



<http://scholaris.pl/>

<http://www.youtube.com/>

<http://wikipedia.com/>



Chemia roztworów

układ – wyodrębniony obszar materii oddzielony od otoczenia wyraźnymi granicami

otoczenie – to wszystko co się znajduje poza układem

faza układu – jednorodna pod względem fizycznym część układu oddzielona od reszty układu wyraźną powierzchnią rozdziału

składnik układu – substancja o określonych właściwościach fizyko-chemicznych

układ dyspersyjny – układ składający się z fazy zdyspergowanej (rozproszonej) f_z i fazy dyspersyjnej (rozpraszającej) f_d , które mogą występować w różnych stanach skupienia



Reguła faz Gibbsa

faza - jednorodna część układu chemicznego oddzielona od pozostałych części wyraźnymi granicami – granicami międzyfazowymi

każdy układ chemiczny określony jest przez liczbę faz oraz liczbę składników niezbędnych do zbudowania tego układu

$$s = a + 2 - b$$

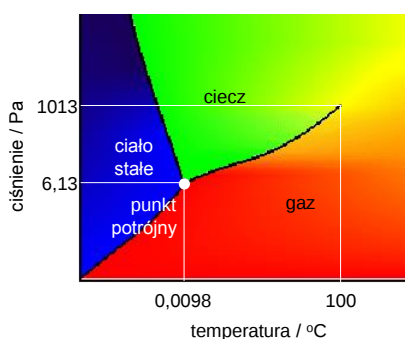
*s – ilość stopni swobody, czyli parametrów które możemy dowolnie zmieniać bez zmiany ilości składników a i ilości faz b w danym układzie
a – ilość składników niezależnych
b – ilość faz*

ilość składników niezależnych - minimalna ilość składników potrzebnych do zbudowania układu



Układ jednoskładnikowy

wykres fazowy wody



reguła faz Gibbsa dla układu jednoskładnikowego:

$$s = a + 2 - b$$

$$s = 1 + 2 - 1 = 2$$

dwa stopnie swobody (T, p) w obrębie każdego obszaru

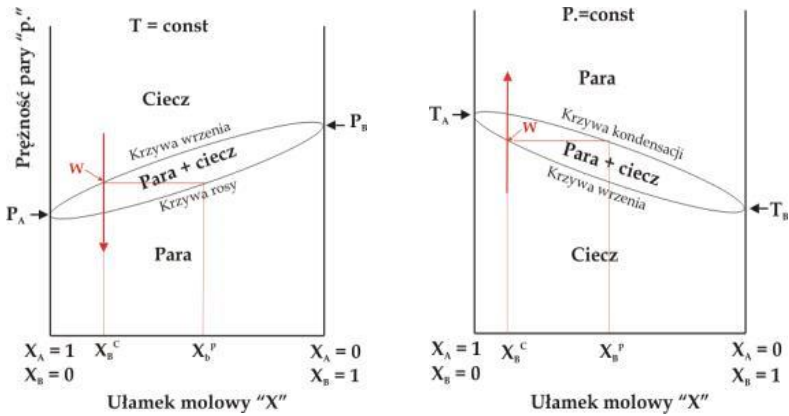
punkt potrójny liczba stopni swobody wynosi 0, $s = 0$



Układ dwuskładnikowy

reguła faz Gibbsa dla układu dwuskładnikowego:
 $S = 2 + 2 - b$

b- ilość faz



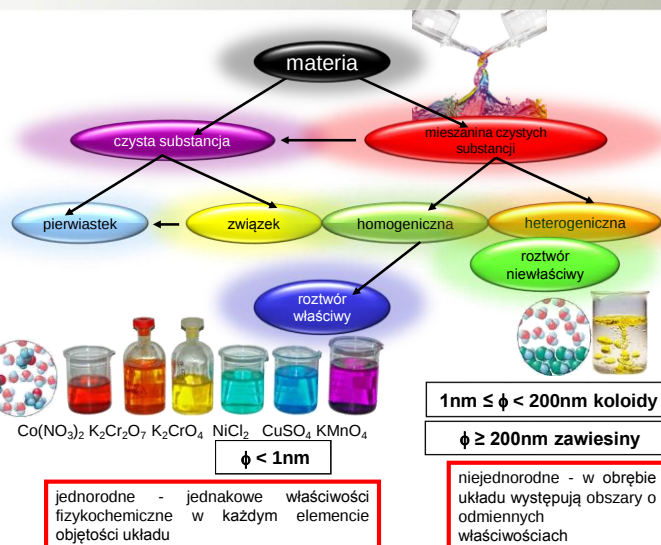
Układy dyspersyjne

podział układów dyspersyjnych ze względu na
stan skupienia f_z i f_d

substancja rozpuszczona				
rozpuszczalnik	stan skup. f_z f_z rozpraszana stan skup. f_d f_d rozpraszająca	gaz	ciecz	ciało stałe
	gaz	roztwory gazowe powietrze	aerozol, mgła, wilgoć (woda w powietrzu)	dym, kurz popiół w powietrzu
	ciecz	piana napoje gazowane (CO ₂ w wodzie)	roztwory właściwe emulsje etanol w wodzie	roztwory właściwe koloidy słodkie napoje herbata
	ciało stałe	piana stała wodór w platynie	wilgoć w drewnie mokra gąbka	stopy metali



Układy dyspersyjne Chemia roztworów



Chemia roztworów

roztwór niewłaściwy

nie są całkowicie jednorodne; są to np.:

trwale emulsje (szczególny przypadek koloidu) – dwufazowy układ dyspersyjny ciecz-ciecz dwóch niemieszkających się wzajemnie cieczy - polarnej i niepolarnej; układ termodynamicznie nietrwały

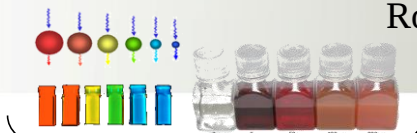
skrajnie rozproszony zawiesiny – układ niejednorodny, dwufazowy, w postaci cząstek jednego ciała rozproszonych (faza rozproszona) w drugim ciele (faza rozpraszająca), np. cząstek ciała stałego w gazie lub cząstek cieczy w cieczy (cząstki dostatecznie małe → układ koloidalny)

żele – szczególny rodzaj układu koloidalnego, będący efektem koagulacji zolu

koloidy – niejednorodna mieszanka, zwykle dwufazowa, tworząca układ dwóch substancji, w którym jedna z substancji jest rozproszona w drugiej; rozdrobnienie (czyli dyspersja) substancji rozproszonej jest tak duże, że fizycznie mieszanka sprawia wrażenie substancji jednorodnej, jednak nie jest to wymieszanie na poziomie pojedynczych cząsteczek



Roztwory koloidalne

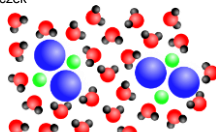


układ koloidalny – niejednorodna mieszanina, zwykle dwufazowa, tworząca układ dwóch substancji, w którym jedna z substancji jest rozproszona w drugiej

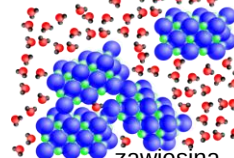
rozdrobienie substancji rozproszonej jest tak duże, że fizycznie mieszanina sprawia wrażenie substancji jednorodnej, jednak nie jest to wymieszanie na poziomie pojedynczych cząsteczek



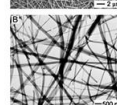
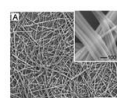
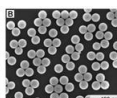
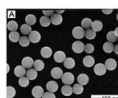
roztwór



koloid



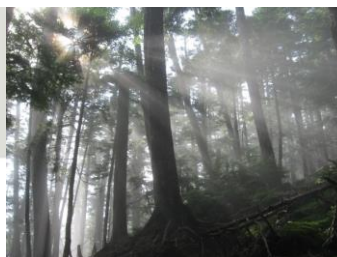
zawiesina



Roztwory koloidalne

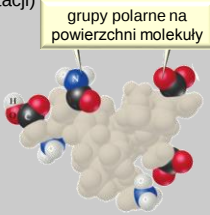
efekt Tyndalla – rozproszenie światła na cząsteczkach fazy rozproszonej (cząstki fazy rozproszonej są większe o długości fali świetlnej)

Rozpraszanie światła
w roztworze koloidalnym





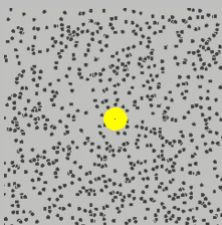
Roztwory koloidalne

rodzaj fazy rozpraszającej	powinowactwo do rozpuszczalnika	budowa fazy rozproszonej
hydrozole (woda)	liofilowe (duże powinowactwo do rozpuszczalnika, łatwo ulegają solwatacji) 	cząsteczkowe (pojedyncze makrocząsteczki)
alkozole (alkohol)	liofobowe (małe powinowactwo do rozpuszczalnika, nie ulegają solwatacji)	fazowe (bardzo małe kryształy)
aerozole (powietrze)		miceralne (micela)

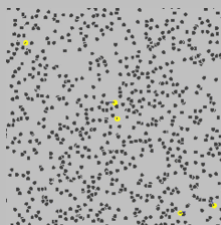


Roztwory koloidalne

ruchy Browna – cząstki fazy rozproszonej poruszają się w roztworze po torach zygawkowatych od odbicia (zderzenia) do odbicia (zderzenia) z innymi cząstkami



ruchy Browna dla dużej cząsteczki (np. cząsteczki kurzu), która ulega zderzeniom z dużą liczbą małych cząsteczek (gazu) poruszających się z różną prędkością w różnych kierunkach



ruchy Browna dla 5-ciu cząsteczek (żółte) zderzających się z 800 małymi cząsteczkami; trajektoria randomicznego ich ruchu zaznaczona na niebiesko; na czerwono zaznaczono wektor prędkości

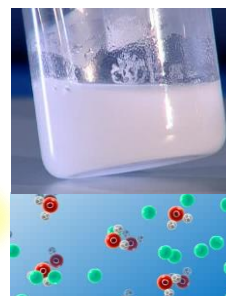
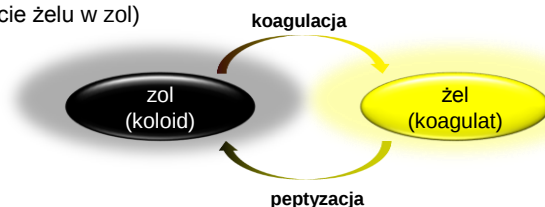


Roztwory koloidalne

koagulacja – zjawisko łączenia się cząstek fazy rozproszonej koloidu w większe zespoły tworzące nierégularną sieć (koagulat) (przejście zolu w żel)

- szybkość koagulacji uwarunkowana jest ruchami Browna, których intensywność jest warunkowana przez:
- stężenie cząstek fazy rozproszonej i ich szybkością dyfuzji w cieczy, która z kolei jest silnie zależna od temperatury
 - oddziaływania międzycząsteczkowe, które mogą być regulowane składem elektrolitów w układzie

peptyzacja – zjawisko odwrotne do koagulacji (przejście żelu w zol)



denaturacja – nieodwracalny proces przechodzenia zolu w żel



Roztwory koloidalne

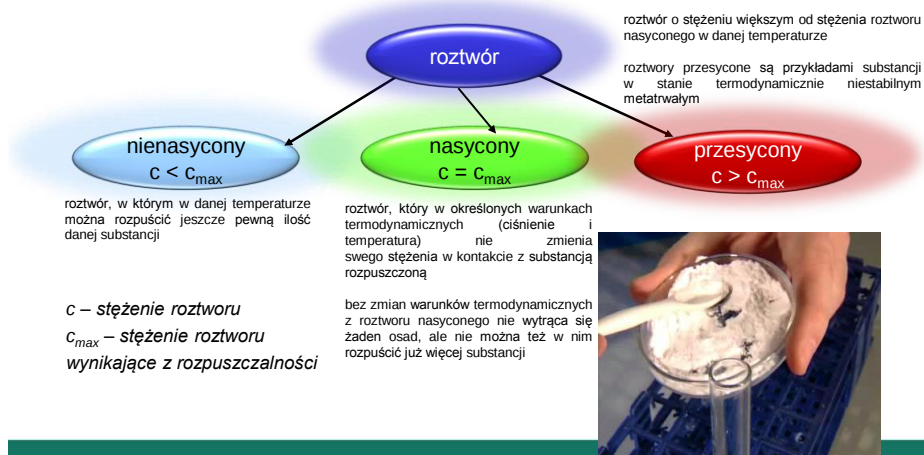
czynniki powodujące proces koagulacji i denaturacji koloidu

koagulacja koloidu	denaturacja koloidu
dodanie niektórych elektrolitów	dodanie:
dodanie nieelektrolitów	✓ stężonych roztworów kwasów lub zasad
zmiana temperatury (obniżenie lub podwyższenie)	✓ roztworów soli metali ciężkich
działanie czynnikami mechanicznymi	✓ niektórych związków organicznych (alkoholu, aldehydu)
przepływ prądu elektrycznego	wysokie zmiany temperatury
działanie światła	
inne	



Roztwory właściwe

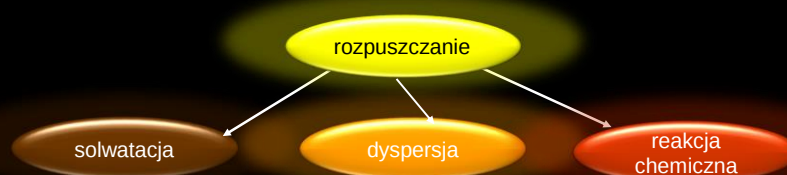
podział roztworów ze względu na zawartość substancji rozpuszczonej



Rozpuszczalność

rozpuszczanie – proces fizykochemiczny polegający na takim zmieszaniu ciała stałego, gazu lub cieczy w innej cieczy lub gazie, że powstaje jednorodna, niemożliwa do rozdzielania metodami mechanicznymi mieszanina (roztwór)

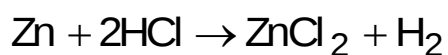
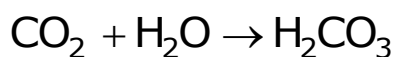
rozpuszczalność – maksymalna liczba gramów substancji rozpuszczonej w określonych warunkach temperatury i ciśnienia w 100g rozpuszczalnika



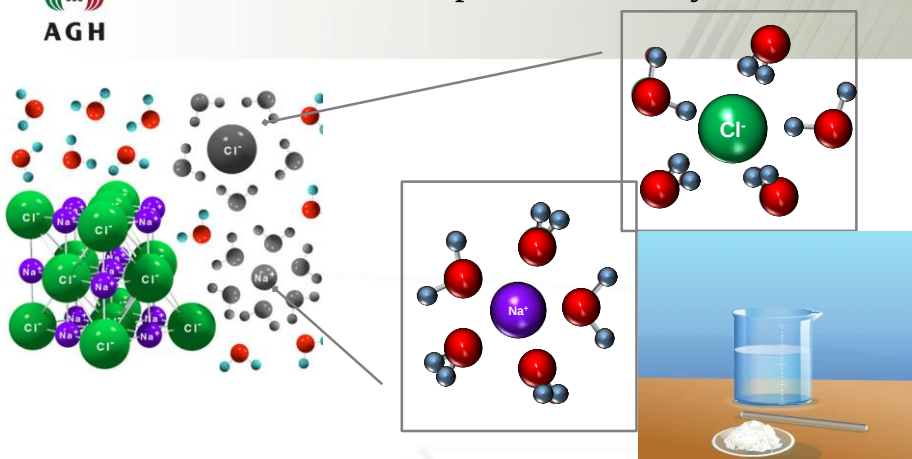


Rozpuszczanie w wyniku reakcji

rozpuszczająca się substancja reaguje z cząsteczkami rozpuszczalnika lub innej, wcześniej rozpuszczonej substancji, tworząc nowy związek chemiczny



Rozpuszczanie w wyniku solwatacji

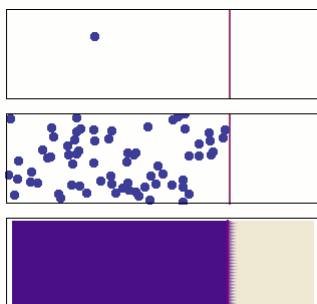


solwatacja (hydratacja) – polega na otaczaniu cząsteczek rozpuszczającej się substancji przez cząsteczki rozpuszczalnika (wody)



Rozpuszczanie w wyniku dyspersji

dyspersja – mieszanie się dwóch substancji w wyniku dyfuzji i oddziaływań międzycząsteczkowych



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



Wpływ temperatury na rozpuszczalność

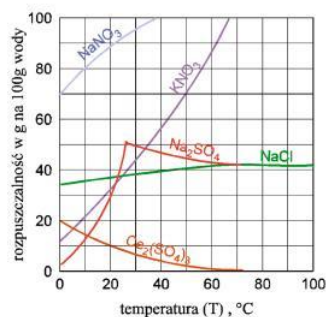
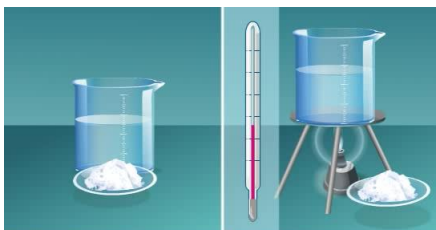
wpływ temperatury zależy od efektu cieplnego procesu rozpuszczania:

r. endotermiczna $\Delta H < 0 \Rightarrow T \uparrow - S \uparrow$

wzrost temperatury przesunie równowagę w prawo; rozpuszczalność będzie rosła wraz z temperaturą

r. egzotermiczna $\Delta H > 0 \Rightarrow T \uparrow - S \downarrow$

substancja + rozpuszczalnik = roztwór + ΔH
dostarczenie ciepła poprzez zwiększenie temperatury powoduje przesunięcie równowagi w lewo, a więc w kierunku mniejszej rozpuszczalności





maksymalną rozpuszczalność często wyraża się jako maksymalne stężenie (stężenie roztworu nasyconego) i wyraża się w gramach na 100 g rozpuszczalnika

$$S_S = \frac{m_s}{m_{\text{rozp}}} \left[\frac{\text{g}}{100 \text{ g}} \right]$$

S_S – rozpuszczalność
 m_s – masa substancji
 m_{rozp} – masa rozpuszczalnika



Prężność pary nad cieczą Ciepło parowania



Ustalone w danej temperaturze ciśnienie gazu nad cieczą nosi nawet **prężności pary**.

Równowagowe ciśnienie par gazu nad cieczą w warunkach, gdy szybkość parowania jest równoważna szybkości skraplania nazywamy **prężnością pary nasyconej**.

$$\ln p = \frac{a}{T} + b$$

zależność prężności pary nasyconej od temperatury



Ciepłem parowania H_{par} nazywamy ilość ciepła potrzebną do przeprowadzenia jednostkowej masy cieczy (jednego grama lub jednego mola) w parę o tej samej temperaturze.



Temperatura wrzenia

Jeśli prężność pary cieczy zrównoważy ciśnienie zewnętrzne następuje zjawisko wrzenia.

Temperatura, w której zachodzi wrzenie nosi nazwę temperatury wrzenia. Zależy ona od ciśnienia zewnętrznego. Krzywa przedstawiająca zależność prężności pary od temperatury jest równocześnie zależnością temperatury wrzenia od ciśnienia.



Wpływ ciśnienia na rozpuszczalność

wpływ ciśnienia na stężenie gazu rozpuszczonego **Prawo Henry'ego**

$$p_i = k \cdot x_i$$

c – stężenie gazu rozpuszczonego w cieczy (mol/l)

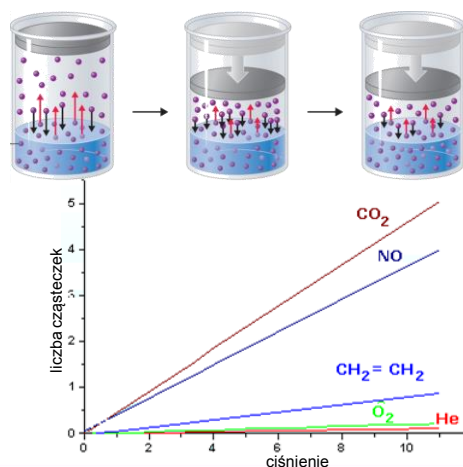
k – stała zależąca od temperatury, rozpuszczalnika i gazu

p – ciśnienie parcyjne gazu (atm)

w stałej temperaturze ilość rozpuszczonego gazu jest proporcjonalna do ciśnienia cząstkowego gazu w równowadze z cieczą

w danym ciśnieniu i temperaturze ciecz zawiera pewną ilość rozpuszczonych gazów:

- rozpuszczalność gazów w cieczach spada (maleje zawartość gazu) wraz ze wzrostem temperatury i obniżaniem ciśnienia,
- rozpuszczalność gazów w cieczach rośnie (rośnie zawartość gazu) wraz z obniżaniem temperatury i wzrostem ciśnienia

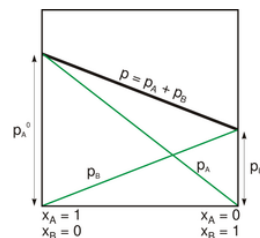




Prawo Raoult'a Ciśnienie par

prawo Raoult'a – podaje skład pary nasyconej nad cieczą o znanym składzie

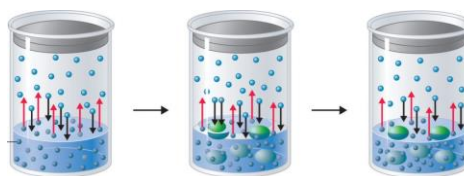
ciśnienie cząstkowe par składnika nad roztworem (idealnie rozcieńczonym) jest proporcjonalne do ciśnienia, jakie wykazywałby czysty składnik oraz jego ułamka molowego



$$p_i = p_i^0 \cdot x_i \quad p = \sum_i p_i^0 \cdot x_i$$

p_i – ciśnienie pary składnika „i”
 p_i^0 – ciśnienie par nad czystym składnikiem „i”
 x_i – ułamek molowy składnika „i”
 p – ciśnienie całkowite nad roztworem

zgodnie z prawem Raoult'a faza gazowa (para cieczy) będzie zawsze bogatsza od fazy ciekłej w składniki łatwiej lotne (mające wyższe ciśnienie pary nasyconej a niższą temperaturę wrzenia)



Dyfuzja

proces dyfuzji – proces polegający na przemieszczaniu się substancji z obszaru o wyższym stężeniu do obszaru o niższym stężeniu

$$v = -D \cdot A \cdot \Delta C$$

v – prędkość dyfuzji
 A – powierzchnia
 D – współczynnik dyfuzji
 ΔC – gradient stężenia

$$D = D_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

D_0 – maksymalny współczynnik dyfuzji (dla nieskończonej T)
 E_a – energia aktywacji
 T – temperatura
 R – stała gazowa

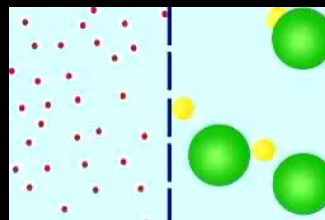




Osmoza

osmoza - dyfuzja cząsteczek rozpuszczalnika przez membranę półprzepuszczalną, oddzielającą dwa roztwory różniące się potencjałami chemicznymi

- ✓ różnica potencjałów chemicznych wynika z różnicy składu (stężenia) roztworów
- ✓ osmoza spontanicznie zachodzi od roztworu o niższym stężeniu substancji rozpuszczonej do roztworu o wyższym, czyli prowadzi do wyrównania stężeń obu roztworów
- ✓ błona półprzepuszczalna musi być przepuszczalna dla rozpuszczalnika, a nieprzepuszczalna dla substancji rozpuszczonej



$$\Pi = \Delta C \cdot RT$$

Π – ciśnienie osmotyczne
 ΔC – gradient stężenia

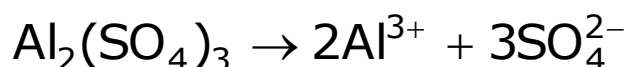
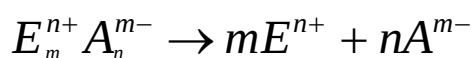


Dysocjacja jonowa

dysocjacja – rozpad cząsteczek elektrolitu na jony pod wpływem rozpuszczalnika

elektrolitami są związki o budowie jonowej lub polarnej: sole, wodorotlenki, kwasy tlenowe, wodoroki kwasowe, niektóre związki organiczne

nieelektrolitami są substancje, które nie ulegają dysocjacji jonowej: większość związków organicznych oraz tlenki i wodoroki nie reagujące z wodą



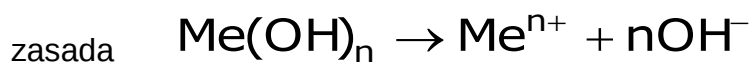


Teoria kwasów i zasad

Teoria Arrheniusa

kwasy – substancje dysocjujące z wydzielaniem jonu hydroniowego, H_3O^+
(jon H^+ w rzeczywistości istnieje zawsze w towarzystwie cząsteczki wody)

zasady – substancje dysocjujące z wydzielaniem jonu wodorotlenowego, OH^-

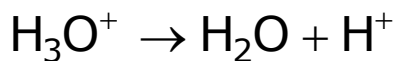


Teoria Brønsteada i Lowry'ego

kwasy – donory protonu (H^+)

zasady – akceptory protonu (H^+)

Istnieją pary kwasowo–zasadowe



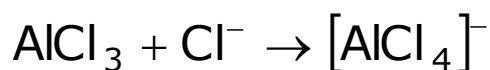
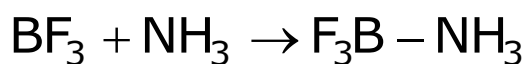


Teoria Lewisa

kwas – akceptor pary elektronowej

zasada – donor pary elektronowej

kw

as + zasada → produkt


stopień dysocjacji – zdolność substancji do dysocjacji – stosunek ilości cząsteczek dysocjujących do ogólnej ilości cząsteczek w roztworze

$$\alpha = \frac{n_{zd}}{n_0}$$

n_{zd} – ilość cząsteczek zdysocjowanych
 n_0 – całkowita ilość cząsteczek w roztworze

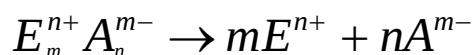
$\alpha \approx 1$ – mocne elektrolity

$\alpha < 0.1$ – słabe elektrolity

$0.1 < \alpha < 1$ – elektrolity średniej mocy



stała dysocjacji – stała równowagi reakcji dysocjacji



K_d – stała dysocjacji

$c_{E^{n+}} \cdot c_{A^{m-}}$ – stężenia jonów

$c_{E_m A_n}$ – stężenie cząsteczek niezdisocjowanych

$$K_d = \frac{c_{E^{n+}}^m \cdot c_{A^{m-}}^n}{c_{E_m A_n}}$$



Prawo rozcieńczeń Ostwalda

prawo rozcieńczeń Wilhelma Ostwalda podaje zależność stałej dysocjacji od stopnia dysocjacji i stężenia

prawo to stosuje się wyłącznie do elektrolitów słabych ($\alpha < 0,1$)

$$K_d = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

K_d – stała dysocjacji

c – stężenie elektrolitu

α – stopień dysocjacji



Aktywność

aktywność – inaczej stężenie rzeczywiste podaje ilość cząsteczek w roztworze i oddziaływania pomiędzy nimi

$$a_i = f_i \cdot c_i$$

a_i – aktywność składnika „i”

f_i – współczynnik aktywności składnika „i”

c_i – stężenie składnika „i”

dla roztworów rozcieńczonych $f_i \rightarrow 1$, więc $a_i = c_i$



Iloczyn rozpuszczalności

dla trudno rozpuszczalnych soli mianownik w wyrażeniu na stałą dysocjacji można przyjąć za wartość stałą

$$K_d = \frac{c_{E^+}^m \cdot c_{A^-}^n}{c_{E_m A_n}} \quad c_{E_m A_n} = const.$$

$$L = K_d \cdot c_{E_m A_n}$$

$$L = c_{E^+}^m \cdot c_{A^-}^n$$

L – iloczyn rozpuszczalności



iloczyn rozpuszczalności – iloczyn stężeń jonów trudno rozpuszczalnej soli w jej roztworze nasyconym w określonych warunkach (T, p)



$$L_{\text{CaSO}_4} = c_{\text{Ca}^{2+}} \cdot c_{\text{SO}_4^{2-}}$$



$$L_{\text{PbI}_2} = c_{\text{Pb}^{2+}} \cdot c_{\text{I}^-}^2$$



Miara kwasowości, pH

woda dysocjuje w bardzo niewielkim stopniu:



$$L_{\text{H}_2\text{O}} = c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = 10^{-14}$$

skala pH – ilościowa
skala kwasowości i zasadowości
roztworów wodnych związków
chemicznych

$$\text{pH} = -\log c_{\text{H}^+}$$

$$0 < \text{pH} < 14$$



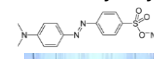
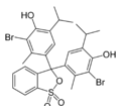
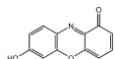
przykładowe wartości pH	
substancja	pH
1 M kwas solny	0
kwas akumulatorowy	< 1,0
kwas żołądkowy	1,5 – 2
sok cytrynowy	2,4
Coca-Cola	2,5
Ocet	2,9
sok pomarańczowy	3,5
piwo	4,5
kawa	5,0
herbata	5,5
kwaśny deszcz	< 5,6
mleko	6,5
chemicznie czysta woda	7
ślina człowieka	6,5 – 7,4
krew	7,35 – 7,45
woda morska	8,0
mydło	9,0 – 10,0
woda amoniakalna	11,5
wodorotlenek wapnia	12,5
1 M roztwór NaOH	14



pomiar pH przeprowadza się za pomocą:

✓ wskaźników – związków, najczęściej organicznych, które zmieniają zabarwienie ze zmianą pH:

lakmus (czerwony w r. kw.), BBT (żółty w r. kw. i błękitny w r. zas.), fenoloftaleina (malinowy w r. zas.), oranż metylowy



✓ papierki wskaźnikowe – bibuła nasączona kilkoma wskaźnikami, zmieniająca barwę w zależności od pH



✓ pehametru z elektrodą szklaną

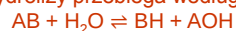


Hydroliza

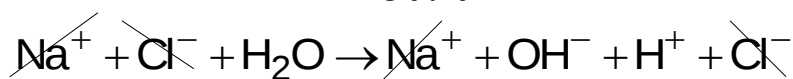
hydroliza – reakcja podwójnej wymiany (często odwracalna), która przebiega między wodą i rozpuszczoną w niej substancją

- ✓ w jej wyniku powstają nowe związki chemiczne
- ✓ jest szczególnym przypadkiem lioizy (solwolizy)
- ✓ często przebiega w obecności katalizatorów (kwasów lub zasad)

zazwyczaj reakcja hydrolizy przebiega według ogólnego schematu:



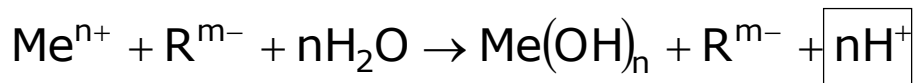
**sole mocnych kwasów i mocnych zasad
nie ulegają hydrolizie**



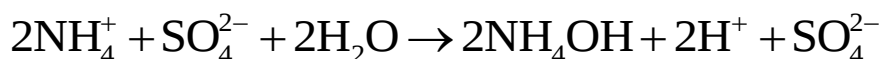
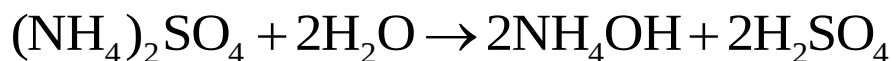
dysocjacja wody



sole mocnych kwasów i słabych zasad

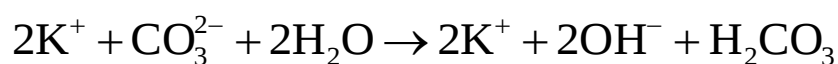
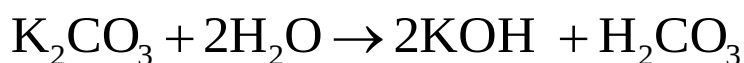
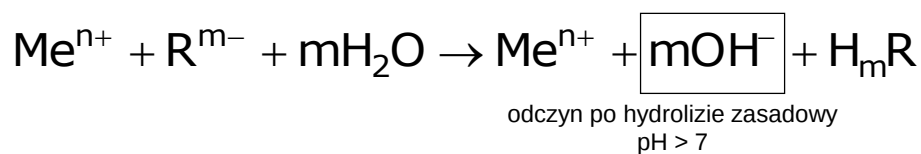


odczyn po hydrolizie kwaśny
 $pH < 7$

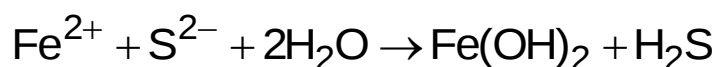
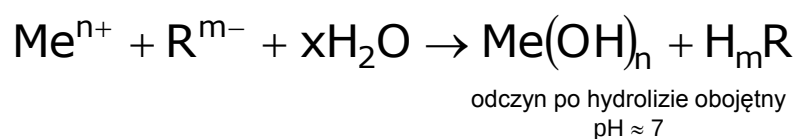




sole słabych kwasów i mocnych zasad

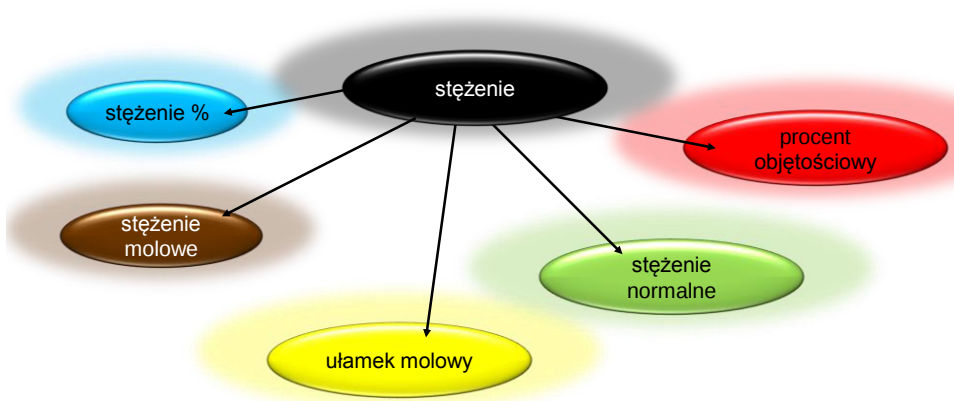


sole słabych kwasów i słabych zasad





Sposoby wyrażania stężeń roztworów właściwych



Sposoby wyrażania stężeń roztworów właściwych

stężenie procentowe ([%]: C_p ($C_{\%}$)) - procent masowy (wagowy) substancji rozpuszczonej w roztworze (w 100g roztworu)

$$\%_w(C_p) = \frac{m_s}{m_{r-ru}} \cdot 100\% = \frac{m_s}{m_{rozp} + m_s} \cdot 100\% \quad [\%]$$

m_s – masa substancji rozpuszczonej [g]

m_{r-ru} – masa roztworu [g]

m_{rozp} – masa rozpuszczalnika [g]

$m_r = m_s + m_{rozp}$



Obliczyć stężenie procentowe roztworu przygotowanego przez rozpuszczenie 25g NaCl w 150g wody.

dane:

$$m_s = 25\text{g}$$

$$m_{\text{rozp}} = 150\text{g}$$

rozwiązanie:

$$\%_w = \frac{25\text{g}}{25\text{g} + 150\text{g}} \cdot 100\% = \frac{25\text{g}}{175\text{g}} \cdot 100\% = 14,28\%$$



stężenie molowe – podaje ilość moli substancji rozpuszczonej w 1dm³ roztworu

$$C_M = \frac{n}{V_r} = \frac{m_s}{M_s \cdot V_r} \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right] \quad C_m = \frac{n}{V_r}$$

$$V_r = \frac{m_r}{d_r}$$

C_M – stężenie molowe
 n – ilość moli substancji rozpuszczonej
 v – objętość roztworu
 m_s – masa substancji rozpuszczonej
 M_s – masa molowa substancji rozpuszczonej

$$n = \frac{m_s}{M_s}$$



Ile gramów CaCl_2 należy odważyć, aby przygotować 2dm^3 3.5 molowego roztworu?

dane:

$$C_M = 3.5 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_{\text{r-ro}} = 2 \text{ dm}^3$$

rozwiązanie:

$$C_M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C_M \cdot V$$

$$n = 3.5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 2\text{dm}^3 = 7\text{mol}$$



$$M_{\text{CaCl}_2} = M_{\text{Ca}} + 2 \cdot M_{\text{Cl}}$$

$$M_{\text{CaCl}_2} = 40.08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 35.45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 110.98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$1\text{mol CaCl}_2 - 110.98\text{g}$$

$$7\text{mol} \quad - \quad x$$

$$x = 7 \cdot 110.98\text{g} = 778.86\text{g} \approx 779\text{g}$$



Przeliczanie stężeń roztworów

przeliczenie z C_p na C_m

przeliczenie z C_m na C_p

$$C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{100\% \cdot M} \quad C_p = \frac{C_m \cdot M \cdot 100\%}{d_r}$$

C_m – stężenie molowe roztworu [mol/dm³]

C_p – stężenie procentowe roztworu [%]

d_r – gęstość roztworu w g/dm³ (gęstość należy przeliczyć z g/cm³ mnożąc ją przez 1000, np. $d = 1,2 \text{ g/cm}^3 = 1200 \text{ g/dm}^3$)

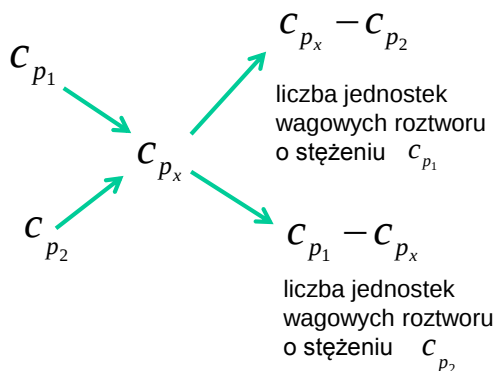
M – masa molowa [mol/dm³]



Reguła mieszania roztworów o różnych stężeniach procentowych

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{C_{p_x} - C_{p_2}}{C_{p_1} - C_{p_x}}$$

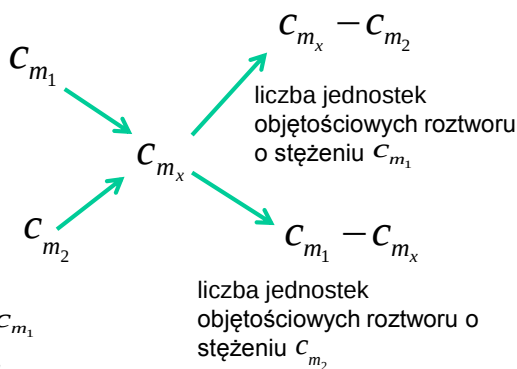
m_1 - masa roztworu o stężeniu C_{p_1}
 m_2 - masa roztworu o stężeniu C_{p_2}





Reguła mieszania roztworów o różnych stężeniach molowych

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_{m_x} - c_{m_2}}{c_{m_1} - c_{m_x}}$$



V_1 – objętość roztworu o stężeniu c_{m_1}
 V_2 – objętość roztworu o stężeniu c_{m_2}



procent objętościowy – podaje ilość jednostek objętości substancji rozpuszczonej w 100 jednostkach objętości roztworu

$$\%_v = \frac{V_s}{V_{r+ru}} \cdot 100\% = \frac{V_s}{V_{rozp} + V_s} \cdot 100\% \quad [\%]$$

$\%_v$ – procent objętościowy
 V_s – objętość substancji rozpuszczonej
 V_{r+ru} – objętość roztworu
 V_{rozp} – objętość rozpuszczalnika



Jaki jest procent objętościowy roztworu, jeżeli 40cm³ etanolu rozpuszczono w 60cm³ wody?

dane:

$$V_s = 40 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{rozp}} = 60 \text{ cm}^3$$

rozwiązanie:

$$\%_V = \frac{40 \text{ cm}^3}{40 \text{ cm}^3 + 60 \text{ cm}^3} \cdot 100\% = \frac{40 \text{ cm}^3}{100 \text{ cm}^3} \cdot 100\% = 40\%$$



ułamek molowy – podaje stosunek ilości moli jednego ze składników do sumy ilości moli wszystkich składników w roztworze

$$x_s = \frac{n_s}{\sum_i n_i} = \frac{n_s}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}$$

x_s – ułamek molowy

n_s – ilość moli składnika

$n_{1,2,\dots,i}$ – ilość moli składnika „i”

$$\sum_i x_i = 1$$



Ile wynosi ułamek molowy NaCl jeżeli 10g tej soli rozpuszczono w 150g wody?

dane:

$$m_{\text{NaCl}} = 10 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 150 \text{ g}$$

rozwiązanie:

$$M_{\text{NaCl}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35.45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58.45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_i = \frac{m_i}{M_i} \quad n_{\text{NaCl}} = \frac{10\cancel{\text{g}}}{58.45 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 0.17 \text{ mol}$$



$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{150\cancel{\text{g}}}{18 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 8.33 \text{ mol}$$

$$x_{\text{NaCl}} = \frac{0.17 \text{ mol}}{8.33 \text{ mol} + 0.17 \text{ mol}} = 0.02$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - x_{\text{NaCl}}$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0.02 = 0.98$$



stężenie normalne – podaje ilość gramorównoważników substancji rozpuszczonej w 1dm³ roztworu

$$C_N = \frac{g_s}{v} = \frac{m_s}{G_s \cdot v} \left[\frac{\text{wal}}{\text{dm}^3} \right]$$

C_N – stężenie normalne
 g_s – ilość gramorównoważników substancji
 v – objętość roztworu
 m_s – masa substancji
 G_s – gramorównoważnik



gramorównoważnik – ilość gramów substancji powiązana z oddaniem lub przyjęciem jednego mola elektronów; inaczej – masa molowa podzielona przez ogólną wartościowość dodatnią lub ujemną

kwasy – gramorównoważnik jest równy masie molowej podzielonej przez ilość atomów wodoru

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow G_s = \frac{M_s}{2} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow G_s = \frac{M_s}{3} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$



wodorotlenki – gramorównoważnik jest równy masie molowej podzielonej przez ilość grup wodorotlenowych

$$\text{Ca(OH)}_2 \Rightarrow G_s = \frac{M_s}{2} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$

$$\text{Al(OH)}_3 \Rightarrow G_s = \frac{M_s}{3} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$



sole – gramorównoważnik jest równy masie molowej podzielonej przez ilość atomów metalu pomnożoną przez jego wartościowość.

$$\text{Na}^{\text{I}}\text{Cl} \Rightarrow G_s = \frac{M_s}{1 \cdot 1} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$

$$\text{K}_2^{\text{I}}\text{SO}_4 \Rightarrow G_s = \frac{M_s}{2 \cdot 1} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$

$$\text{Al}_2^{\text{III}}(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow G_s = \frac{M_s}{2 \cdot 3} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$



Ile gramów $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ znajduje się w 0.5dm^3 roztworu 2 normalnego?

dane:

$$C_N = 2 \text{ wal/dm}^3$$

$$v_{\text{sol}} = 0.5 \text{ dm}^3$$

rozwiązanie:

$$C_N = \frac{m_s}{G_s \cdot v} \Rightarrow m_s = N \cdot G_s \cdot v$$

$$G_{\text{Ca}^{\text{II}}(\text{HCO}_3)_2} = \frac{M_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2}}{1 \cdot 2} \left[\frac{\text{g}}{\text{wal}} \right]$$



$$M_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} = M_{\text{Ca}} + 2 \cdot (M_{\text{H}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}})$$

$$M_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} = 40.08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot \left(1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

$$M_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} = 162.1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$G_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} = \frac{162.1}{2} = 81.05 \frac{\text{g}}{\text{wal}}$$

$$m_s = 0.5 \frac{\cancel{\text{wal}}}{\text{dm}^3} \cdot 81.05 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{wal}}} \cdot 0.5 \text{ dm}^3 = 20.26 \text{ g}$$