



AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA  
IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE

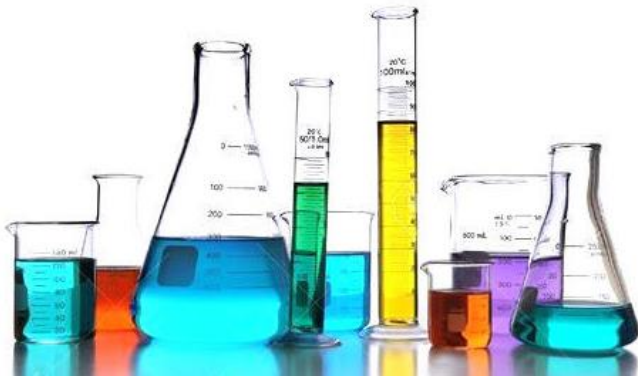


WYDZIAŁ  
ODLEWNICTWA

# Chemia roztworów

Dr hab. Urszula Lelek-Borkowska, prof. AGH

# ROZTWORY



# ROZTWORY

**Roztwór** – homogeniczna mieszanina składająca się z jednej lub więcej substancji rozpuszczonych w rozpuszczalniku



Rodzaj mieszaniny	roztwór	koloid	zawiesina
homogeniczność	homogeniczny	heterogeniczny	heterogeniczny
rozmiar cząsteczek, $\phi$	$\phi < 1 \text{ nm}$	$1 \text{ nm} < \phi < 1000 \text{ nm}$	$1000 \text{ nm} < \phi$

# Rodzaje roztworów

		substancja rozpuszczona		
		gaz	ciecz	ciało stałe
rozpuszczalnik	gaz	<b>powietrze</b> $O_2$ i inne gazy w $N_2$ 	<b>wilgoć</b> woda w powietrzu 	<b>dym</b> popiół w powietrzu 
	ciecz	<b>napoje gazowane</b> $CO_2$ w wodzie 	<b>wódka</b> etanol w wodzie 	<b>słodkie napoje</b> herbata 
	ciało stałe	<b>wodór</b> w platynie 	<b>wilgoć</b> w drewnie 	<b>stopy metali</b> 

# KOLOIDY

**Koloid fazowy** – składa się z fazy ciągłej, czyli substancji rozpraszającej, zwanej też ośrodkiem dyspersyjnym lub dyspergującym i nierozpuszczalnej w nim fazy rozproszonej, czyli substancji zdyspergowanej.

**Koloid cząsteczkowy** - fazą rozproszoną są makrocząsteczki, na przykład polimery (żelatyna, skrobia, białka) – nie występuje wówczas wyraźna granica fazowa, bo cząsteczki rozpuszczalnika mogą wnikać do wewnątrz makrocząsteczki.





# Rodzaje koloidów

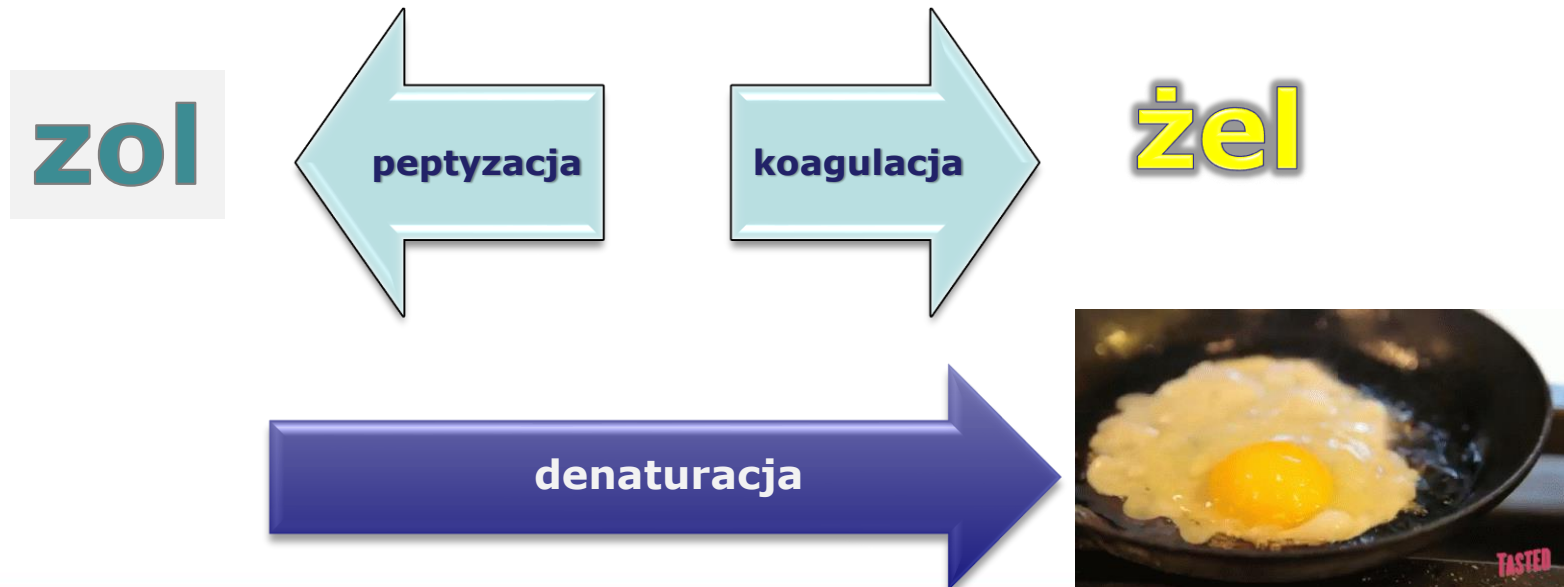
		faza zdyspergowana		
		gaz	ciecz	ciało stałe
faza dyspergująca	gaz	brak	 <p>aerozol ciekły</p>	 <p>aerozol stały</p>
	ciecz	 <p>piana</p>	 <p>emulsja</p>	 <p>zawiesina koloidalna</p>
	ciało stałe	 <p>aerożel</p>	 <p>emulsja stała</p>	 <p>zol stały</p>

# Własności koloidów

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

**peptyzacja** – zjawisko odwrotne do koagulacji (żel w zol)

**denaturacja** – nieodwracalny proces przechodzenia zolu w żel



# Efekt Tyndalla





# Określanie składu roztworów

Skład roztworu podaje stężenie

- procent wagowy, stężenie procentowe (%w,  $C_p$ ),
- procent objętościowy (%vol),
- ułamek molowy ( $x_i$ ),
- stężenie molowe ( $C_m$ ),
- stężenie normalne ( $C_N$ ).



**Procent wagowy (stężenie procentowe)** – podaje ilość jednostek wagowych (np. gramów) substancji rozpuszczonej w 100 jednostkach (gramach) wagowych roztworu.

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

$\%_w$  – procent wagowy

$C_p$  – stężenie procentowe,

$m_s$  – masa substancji rozpuszczonej,

$m_{r-ru}$  – masa roztworu,

$m_{rozp}$  – masa rozpuszczalnika.



## Przykład:

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:

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



**Procent objętościowy** – podaje ilość jednostek objętości substancji rozpuszczonej w 100 jednostkach objętości roztworu.

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

$\%_{o_v}$  – procent objętościowy,

$v_s$  – objętość substancji rozpuszczonej,

$v_{r-ru}$  – objętość roztworu,

$v_{rozp}$  – objętość rozpuszczalnika.



## Przykład:

Jaki jest procent objętościowy roztworu, jeżeli  $40\text{cm}^3$  etanolu rozpuszczono w  $60\text{cm}^3$  wody?

Dane:

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

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

Rozwiązanie:

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





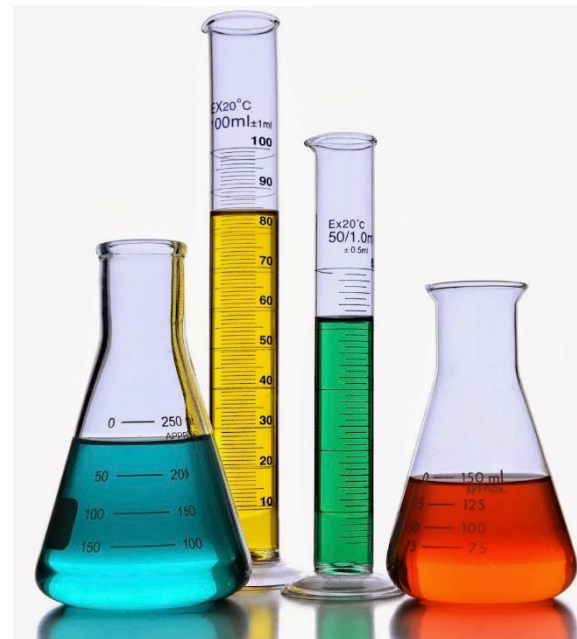
**Ułamek molowy** – podaje stosunek ilości moli jednego ze składników do sumy ilości moli wszystkich składników w roztworze.

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

$x_s$  – ułamek molowy,

$n_s$  – ilość moli składnika,

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



$$\sum_i x_i = 1$$

**Stężenie molowe** – podaje ilość moli substancji rozpuszczonej w 1dm<sup>3</sup> roztworu.

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

$C_M$  – stężenie molowe,

$n$  – ilość moli substancji rozpuszczonej,

$v$  – objętość roztworu,

$m_s$  – masa substancji rozpuszczonej,

$M_s$  – masa molowa substancji rozpuszczonej.



kwas żołądkowy  
0,1 M HCl

**Stężenie normalne** – podaje ilość gramorównoważników substancji rozpuszczonej w  $1\text{dm}^3$  roztworu.

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

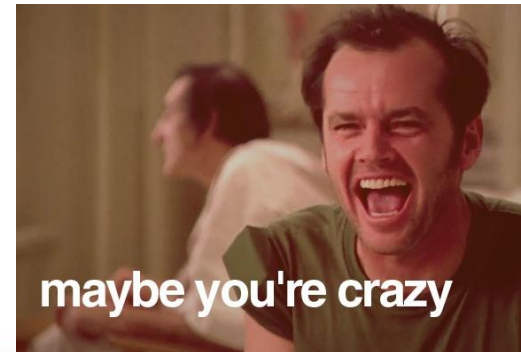
$C_N$  – stężenie normalne,

$g_s$  – 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.

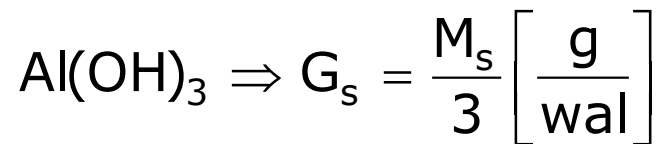
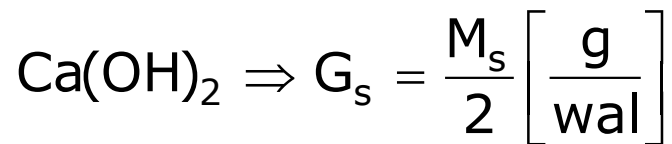
**Kwasy** – gramorównoważnik jest równy masie molowej podzielonej przez ilość atomów wodoru.

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

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

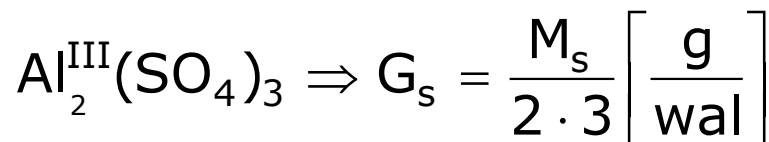
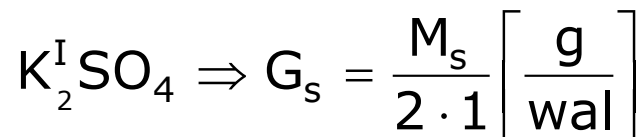
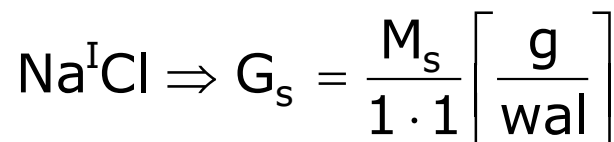


**Wodorotlenki** – gramorównoważnik jest równy masie molowej podzielonej przez ilość grup wodorotlenowych.





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



# Sposoby powstawania roztworów

ROZPUSZCZANIE



```
graph TD; A[ROZPUSZCZANIE] --- B[REAKCJA]; A --- C[SOLWATACJA]; A --- D[DYSPERSJA];
```

REAKCJA

SOLWATACJA

DYSPERSJA

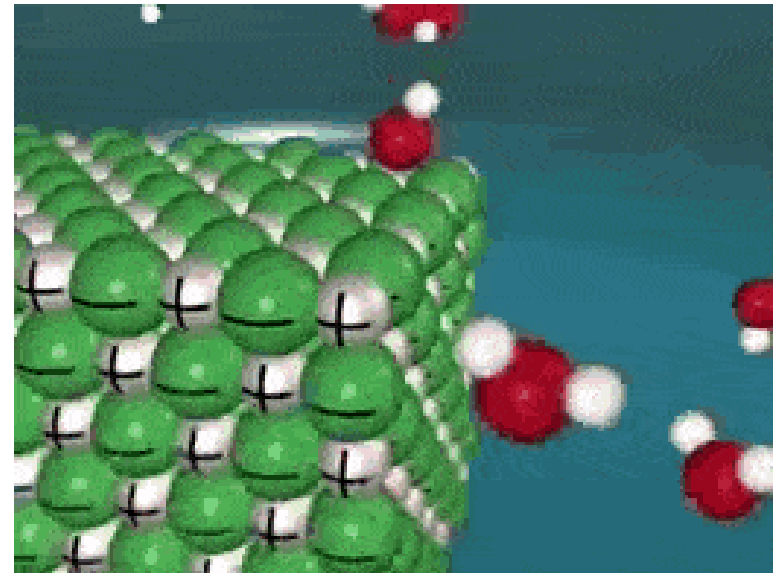
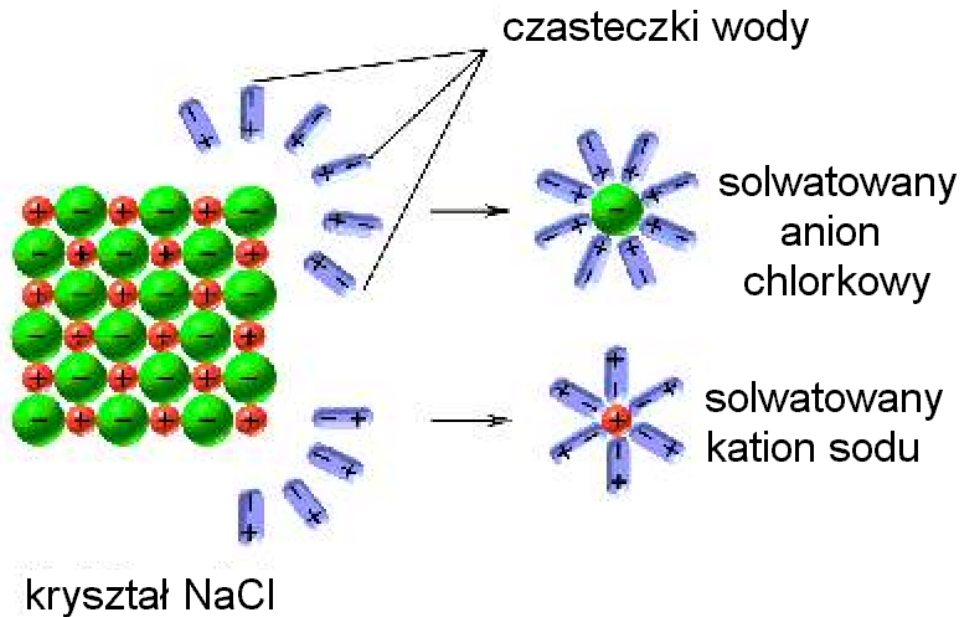
## Rozpuszczanie w wyniku reakcji

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



# Rozpuszczanie w wyniku solwatacji

**Solvatacja (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, zachodzi głównie w gazach.





# Rozpuszczalność

**Rozpuszczalność** – ilość substancji rozpuszczonej w określonym rozpuszczalniku w określonych warunkach temperatury i ciśnienia.

Roztwór w stanie równowagi z osadem (taki, w którym nie można rozpuścić więcej substancji) nazywamy **nasyconym**.



nienasycony



nasycony



przesycony

**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,

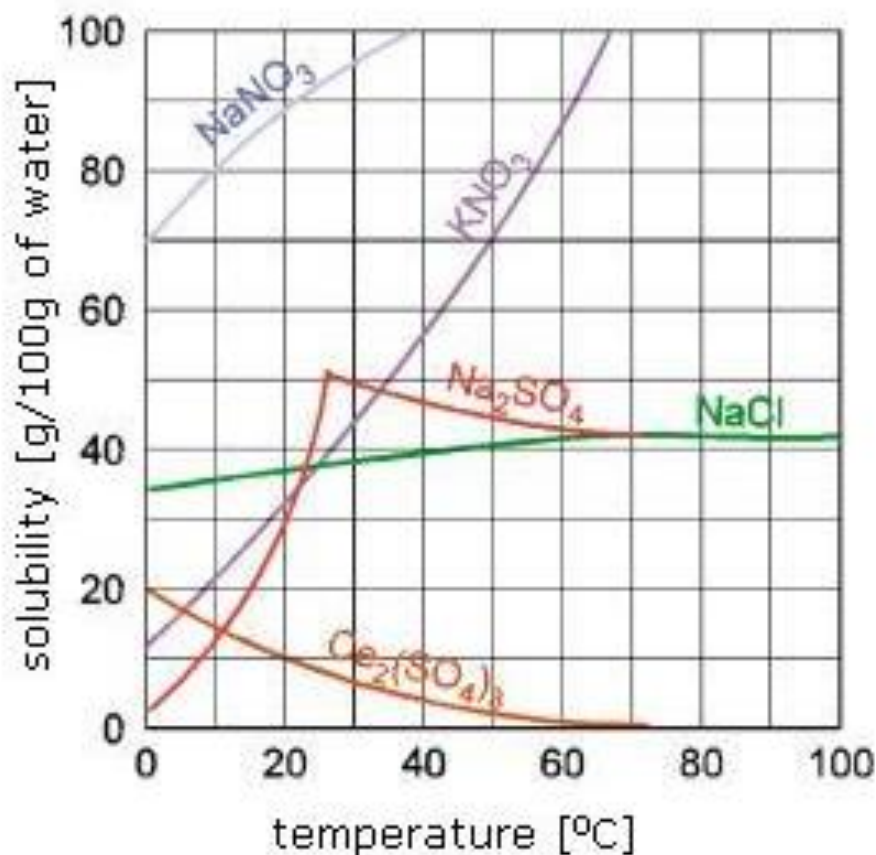
$m_s$  – masa substancji,

$m_{\text{rozp}}$  – masa rozpuszczalnika.



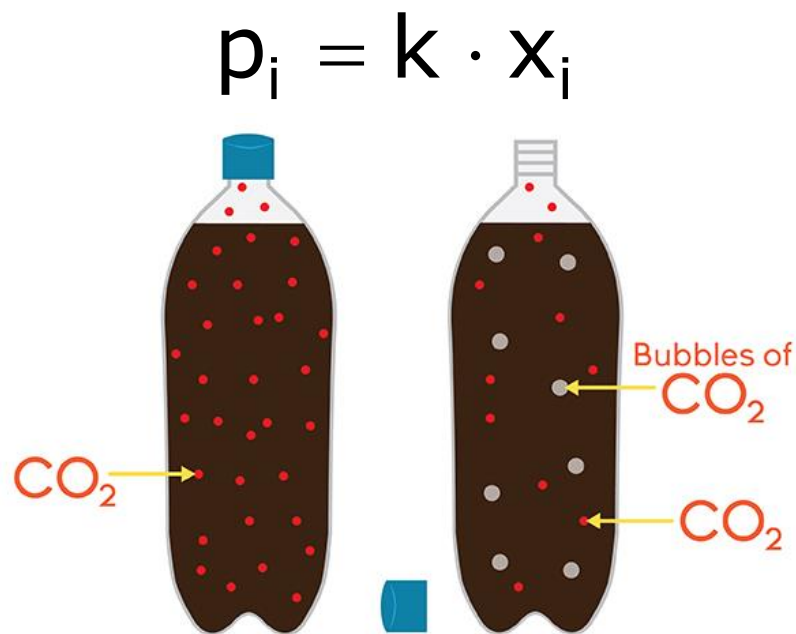
# Wpływ temperatury na rozpuszczalność

Wpływ temperatury zależy od efektu cieplnego procesu rozpuszczania:  $\Delta H < 0 \Rightarrow T \uparrow - s \uparrow$ ,  $\Delta H > 0 \Rightarrow T \uparrow - s \downarrow$ .



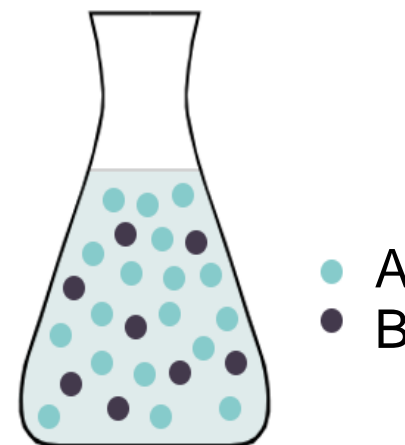
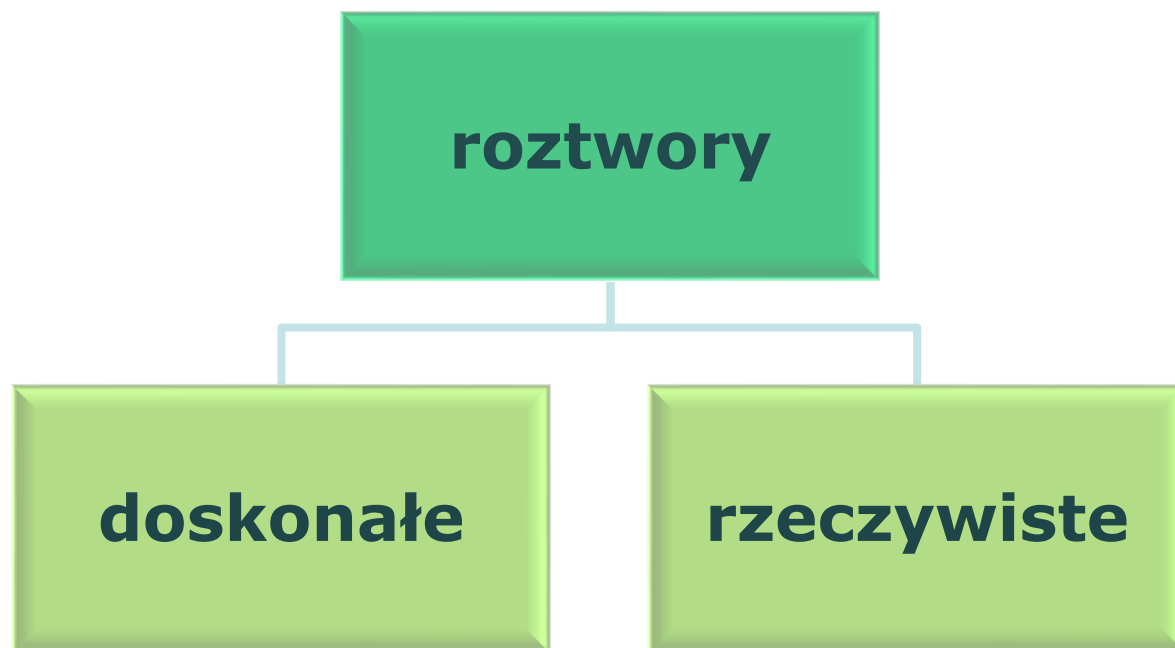
# Wpływ ciśnienia na rozpuszczalność

Prawo Henry'ego:



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

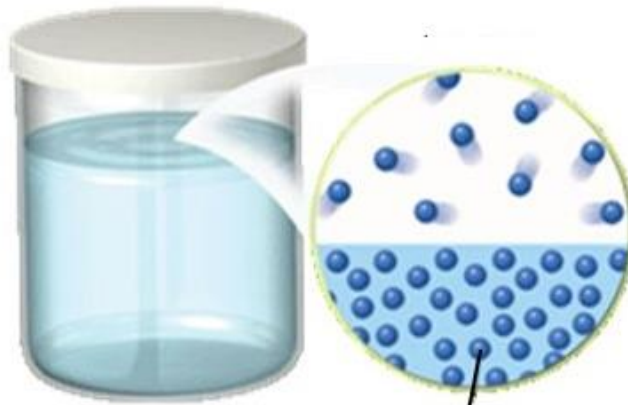
# Fizykochemiczne właściwości roztworów



siły międzycząsteczkowe  
 $A-B = A-A \text{ i } B-B$

siły międzycząsteczkowe  
 $A-B > A-A \text{ i } B-B$

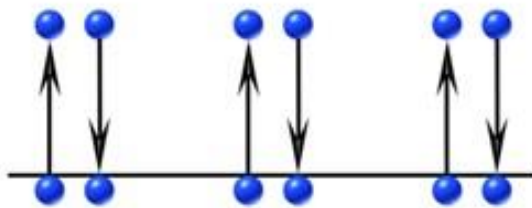
# Prężność par nad roztworem



rozpuszczalnik

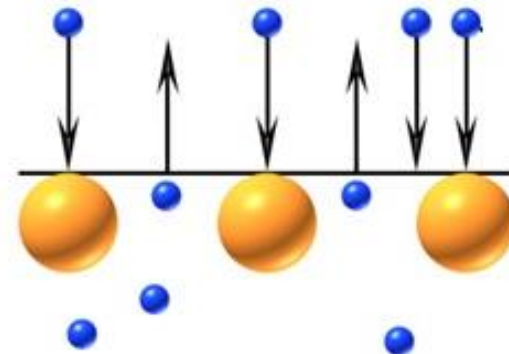


substancja rozpuszczona



$p_{\text{rozpuszczalnika}}$

$>$



$p_{\text{roztworu}}$



## Prawo Raoult'a – ciśnienie par

**prawo Raoult'a** – ciśnienie cząstkowe par składnika nad roztworem jest proporcjonalne do ciśnienia, jakie wykazywałby czysty składnik oraz jego ułamka molowego.

$$p_i = p_i^0 \cdot x_i$$

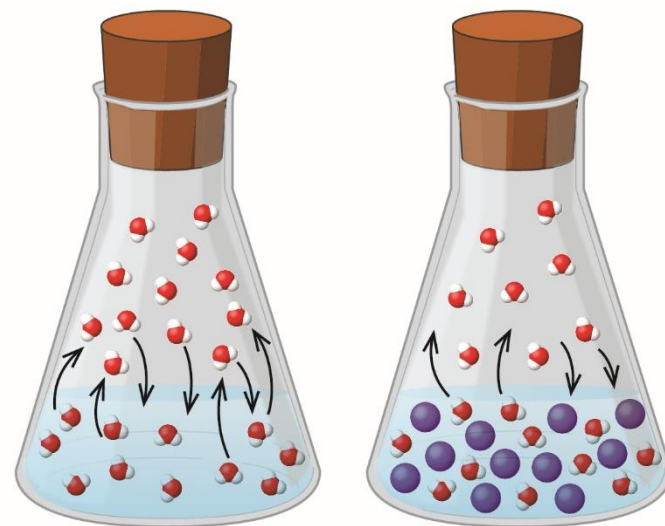
$$p = \sum_i p_i^0 \cdot x_i$$

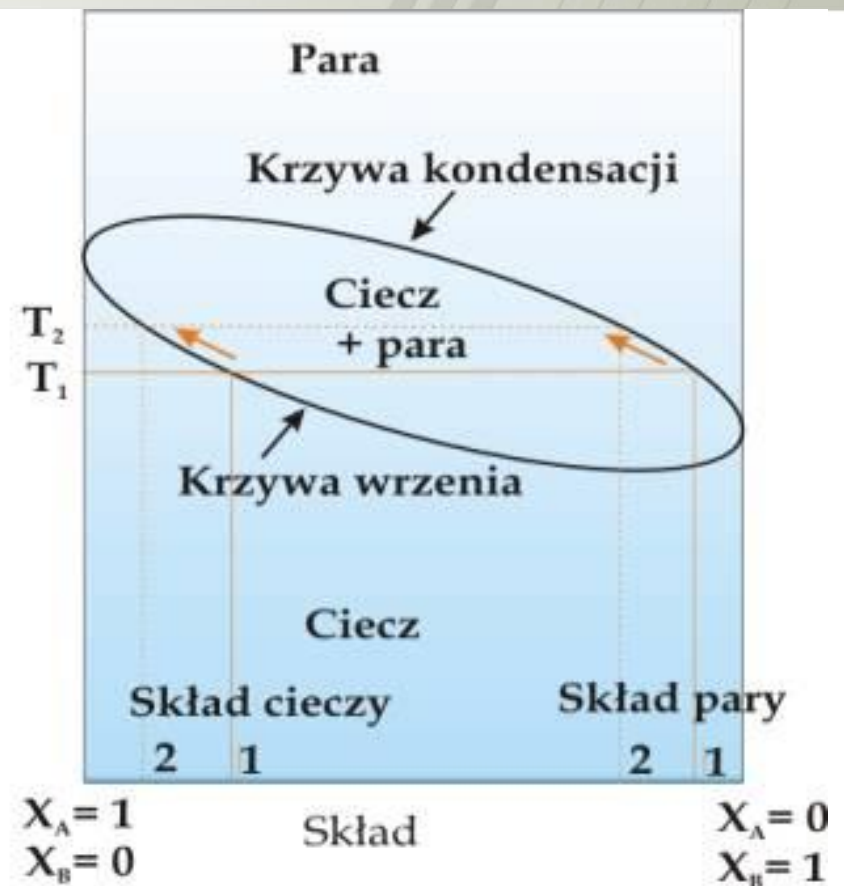
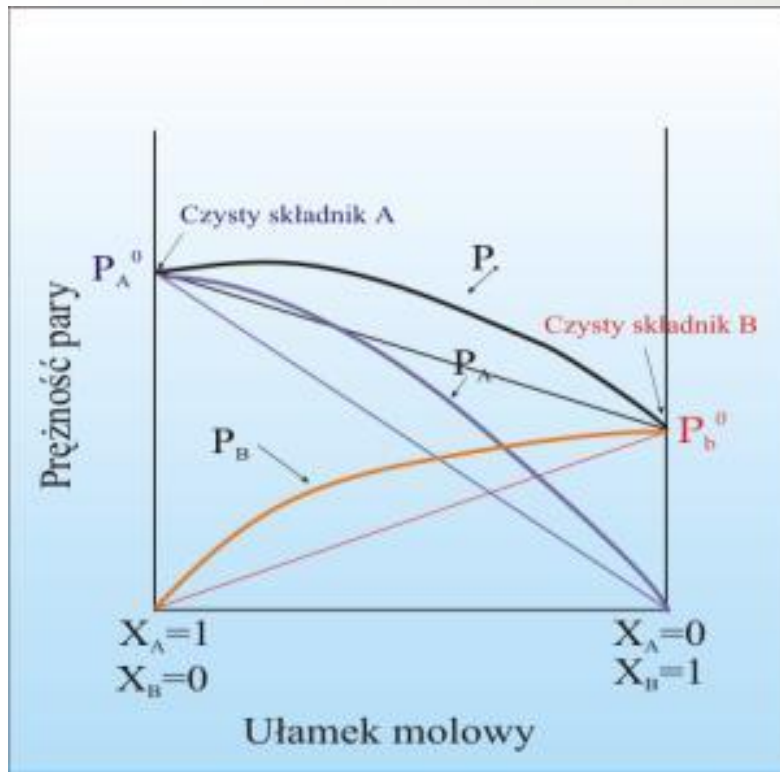
$p_i$  – ciśnienie pary składnika „i”,

$p_i^0$  – ciśnienie par nad czystym składnikiem „i”,

$x_i$  – ułamek molowy składnika „i”,

$p$  – ciśnienie całkowite nad roztworem.





Zależność ciśnienia par składników nad roztworem od składu roztworu idealnego.

# Roztwory doskonałe i rzeczywiste

	Roztwór doskonały	Roztwór rzeczywisty
oddziaływania międzycząsteczkowe	$A-B = A-A, B-B$	$A-B > A-A, B-B$
entalpia tworzenia	$\Delta H \approx 0$	$\Delta H \neq 0$
efekt objętościowy	nie występuje	występuje
prawo Raoult'a	spełnia	odchylenia

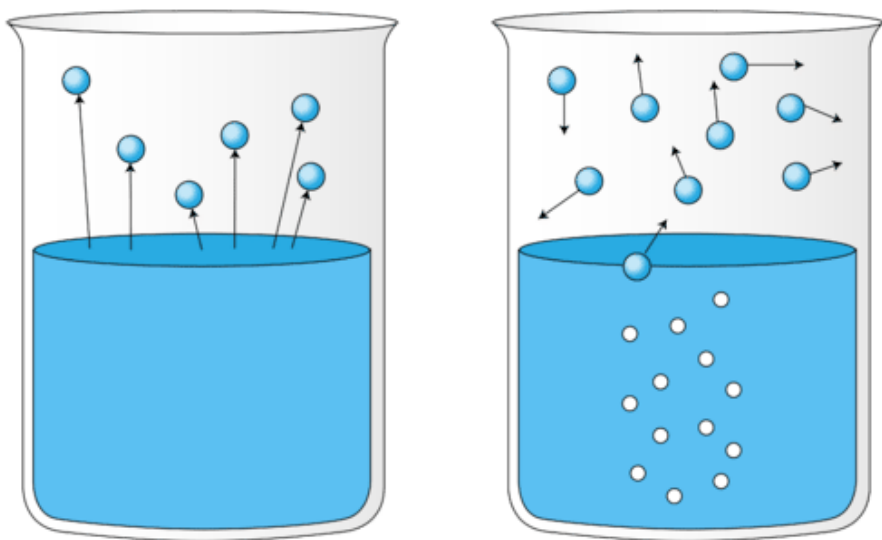
# Krzepnięcie

**Temperatura krzepnięcia** – temperatura, w której fazy ciekła i stała są ze sobą w równowadze. Przy odpowiedniej czystości substancji schładzanej i pod pewnymi warunkami jest możliwe schłodzenie substancji w postaci ciekłej poniżej jej temperatury krzepnięcia. Ciecz taka nosi nazwę cieczy przechłodzonej.



# Wrzenie

**Temperatura wrzenia** – temperatura, przy której ciśnienie powstającej pary (ciśnienie pary nasyconej) jest równe ciśnieniu otoczenia, skutkiem czego parowanie następuje w całej objętości cieczy (dana substancja wrze).

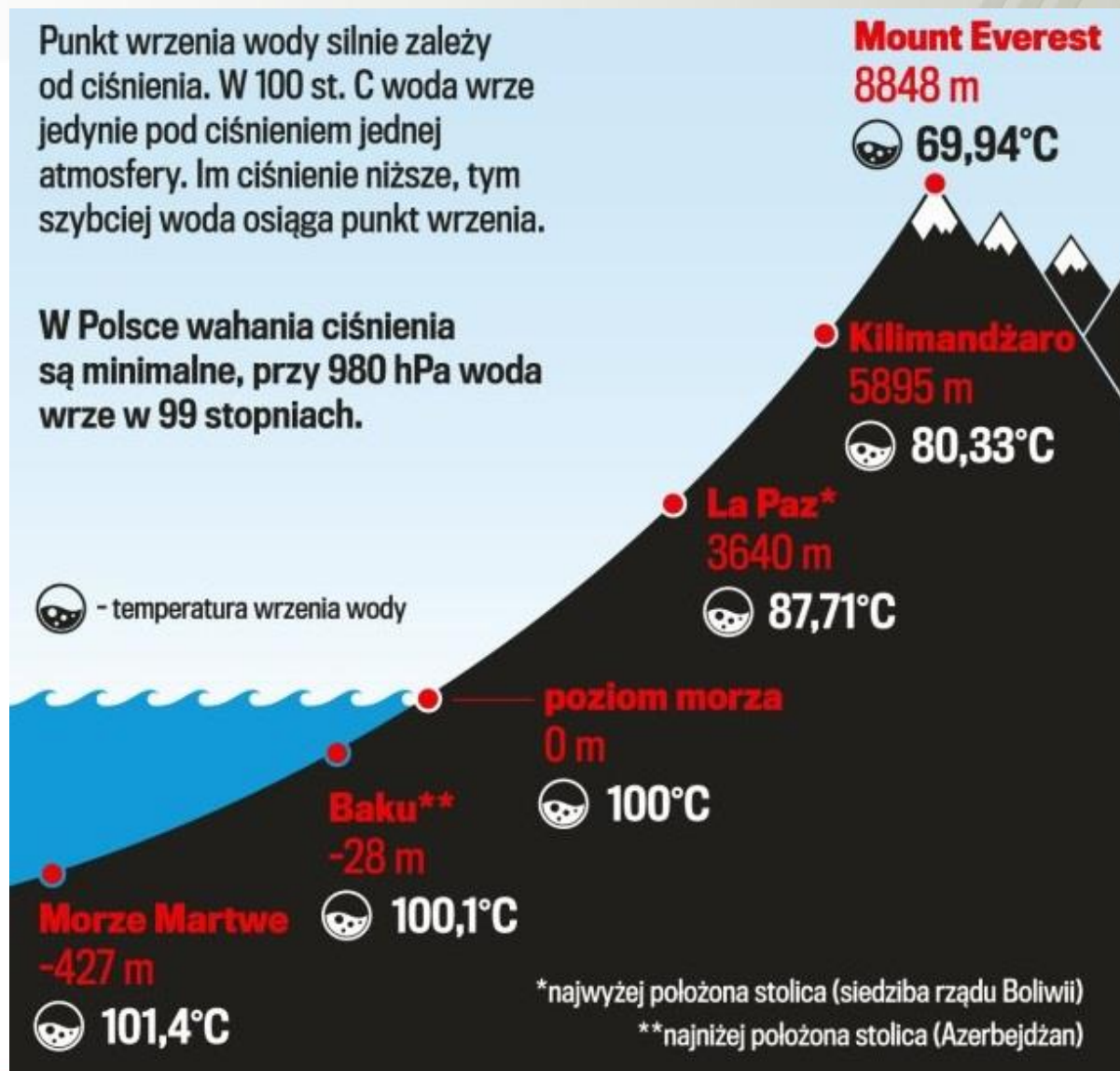


# Zależność temperatury wrzenia od ciśnienia

Punkt wrzenia wody silnie zależy od ciśnienia. W 100 st. C woda wrze jedynie pod ciśnieniem jednej atmosfery. Im ciśnienie niższe, tym szybciej woda osiąga punkt wrzenia.

W Polsce wahania ciśnienia są minimalne, przy 980 hPa woda wrze w 99 stopniach.

 - temperatura wrzenia wody

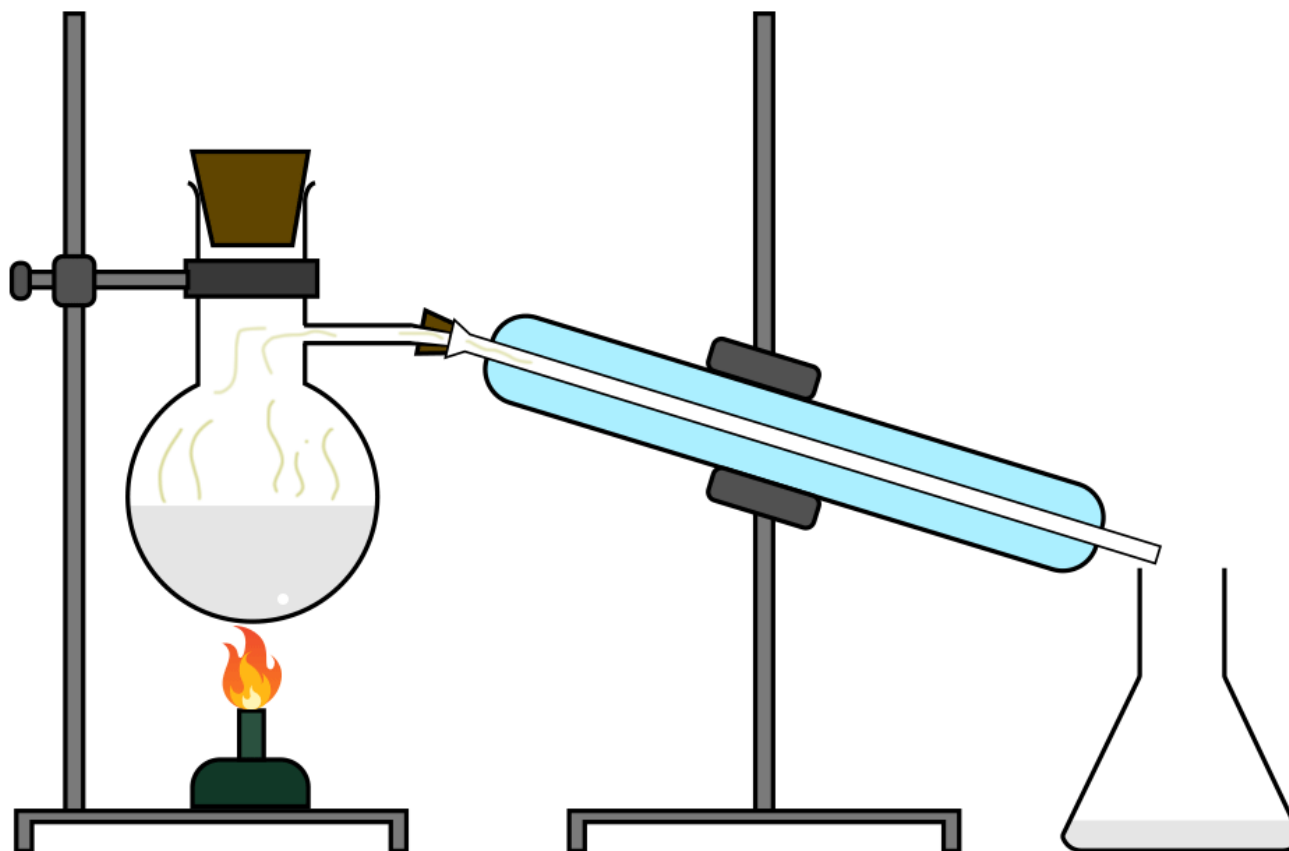


\*najwyżej położona stolica (siedziba rządu Boliwii)

\*\*najniższej położona stolica (Azerbejdżan)

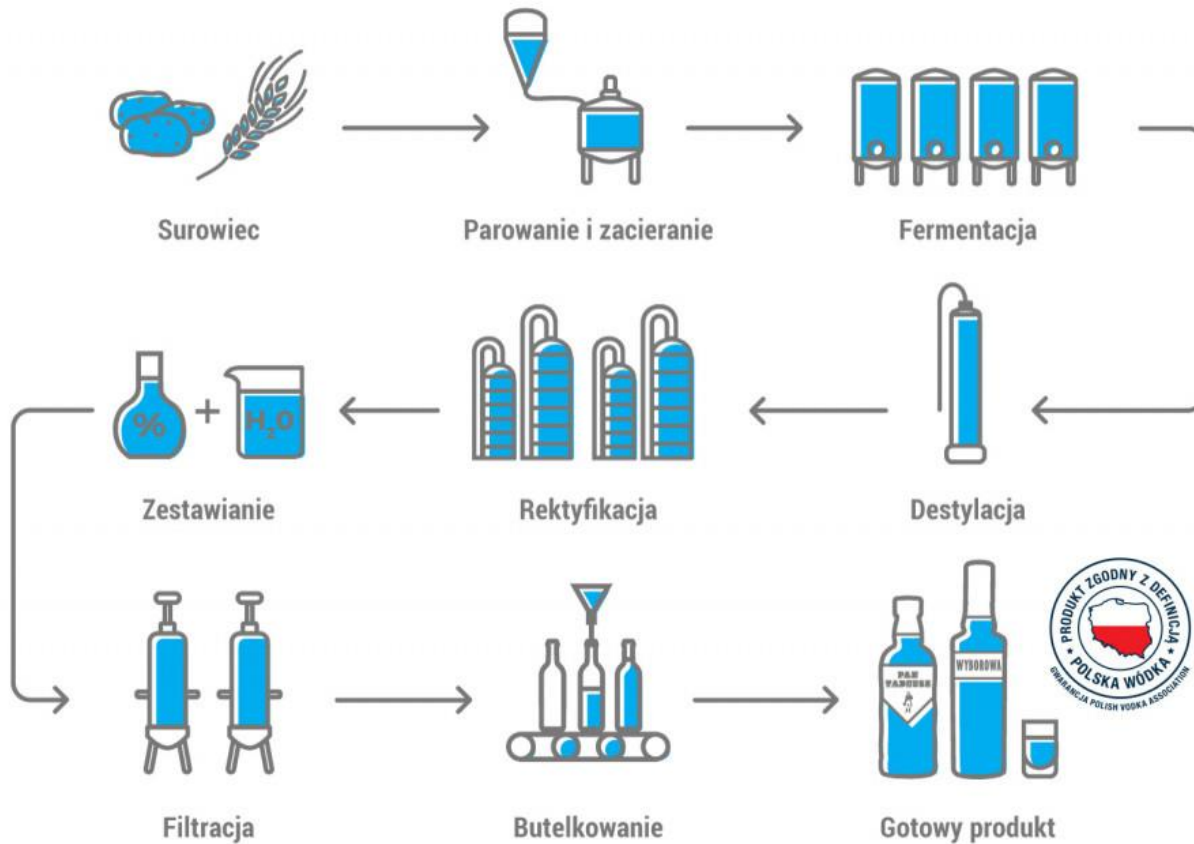


# Destylacja, rektyfikacja

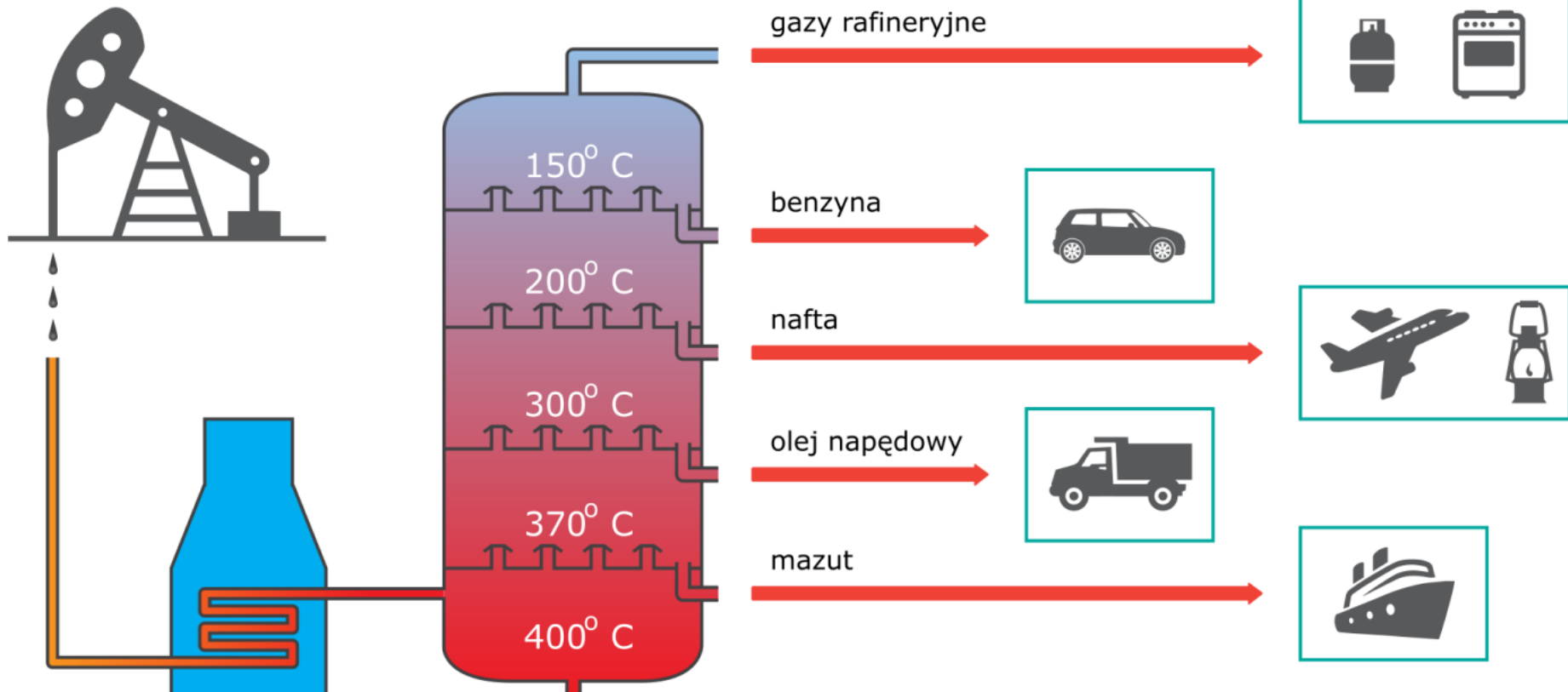
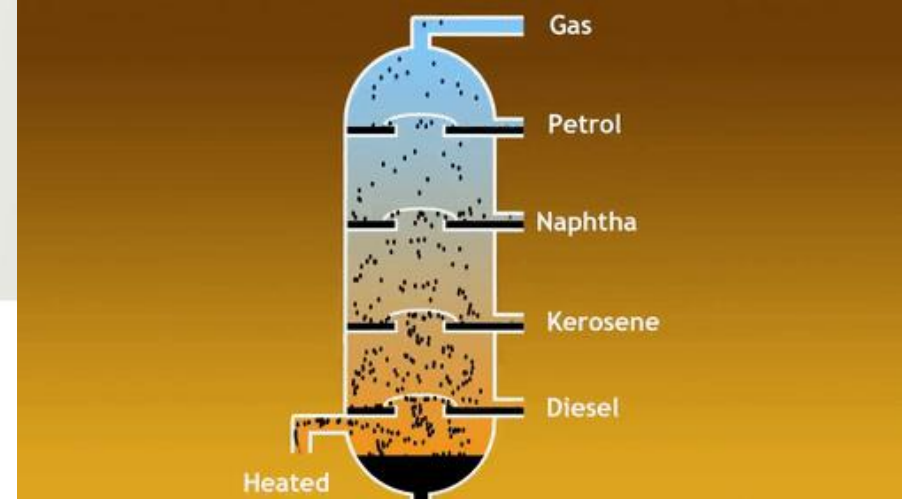


# Destylacja, rektyfikacja

## TAK POWSTAJE POLSKA WÓDKA!

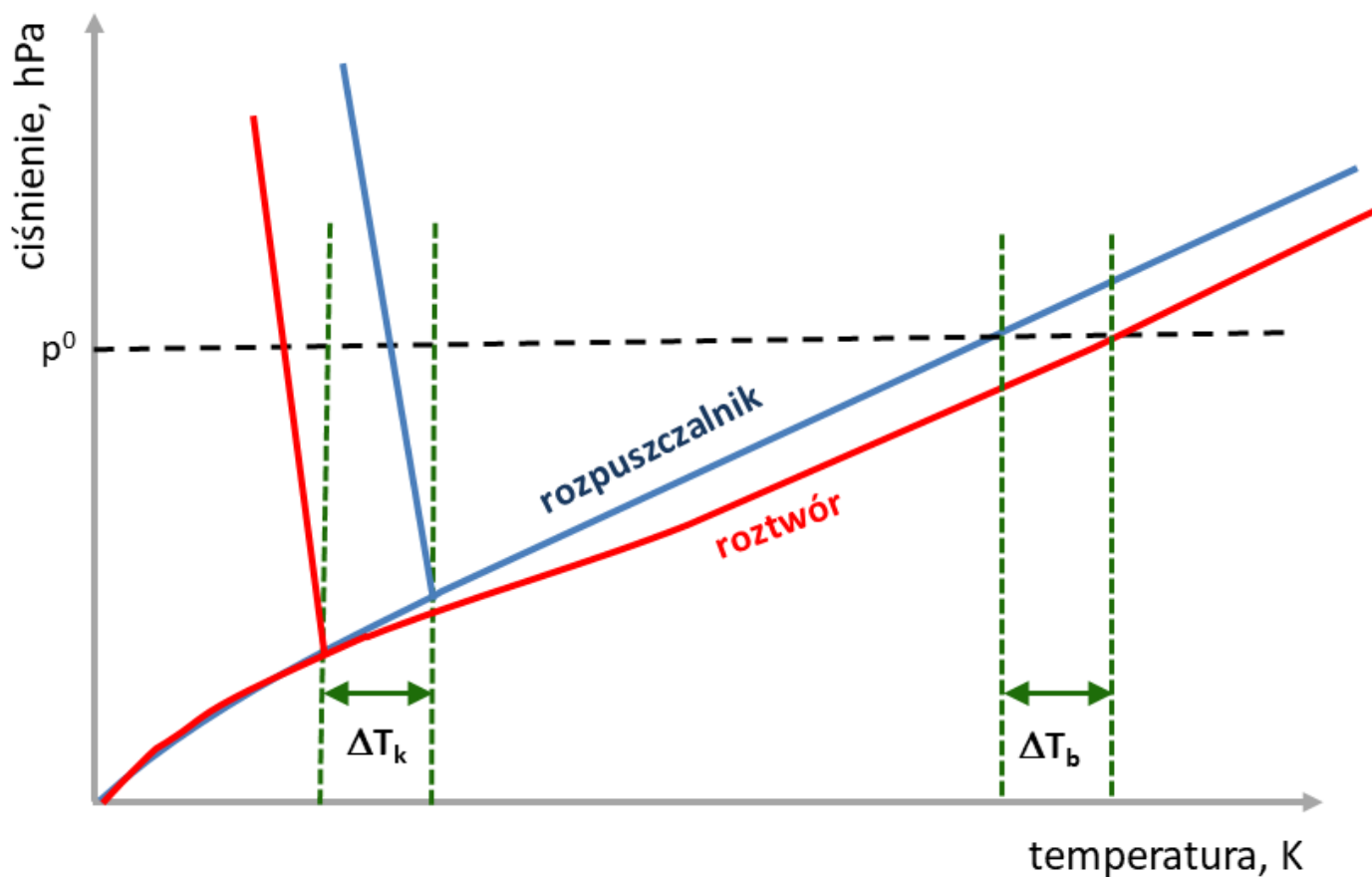


# Destylacja frakcyjna



# Temperatura wrzenia i krzepnięcia roztworu

Wzrost stężenia roztworu powoduje podniesienie temperatury wrzenia i obniżenie temperatury krzepnięcia



# Temperatura wrzenia i krzepnięcia roztworu

Podniesienie temperatury wrzenia:

$$\Delta T_b = K_E \cdot C_m = K_E \cdot \frac{m_s}{M_s \cdot m_{sol}}$$



$K_E$  – stała ebullioskopowa,  
 $C_m$  – stężenie molarne.

# Temperatura wrzenia i krzepnięcia roztworu

Obniżenie temperatury krzepnięcia:

$$\Delta T_s = K_c \cdot C_m = K_c \cdot \frac{m_s}{M_s \cdot m_{sol}}$$

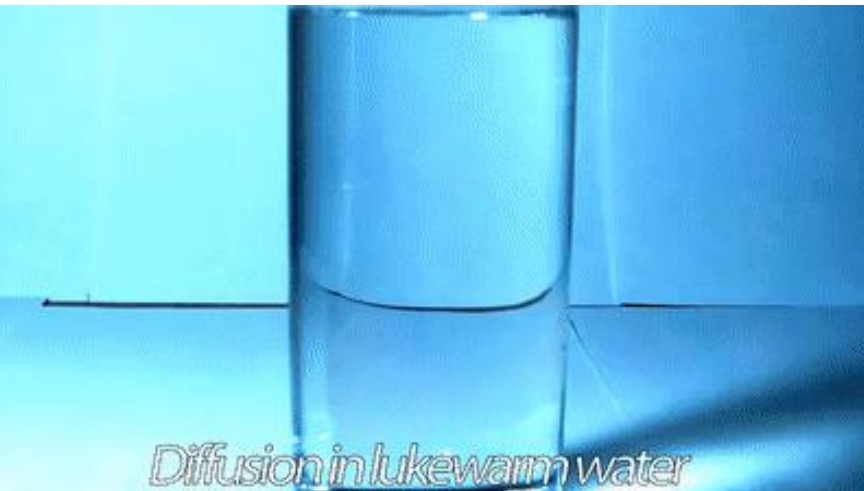
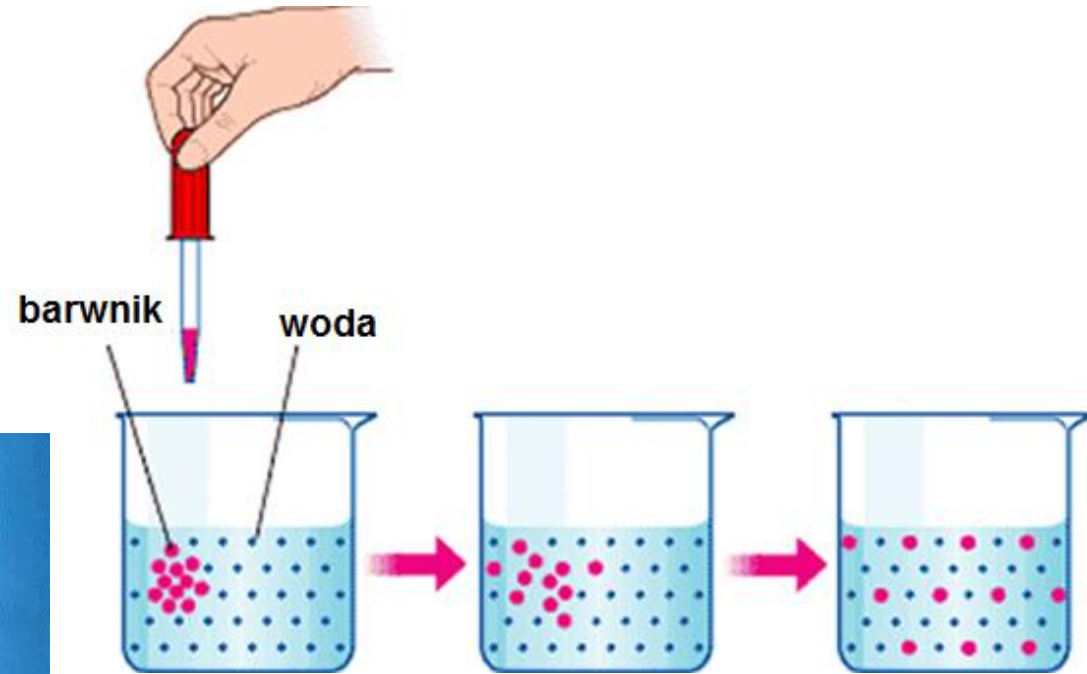


$C_m$  – stężenie molarne,  
 $K_c$  – stała krioskopowa.



# Dyfuzja

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



# Prawo dyfuzji Ficka

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

$v$  – prędkość dyfuzji,

$A$  – powierzchnia,

$D$  – współczynnik dyfuzji,

$\Delta C$  – 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,

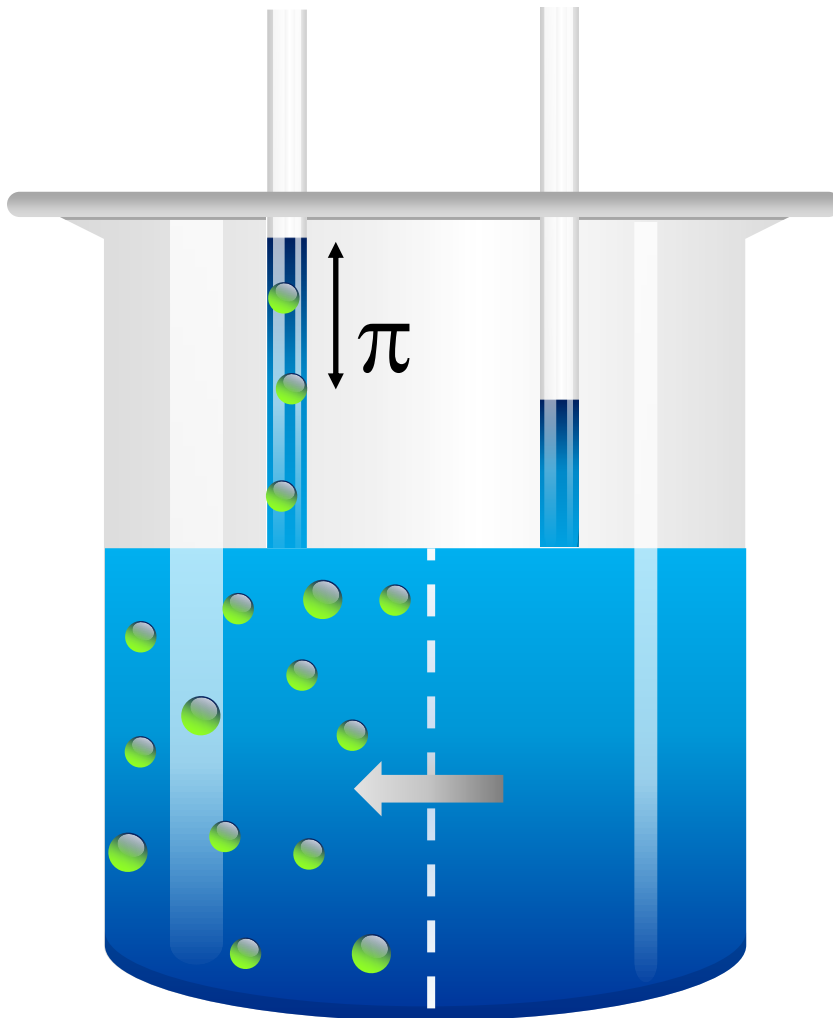
$R$  – stała gazowa.



# Osmoza

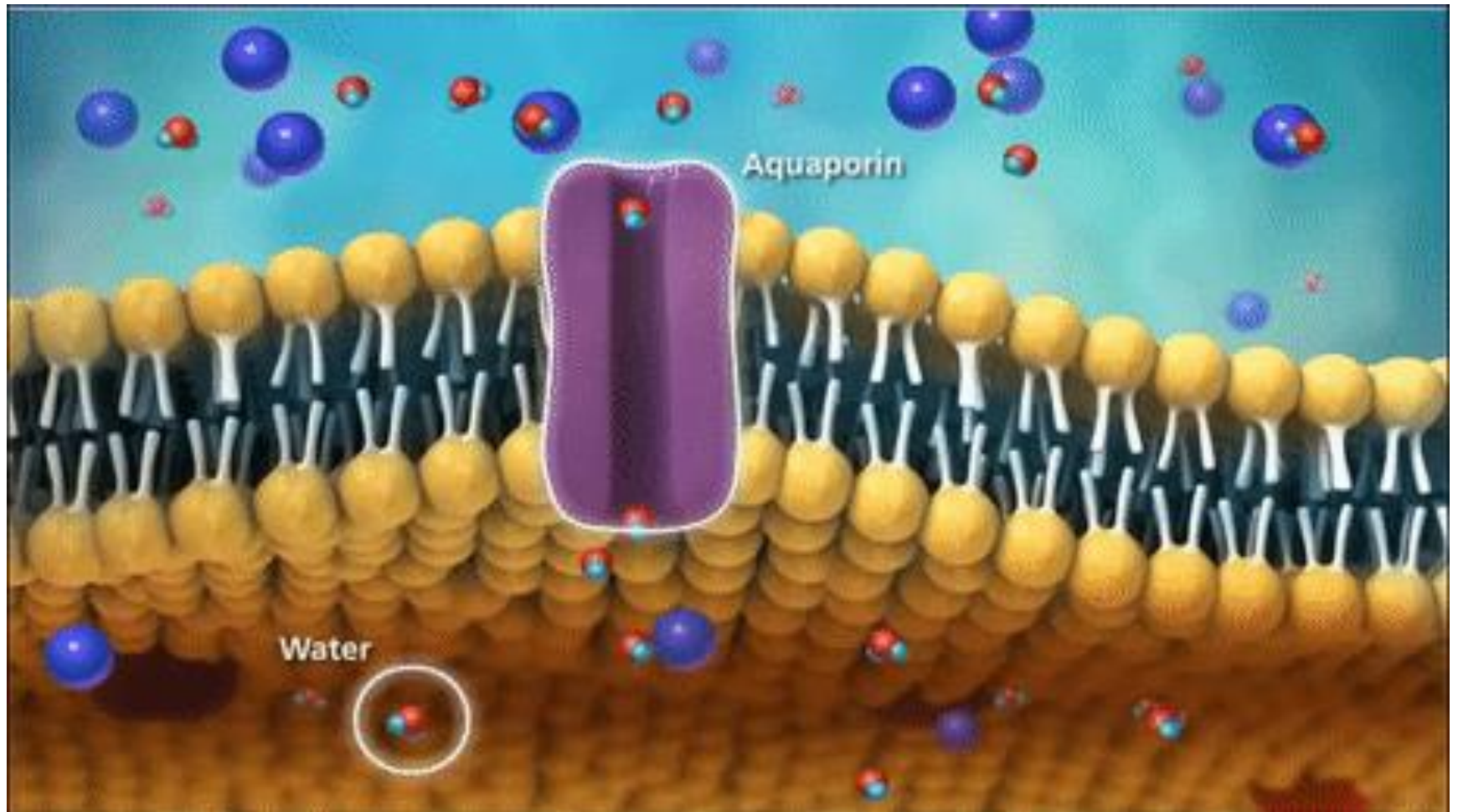
**Osmoza** - dyfuzja cząsteczek rozpuszczalnika przez membranę półprzepuszczalną, oddzielającą dwa roztwory różniące się potencjałami chemicznymi. Różnica potencjałów chemicznych wynika z różnicy składu (stężenia) roztworów.

Błona półprzepuszczalna musi być przepuszczalna dla rozpuszczalnika, a nieprzepuszczalna dla substancji rozpuszczonej. Proces ten powoduje gradient ciśnienia po obu stronach membrany.



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

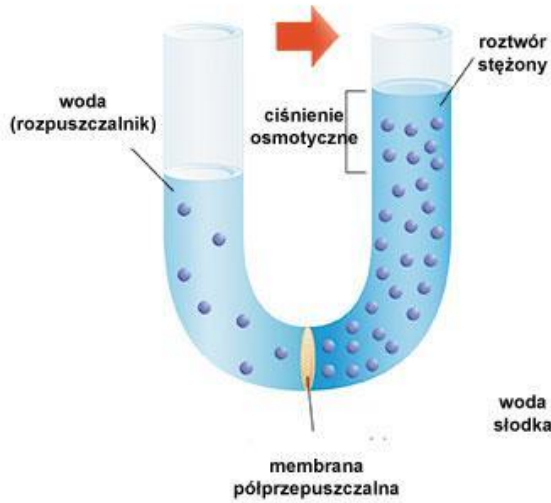
$\Pi$  – ciśnienie osmotyczne,  
 $\Delta C$  – gradient stężenia.



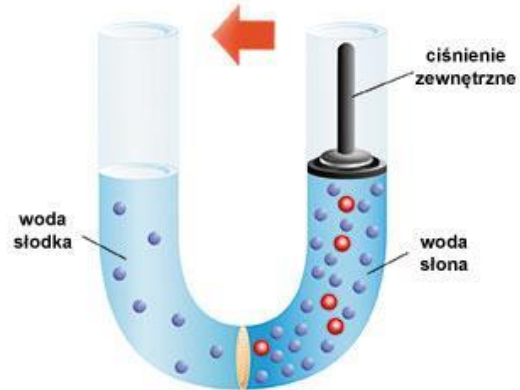




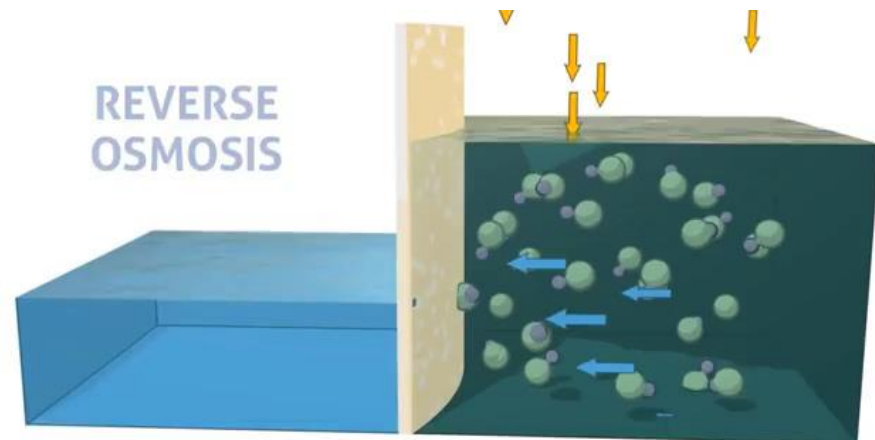
## Osmoza



## Odwrócona osmoza



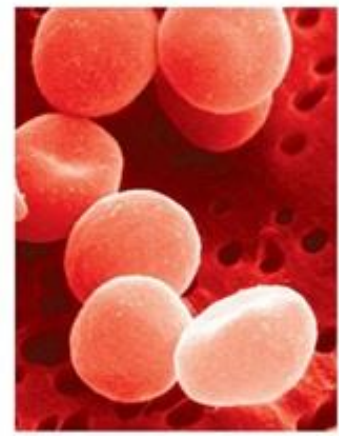
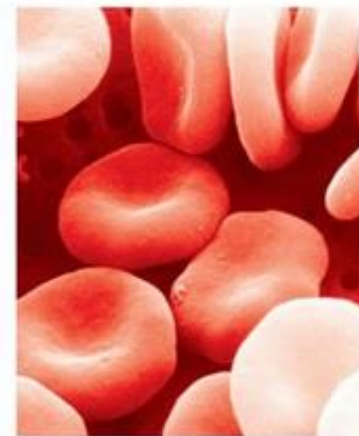
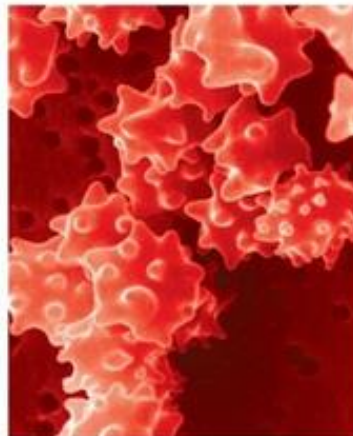
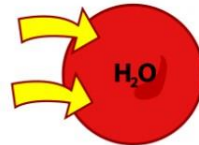
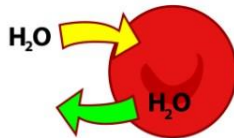
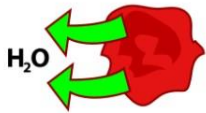
## REVERSE OSMOSIS



Hipertoniczny

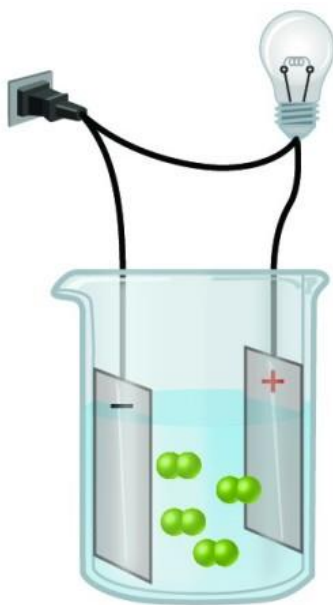
Izotoniczny

Hipotoniczny

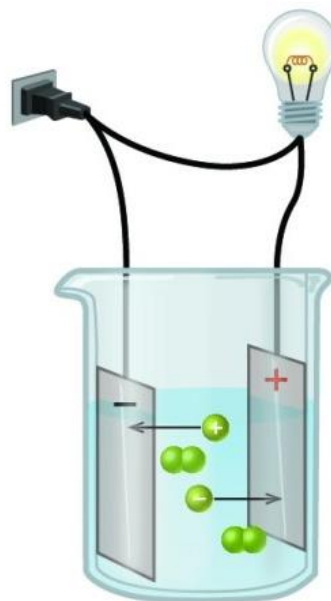


# Dysocjacja

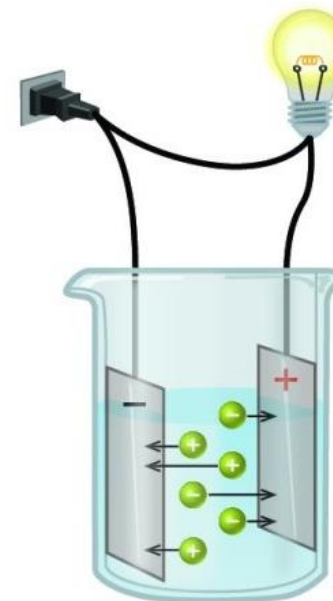
**Dysocjacja** – rozpad cząsteczek na jony pod wpływem rozpuszczalnika. Dysocjujące cząsteczki nazywamy **elektrolitami**. Mają one zdolność przewodzenia prądu.



etanol

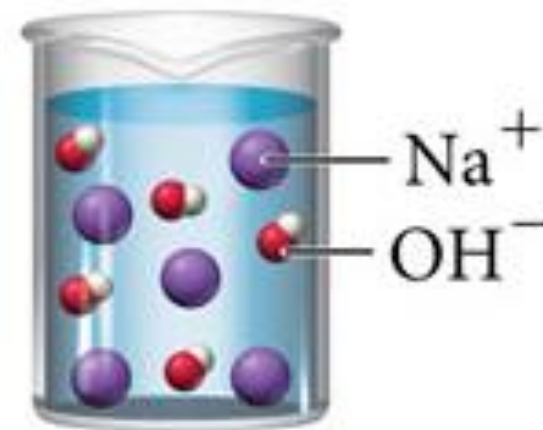


$\text{CH}_3\text{COOH}$

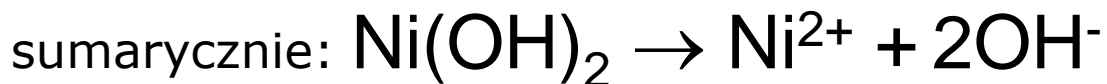
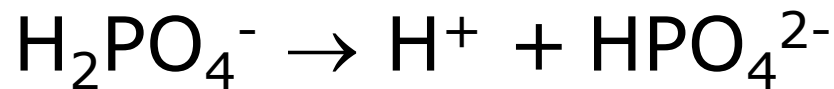
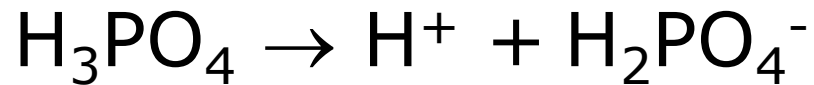


$\text{NaCl}$

# Dysocjacja



## Dysocjacja wielostopniowa



**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.





# Elektrolity



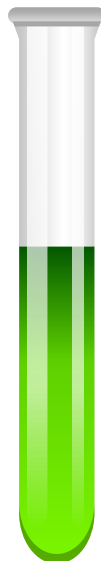
wodorotlenki  
metali alkalicznych:  
Li, Na, K, Rb,  
Cs, Ca, Sr, Ba

kwasy:  
HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,  
HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>,

wszystkie sole

**MOCNE**

**$\alpha \approx 1$**



H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>  
Be(OH)<sub>2</sub>  
Mg(OH)<sub>2</sub>

**ŚREDNIEJ MOCY**

**$0,1 < \alpha < 1$**



H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S  
H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>

kwasy organiczne

pozostałe wodorotlenki  
NH<sub>4</sub>OH,

**SŁABE**

**$\alpha < 0,1$**

Stopień dysocjacji zależy od:

- rodzaju rozpuszczalnika,
- temperatury,
- stężenia,
- obecności innych elektrolitów (efekt wspólnego jonu).

stężenie HCl [mol/dm <sup>3</sup> ]	$\alpha$
10	0,17
1	0,78
0,1	0,91

**Stała dysocjacji** – stała równowagi reakcji dysocjacji.



$$K_d = \frac{C_{A^{n+}}^m \cdot C_{B^{m-}}^n}{C_{A_m B_n}}$$

$K_d$  – stała dysocjacji,

$C_{A^{n+}}$ ,  $C_{B^{m-}}$  – stężenia jonów,

$C_{A_m B_n}$  – stężenie cząsteczek niezdisocjowanych.



## 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,  
 $\alpha$  – stopień dysocjacji.



**Friedrich  
Wilhelm  
Ostwald**  
(1853–1932)

# Aktywność jonów

**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.

$$K_d = \frac{c_{A^+}^m \cdot c_{B^-}^n}{c_{A_mB_n}}, \quad c_{A_mB_n} = \text{const.}$$

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

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





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

$$L_{\text{CaSO}_4} = 4,93 \cdot 10^{-5} \approx 0,00005$$



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

$$L_{\text{PbI}_2} = 9,8 \cdot 10^{-9} \approx 0,000000001$$





# Iloczyn rozpuszczalności



Wzór	Iloczyn rozpuszczalności
$\text{CaCO}_3$	$3,36 \cdot 10^{-9}$
$\text{PbI}_2$	$9,80 \cdot 10^{-9}$
$\text{AgCl}$	$1,77 \cdot 10^{-10}$
$\text{BaSO}_4$	$1,08 \cdot 10^{-10}$
$\text{Fe(OH)}_2$	$4,87 \cdot 10^{-17}$
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$	$1,43 \cdot 10^{-18}$
$\text{CdS}$	$2,51 \cdot 10^{-26}$
$\text{Sn(OH)}_2$	$5,45 \cdot 10^{-27}$
$\text{Fe(OH)}_3$	$2,79 \cdot 10^{-39}$

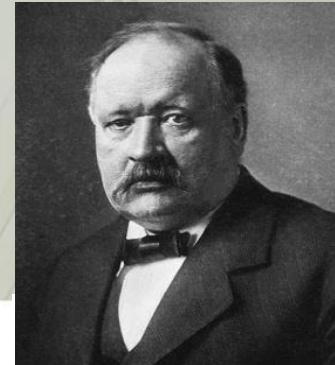


# Tabela rozpuszczalności

	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>				▽	○		▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽
Cl <sup>-</sup>							▽		○	■			■	■	■		■
Br <sup>-</sup>							▽	○	○	■			■	■	■		■
I <sup>-</sup>							▽	▽	▽	○	○		■	■	○		■
S <sup>2-</sup>				○	○		▽	▽	▽	▽	■	▽	▽	▽	▽	▽	▽
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>					▽	▽	▽	▽	▽	○	○	○	▽	■	○	▽	■
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>					○	▽	○		▽	■			■	■	■		■
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>										■			■	■	■		■
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>				▽	▽	▽	▽	■	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>				▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>				▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽	▽
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>							▽			▽			■	■			■

 Substancja rozpuszczalna w roztworze wodnym  
 Substancja słabo rozpuszczalna w roztworze wodnym

 Substancja praktycznie nierozpuszczalna w roztworze wodnym  
 W roztworze zachodzą skomplikowane reakcje



**Svante  
August  
Arrhenius**  
(1859–1927)

## Teoria Arrheniusa

**Kwasy** – substancje dysocjujące z wydzieleniem jonu  $H^+$   
(w rzeczywistości jonu hydroniowego  $H_3O^+$ )

**Zasady** – substancje dysocjujące z wydzieleniem jonu wodorotlenowego  $OH^-$ .



# Teoria Brønsteada i Lowry'ego

**Kwas** – donator protonu ( $H^+$ ).

**Zasada** – akceptor protonu ( $H^+$ ).

Istnieją pary kwasowo–zasadowe



**Johannes  
Nicolaus  
Brønsted**  
(1879–1947)



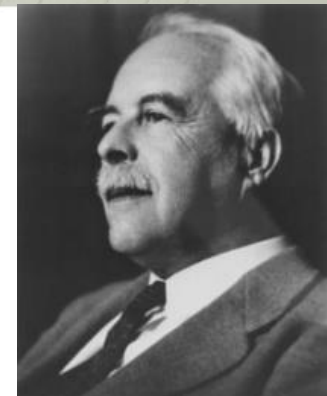
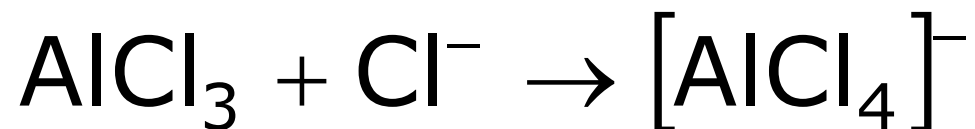
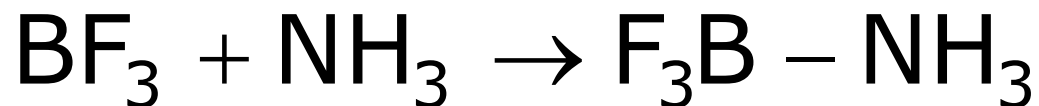
**Thomas Martin  
Lowry**  
(1884–1936)

# Teoria Lewisa

**kwaz** – akceptor pary elektronowej ,

**zasada** – donoz pary elektronowej.

**kwaz + zasada → produkt**



Gilbert Newton  
Lewis  
(1875–1946)

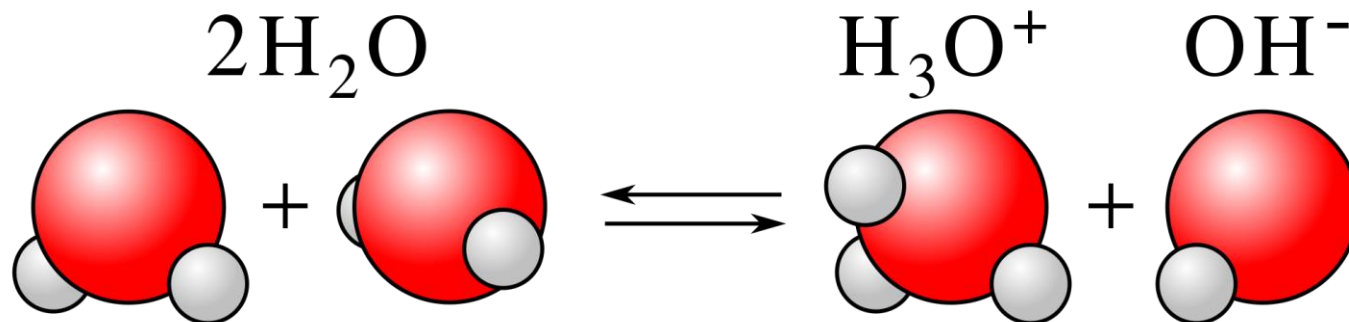
# Podsumowanie teorii kwasów i zasad

teoria	kwas	przykład	zasada	przykład
<b>Arrheniusa</b>	dysocjuje na wodór i resztę kwasową	$\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	dysocjuje na anion wodorotlenowy i kation metalu	$\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
<b>Brønsteda-Lowry'ego</b>	donor protonu	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$	akceptor protonu	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$
<b>Lewisa</b>	akceptor pary elektronowej	$\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \leftrightarrow \text{BF}_3\text{-NH}_3$	donor pary elektronowej	$\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \leftrightarrow [\text{AlCl}_4]^-$



## Miara kwasowości – pH

Woda dysocjuje w bardzo niewielkim stopniu:



## Miara kwasowości – pH

Iloczyn jonowy wody:

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

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

$0 < \text{pH} < 14$  – skala pH

	steż. $H_2SO_4$	kw. żołądkowy	kwasek cytrynowy	Cola	ocet	sok pomarańczowy	piwo	kawa	herbata zdrowa	skóra	kw. deszcz	mleko	czysta woda	ślina	krew	woda morsk.	mydło	amoniak	wybielacz	steż. $NaOH$
0	< 1.0	1.5 - 2	2.4	2.5	2.9	3.5	4.5	5.0	5.5	< 5.6	6.5	7	6.5 - 7.4	6.5 - 7.4	8.0	9.0 - 10.0	11.5	12.5	14	



# Pomiar pH

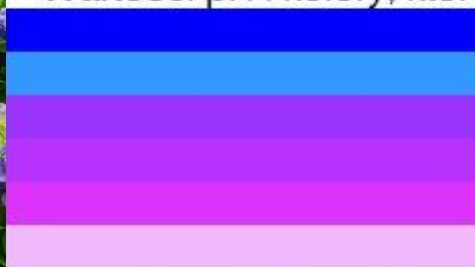
**wskaźniki** – związki, najczęściej organiczne, które zmieniają zabarwienie ze zmianą pH.

wskaźnik	roztwory kwaśne	zakres pH zmiany barwy	roztwory zasadowe
BBT błękit bromotymolowy	Yellow	6.0 - 7.8	Blue
lakmus	Red	5.0 - 8.0	Blue
Oranż metylowy	Red	2.1 - 4.4	Yellow
Czerwień metylowa	Red	4.2 - 6.0	Yellow
fenoloftaleina	Colorless	8.3-10.0	Magenta
błękit tymolowy	Red	8.0-9.0	Purple

# Pomiar pH



Wartości pH i kolory, które przybiera różowa odmiana hortensji:



intensywnie niebieski	pH 4,5
niebieski	pH 5,1
niebiesko-różowy	pH 5,5
ciemnoróżowy	pH 6,5
różowy	pH 6,9
jasnoróżowy	pH 7,4

<http://www.insideyourlife.pl/>

# Pomiar pH

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



# Zasada działania pH-metru



$$E_{\text{H}/\text{H}^+} = E_{\text{H}/\text{H}^+}^0 + \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{H}^+}$$

$$E_{\text{H}/\text{H}^+} = 2.303 \frac{RT}{2F} \log c_{\text{H}^+}$$

$$E_{\text{H}/\text{H}^+} = -0.059\text{pH}$$

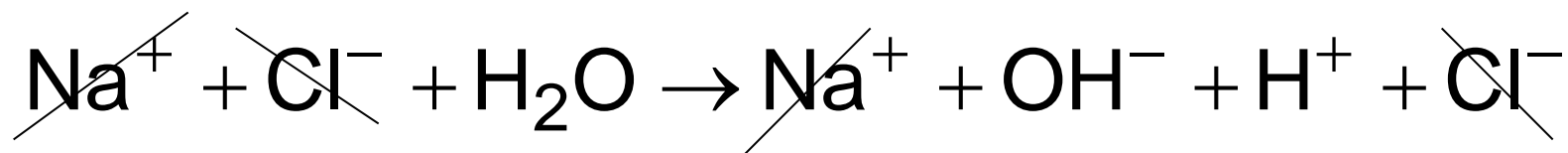




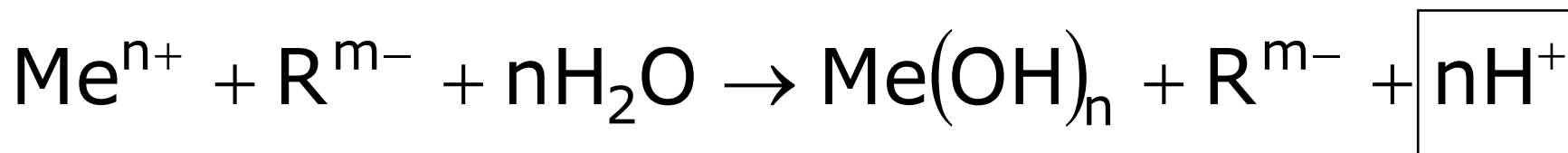
# Hydroliza

**Hydroliza** – reakcja jonów soli z wodą.

**Sole mocnych kwasów i mocnych zasad  
nie ulegają hydrolizie.**

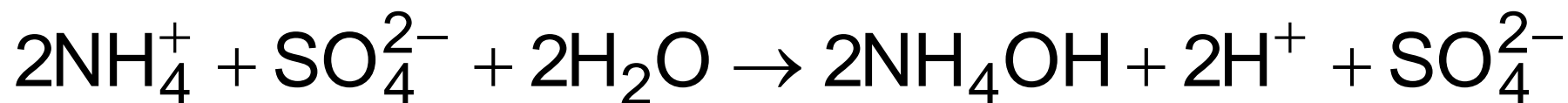


Sale mocnych kwasów i słabych zasad:

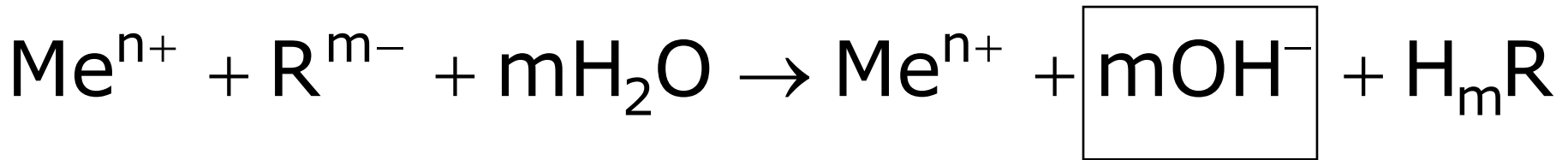


odczyn po hydrolizie kwaśny

pH < 7

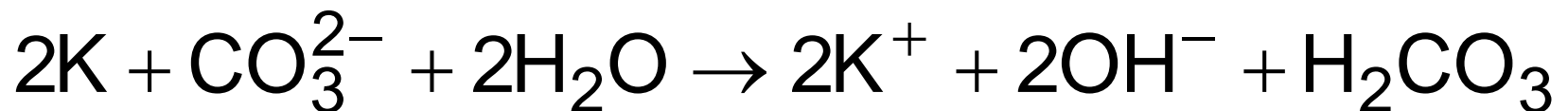


Sole słabych kwasów i mocnych zasad:

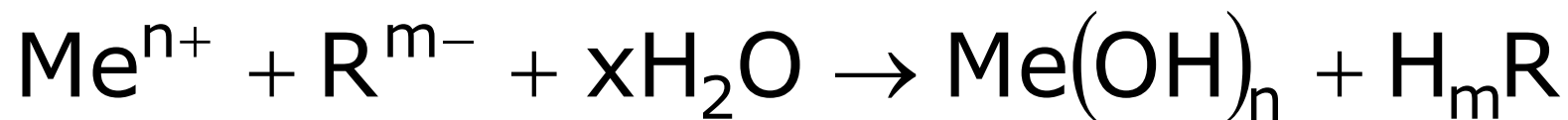


odczyn po hydrolizie zasadowy

pH > 7

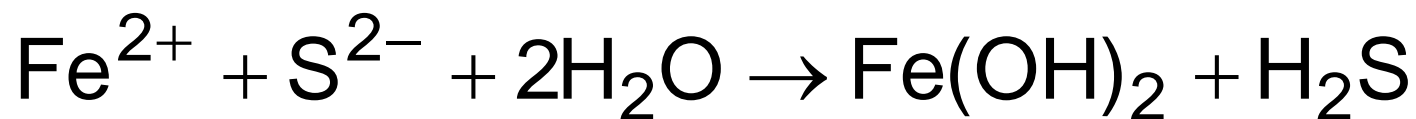


Sole słabych kwasów i słabych zasad:



odczyn po hydrolizie obojętny

pH  $\approx$  7



# Roztwory buforowe

**Roztwór buforowy** – roztwór, którego pH prawie się nie zmienia po dodaniu niewielkich ilości mocnego kwasu, czy mocnej zasady.

Pojemność buforowa

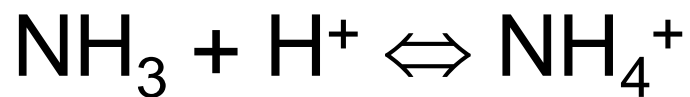
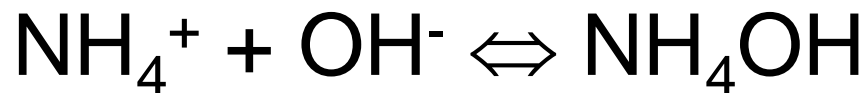
$$\beta = \frac{\Delta n}{\Delta \text{pH}}$$

$\Delta n$  – ilość moli dodanego kwasu lub zasady,

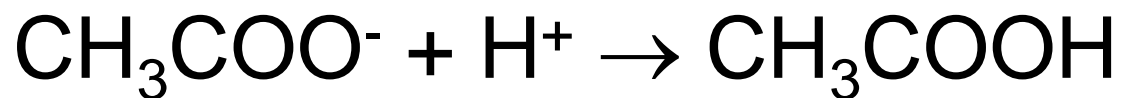
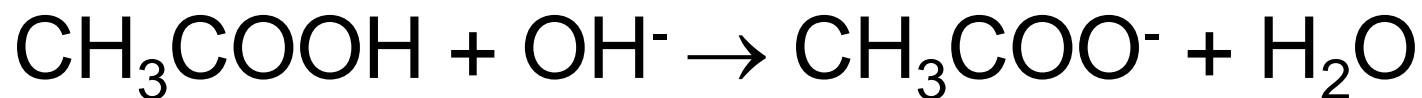
$\Delta \text{pH}$  – zmiana pH.



**Bufor amonowy, pH = 8-11** - wodorotlenek amonu i jego sól z mocnym kwasem.



**Bufor octanowy pH = 3,6-5,6** - słaby kwas octowy i jego sól z mocną zasadą,





# Dziękuję za uwagę

Niech moc elektrolitów będzie z wami!