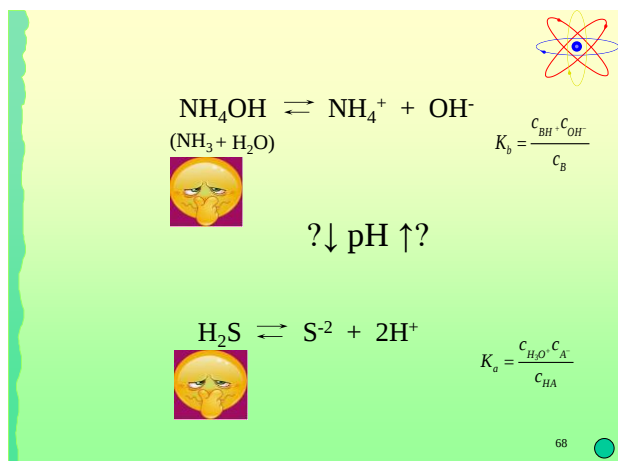
65



66



67



68

Zjawiska zachodzące w roztworach

- rozpuszczanie
- dysocjacja
- hydratacja
- hydroliza
- dyfuzja
- osmoza

69

Dyfuzja - proces samorzutnego rozprzestrzeniania się cząstek lub energii w danym ośrodku (np. w gazie, cieczy lub ciele stałym), będący konsekwencją chaotycznych zderzeń cząstek dyfundującej substancji między sobą lub z cząsteczkami otaczającego ją ośrodka.

Dyfuzja umożliwia mieszanie się substancji pozostających w fazie gazowej lub ciekłej. Siłą napędową dyfuzji przy mieszaniu jest dążenie układu do równowagi termodynamicznej

Osiągnięcie stanu równowagi nie oznacza jednak zatrzymania dyfuzji. Trwa ona nadal, tyle że dzięki dokładnemu wymieszaniu się wszystkich składników nie prowadzi już do zmian stężenia.

70

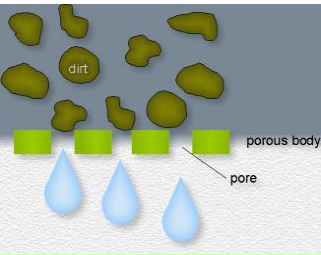
Zjawisko osmozy

Osmoza - przenikanie cząstek rozpuszczalnika przez półprzepuszczalną błonę oddzielającą roztwory o różnych stężeniach

rozpuszczalnik przepływa dążąc do wyrównania stężeń po obu stronach membrany
błona przepuszcza tylko cząsteczki rozpuszczalnika
wytworza się różnica stężeń substancji rozpuszczonej
powstanie ciśnienie proporcjonalne do różnicy stężeń
powstałe ciśnienie π nosi nazwę ciśnienia osmotycznego

$c = c_1 - c_2$ jest różnicą stężeń molowych po obu stronach membrany

71



100 psi ~ 6,9 bar
(funt na cal²)

Solute	Concentration (mg/L)	Osmotic Pressure (psi)
NaCl	2,000	23
NaCl	35,000	397
Brackish water	2,000-5,000	15-39
Seawater	32,000	339

Bałtyk średnio 7 000
Bałtyk środek 10 000
Bałtyk (Morze Północne) 20 000 – 30 000

Membrana zatrzymuje zanieczyszczenia organiczne i nieorganiczne oraz rozpuszczone w wodzie ciała stałe, metale ciężkie, pierwiastki radioaktywne, przepuszczając tylko cząsteczki czystej wody.

Membrana posiada porowatość zbliżoną do cząsteczki wody tj. 0,0001 mikrona (mikron = 0,001 mm)

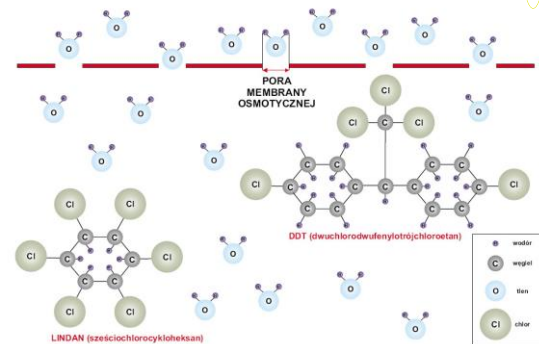
Uzyskiwana na niej zdolność do odrzucenia znacznie powyżej 90% substancji rozpuszczonych powoduje praktycznie idealną czystość przepuszczonej wody i stawia ją zdecydowanie na czele wszystkich innych metod oczyszczania wody

bakteria 0,2-1,0 mikrona

wirus 0,02-0,4 mikrona

otwór w membranie 0,0001 mikrona

Filtracja wody przy zastosowaniu membrany



PORA
MEMBRANY
OSMOTYCZNEJ

DOT (dwuchlorodwufenylotrójchloroetan)

LINDAN (sześcioclorocykloheksan)

• wodor

• węgiel

• tlen

• chlor