

## Pojęcie soli, kwasów i zasad

Sole, kwasy i zasady należą do podstawowych rodzajów substancji chemicznych.

Najdawniej znane jest pojęcie soli. Nazwa soli wywodzi od się od łacińskiego słowa *sal* i określała początkowo wszystkie substancje, których właściwości były zbliżone lub podobne do dawno znanego i stosowanego minerału - soli kamiennej. Takimi właściwościami były przede wszystkim rozpuszczalność w wodzie i stały stan skupienia.

1

Jedynym kwasem, jaki znano w starożytności był kwas octowy, a ściślej biorąc jego wodny roztwór - ocet winny - *acetum*.

Od tego słowa wzięła się łacińska nazwa kwasu *acidum*

Najważniejsze kwasy nieorganiczne - solny, azotowy i siarkowy otrzymano w średniowieczu.

Wiedza o kwasach organicznych zaczęła się rozwijać w wieku XVII.

2

W końcu XVII i na początku XVIII wieku zaczyna się kształtować pojęcie soli, do którego jesteśmy dzisiaj przyzwyczajeni. W roku 1660 stwierdzono, że sole można rozłożyć na alkalia i kwasy. Za istotną cechę kwasów można więc uważać zdolność do reakcji z alkaliąmi.


Specyficzne właściwości kwasów próbowano tłumaczyć obecnością w nich jednego kwasu pierwotnego. Sądzono, że kwasy składają się z owego kwasu pierwotnego oraz różnych domieszek i zanieczyszczeń

3

Do czasów Lavoisiera nie odróżniano powszechnie kwasów i zasad od soli.

Lavoisier stwierdził, że produkty spalania pierwiastków niemetalicznych, np. fosforu, siarki i węgla, w tlenie tworzą z wodą odpowiednie kwasy. Pierwsza polska nazwa tlenu to *kwasoród*. Teoria tlenowa Lavoisiera przyjmowała, że każdy kwas składa się z tlenu i rodnika charakterystycznego dla danego kwasu.

4

Wg rodnikowej teorii kwasów (Griffin, Murray, Dulong - 1830) związki tlenowe stają się kwasami dopiero w reakcji z wodą. 

Skład zasad został ustalony dopiero w roku 1808. Stwierdzono wtedy, że zasady są wodorotlenkami metali.

5

## Teoria Arrheniusa

Kwasy to substancje dysocjujące na kationy wodorowe nadające roztworowi właściwości kwasowe i aniony reszty kwasowej.

Zasady dysocjują na jony wodorotlenowe (nośniki właściwości zasadowych roztworu) i kationy metali.

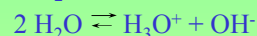
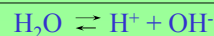
Sole dysocjują na kationy metali i aniony reszty kwasowej

6

W wodnych roztworach kwasów i zasad 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



7



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

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

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

$$[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$$

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

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

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

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

$$\text{pH} = 7$$



8

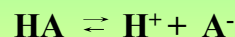
## Teoria Bronsteda i Lowrego

Kwasami nazywamy związki chemiczne lub jony zdolne do oddawania protonów (donory protonów), a zasadami związki chemiczne lub jony zdolne do pobierania protonów (akceptory protonów).



9

Cząsteczka lub jon kwasu oddając proton  $\text{H}^+$  staje się zasadą  $\text{A}^-$ . Zasada  $\text{A}^-$  może na powrót łączyć się z protonem i przechodzić w kwas  $\text{HA}$ .



Zasada  $\text{A}^-$  jest zasadą sprzężoną z kwasem  $\text{HA}$ .

Kwas  $\text{HA}$  jest sprzężony z zasadą  $\text{A}^-$ .



10

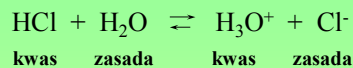
Warunkiem przebiegu jakiegokolwiek reakcji związanej z przekazaniem protonu od kwasu do zasady jest obecność, oprócz cząsteczek kwasu np.  $\text{A}_1$ , zasady  $\text{B}_2$ .

Kwas  $\text{A}_1$  traci proton i przechodzi w sprzężoną z nim zasadę  $\text{B}_1$ , natomiast zasada  $\text{B}_2$  wiąże proton przechodząc w sprzężony z nią kwas  $\text{A}_2$

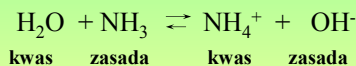


kwas    zasada    kwas    zasada

11



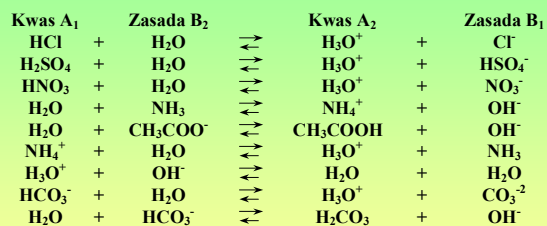
kwas    zasada    kwas    zasada



kwas    zasada    kwas    zasada



12



13

## Wskaźniki kwasowo-zasadowe



Wskaźnikami kwasowo-zasadowymi albo indykatorami kwasowo-zasadowymi nazywamy pewne barwniki organiczne zmieniające barwę zależnie od odczynu roztworu (pH), w którym się znajdują.

Na ogół są to związki bądź to o charakterze słabych kwasów (H Ind), bądź o charakterze słabych zasad (Ind OH), których niezdisocjowane cząsteczki mają inną barwę niż ich kationy lub aniony

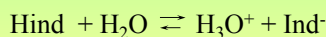
14

Poszczególne wskaźniki zmieniają barwę przy różnych, charakterystycznych dla nich wartościach pH.



Wartość pH odpowiadająca tej zmianie barwy zależy od stałej dysocjacji wskaźnika.

Dla wskaźnika Hind:



$$K_{\text{Ind}} = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{Ind}^-}}{c_{\text{HInd}}} \quad c_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_{\text{Ind}} \frac{c_{\text{HInd}}}{c_{\text{Ind}^-}}$$

15

Zmiana barwy wskaźnika nastąpi wtedy, gdy stężenie jonów Ind<sup>-</sup> będzie równe stężeniu cząstek niezdisocjowanych:



$$c_{\text{HInd}} = c_{\text{Ind}^-}$$

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_{\text{Ind}} \frac{c_{\text{HInd}}}{c_{\text{Ind}^-}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}}$$

16

W praktyce zmiana barwy wskaźników obejmuje pewien zakres wartości pH, których granice określa wzajemny stosunek stężeń formy zdysocjowanej i niezdisocjowanej.



$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_{\text{Ind}} \frac{c_{\text{HInd}}}{c_{\text{Ind}^-}}$$

17

Przyjmijmy, że pH roztworu zmieni się tak, że jego wartość stanie się o 1 mniejsza od wartości liczbowej pK<sub>Ind</sub>



$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}} - 1$$

$$-\log c_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\log K_{\text{Ind}} - \log 10$$

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_{\text{Ind}} * 10 \quad c_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_{\text{Ind}} \frac{c_{\text{HInd}}}{c_{\text{Ind}^-}}$$

$$\frac{c_{\text{HInd}}}{c_{\text{Ind}^-}} = 10$$

$$c_{\text{Ind}^-}$$

18



$$c_{HInd} \approx 91 \%$$

$$c_{Ind} \approx 9 \%$$

Możemy przyjąć, że w takim przypadku dominować będzie barwa charakterystyczna dla niedysocjowanej formy Hind.

19

Założmy teraz, że pH roztworu wzrosło i jest o 1 większe od wartości  $pK_{Ind}$



$$pH = pK_{Ind} + 1$$

$$-\log c_{H_3O^+} = -\log K_{Ind} + \log 10$$

$$c_{H_3O^+} = K_{Ind} * \frac{1}{10} \quad c_{H_3O^+} = K_{Ind} \frac{c_{HInd}}{c_{Ind^-}}$$

$$\frac{c_{HInd}}{c_{Ind^-}} = \frac{1}{10}$$

20



$$c_{HInd} \approx 9 \%$$

$$c_{Ind} \approx 91 \%$$

Możemy przyjąć, że w takim przypadku dominować będzie barwa charakterystyczna dla zdysocjowanej formy Ind<sup>-</sup>.

W praktyce, przeważająca liczba wskaźników zmienia barwę w stopniu rozróżnialnym przez oko ludzkie w zakresie od 1,2 do 1,8 jednostek pH.

21



Wskaźnik	Barwa w roztworze		pK <sub>Ind</sub>	Zakres pH zmiany barwy
	kwaśnym	zasadowym		
Błękit tymolowy	czarna	żółta	1,7	1,2 - 2,8
Błękit bromofenolowy	żółta	niebieska	4,0	2,8 - 4,6
Oranz metylowy	czarna	żółta	3,7	3,1 - 4,4
Czerwień metylowa	czarna	żółta	5,1	4,2 - 6,3
Błękit bromotymolowy	żółta	niebieska	7,0	6,0 - 7,6
Czerwień fenolowa	żółta	czarna	7,9	6,8 - 8,4
β-Naftolftaleina	różowa	zielona	8,9	7,3 - 8,7
Fenolftaleina	bezb. w.	czarna	9,6	8,3 - 10,0
Tymolftaleina	bezb. w.	niebieska	9,2	9,3 - 10,5

22



**W jaki sposób dobierać wskaźnik przy miareczkowaniu opartym o reakcje kwasów z zasadami?**

23



**Zmiany odczynu (pH) w reakcjach między kwasami i zasadami.**

24

Do 25 ml czystej wody wprowadzamy x ml r-r NaOH lub HCl (c = 0,1 m).

Wprowadzenie do wody roztworu silnej zasady lub kwasu jest jednoznaczne z wprowadzeniem równoważnej ilości jonów wodorotlenowych (zasada) lub wodorowych (kwas).

W przypadku NaOH i HCl jeden mol odpowiada jednemu gramorównoważnikowi.

Znając ilość wprowadzonych jonów H<sup>+</sup> lub OH<sup>-</sup> oraz objętość roztworu można łatwo obliczyć stężenie w/w jonów i wyrazić je w formie ujemnego logarytmu (p)



25

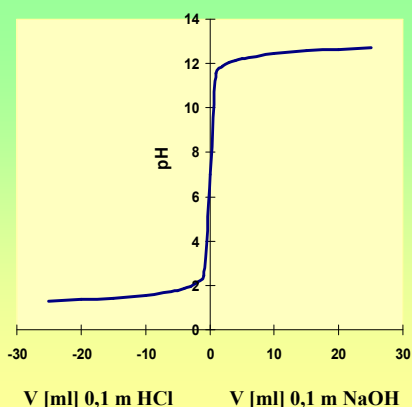
W przypadku HCl odczyn roztworu (pH) będzie wynosił:

$$pH = -\log\left(\frac{x * 0,1 * 10^{-3} [mol]}{(x + 25) * 10^{-3} [dm^3]}\right)$$

dla NaOH:

$$pH = 14 - \log\left(\frac{x * 0,1 * 10^{-3} [mol]}{(x + 25) * 10^{-3} [dm^3]}\right)$$

26



27

### Miareczkowanie mocnego kwasu mocną zasadą.

Do naczynia zawierającego 25 ml roztworu HCl (c = 0,1 m) dodajemy kolejno porcjami roztwór NaOH (c = 0,1 m).

Należy określić wartość odczynu (pH) roztworu uzyskanego po dodaniu kolejnych porcji r-ru NaOH.

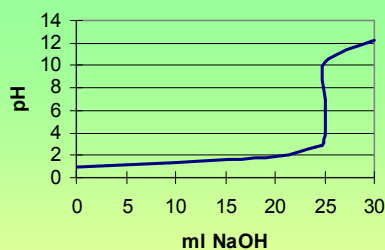


28

Objętość dodanego roztworu NaOH [ml]	Odczyn [pH]
0	1
10	1,37
20	1,96
24	2,69
24,9	3,16
25	7,00
25,1	10,30



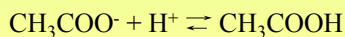
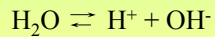
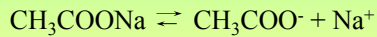
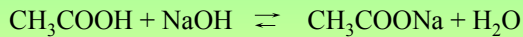
29



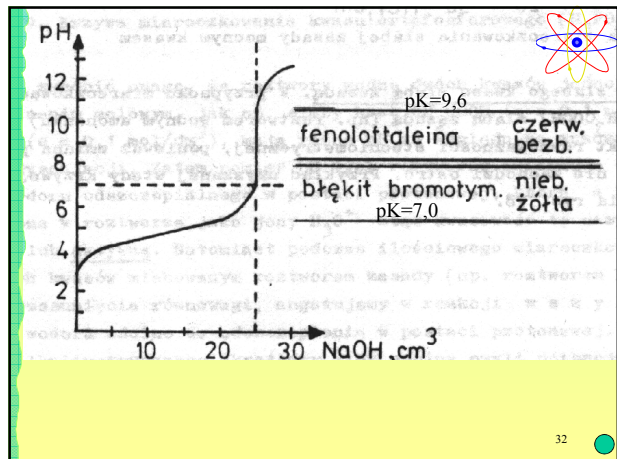
fenolo-ftaleina (pK = 9,6)	czerwona
	bezbarna
Błękit bromofenylowy (pK=4,0)	niebieski
	żółty
Czerwień metylowa (pK=5,1)	czerwona
	żółta
Oranż metylowy (pK=3,7)	żółty
	czerwony

30

### Miareczkowanie słabego kwasu mocną zasadą.

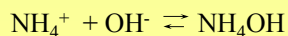
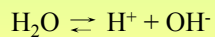
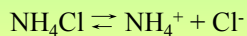
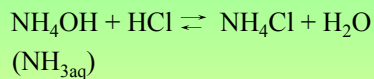


31

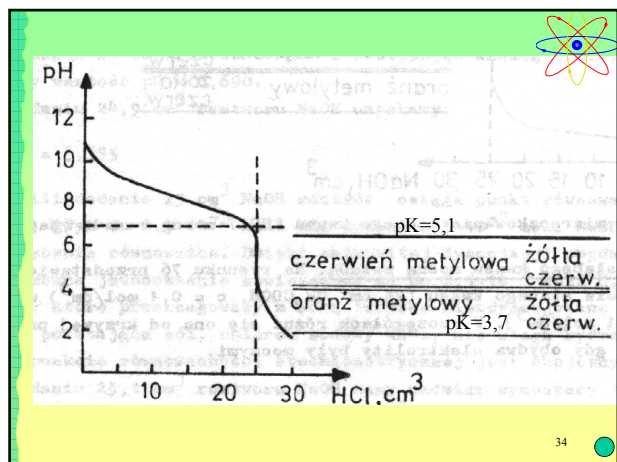


32

### Miareczkowanie słabej zasady mocnym kwasem.

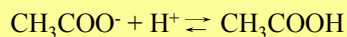
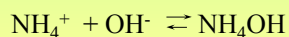
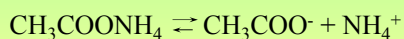
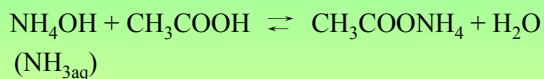


33

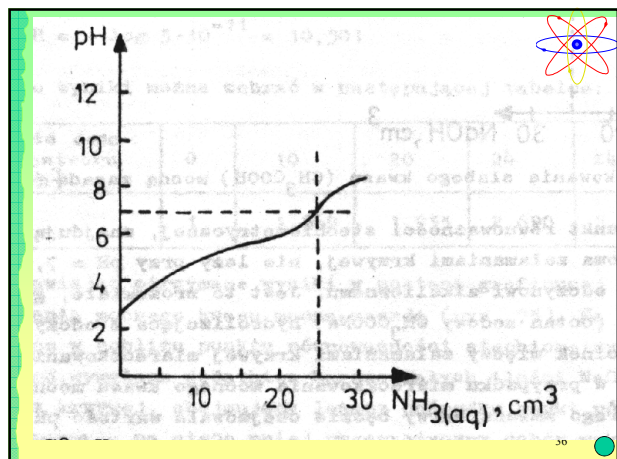


34

### Miareczkowanie słabego kwasu słabą zasadą.

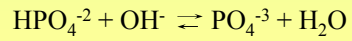
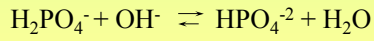
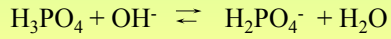
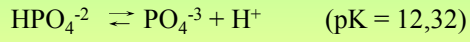
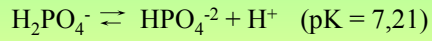
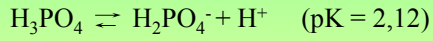
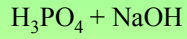


35

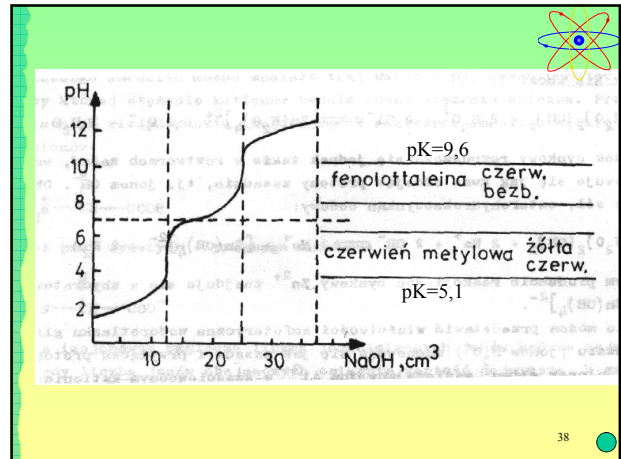


36

## Miareczkowanie kwasów wieloprotonowych mocnymi zasadami



37



38

