

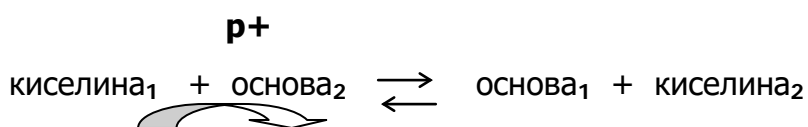
**Теория на Брьонстед и Лоури за киселините и основите. Дисоциация на водата. Йонно произведение на водата. Водороден показател.**

В началото на 20 век, със създаването на съвременните теории за строежа на атома и химичната връзка, понятията киселини и основи, въведени от Арениус, претърпяват развитие. През 1923 г. Брьонстед и Лоури (независимо един от друг) създават **Протолитичната теория**. Тази теория е по-обща от Теорията на електролитната дисоциация, защото е приложима и *за неводни разтвори*, в които разтворители са амоняк, етанол и др. вещества.

Според Протолитичната теория **киселина е вещество, което отдава протон (т.е. тя е донор на  $H^+$ )**, а **основата е вещество, което приема протон (т.е. тя е акцептор на  $H^+$ )**. *Приемането на протона (водороден катион) от основата се извършва по донорно-акцепторен механизъм*. Изразява се със зависимостта:

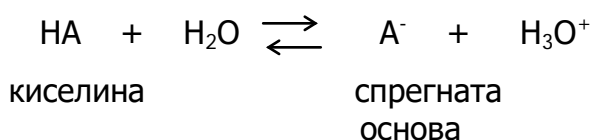


Според теорията на Брьонстед и Лоури разтварянето на една киселина в даден разтворител е типично киселинно-основно взаимодействие, при което се оформя двойка от: киселина (в лявата част на уравнението) и спрегнатата и основа (в дясната част на уравнението). Така се стига до киселинно-основното равновесие:



в което с еднакви индекси са означени съответните спрегнати киселини и основи.

**Киселина** – във воден разтвор на киселина, водородният катион взаимодейства с молекула вода и образува хидроксониев йон.





**Основните приемания** на Протолитичната теория може да се обобщят така:

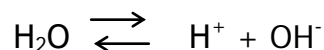
- дадено вещество може да бъде и киселина, и основа;
- при взаимодействие на киселини с основи се получават техните спрегнати основи и киселини, а не соли;
- силата на киселините и основите се характеризира не с константата на йонизация, а с константата на киселинно-основното равновесие:

$$K = \frac{c(\text{осн}_1) \cdot c(\text{кис}_2)}{c(\text{кис}_1) \cdot c(\text{осн}_2)}$$

- киселини и основи могат да бъдат както молекули, така и йони.

### Дисоциация на водата

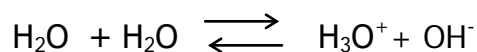
Водата е **много слаб електролит**. Дисоциацията и е обратим процес:



Концентрацията на получените водородни и хидроксидни йони е еднаква:  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7}$ . При постоянна температура се достига до равновесно състояние, които се характеризира с дисоциационна константа:

$$K_D = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})}$$

В действителност при дисоциацията два мола вода взаимодействат до хидроксониев катион ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) и хидроксиден анион ( $\text{OH}^-$ ).



При изразяване на електролитната дисоциация на водата за опростяване обикновено се пише водороден катион  $\text{H}^+$  вместо хидроксониев  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

От гледище на Теория на електролитната дисоциация водата може да се разглежда и като киселина (при дисоциацията и се отделя  $\text{H}^+$ ), и като основа (при дисоциацията и се отделя  $\text{OH}^-$ ). Вещества, които могат да се проявяват и като киселини, и като основи, според тази теория се наричат амфолити

(амфотерни електролити). Водата е амфолит.

### Йонно произведение на водата ( $K_W$ )

Водата се дисоциира в много малка степен. Може да се приеме, че концентрацията на недисоциираните молекули е практически постоянна,  $c(\text{H}_2\text{O}) = \text{const}$ . Тогава  $K_D \cdot c(\text{H}_2\text{O})$  е също константа и се бележи с  $K_W$ :

$$K_W = K_D \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = \text{const}.$$

**Произведението от равновесните концентрации на водородните и на хидроксидните йони е постоянна величина за дадена температура и се нарича йонно произведение на водата  $K_W$ .**

$$K_W = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2, \text{ при } t = 22^\circ \text{ C}.$$

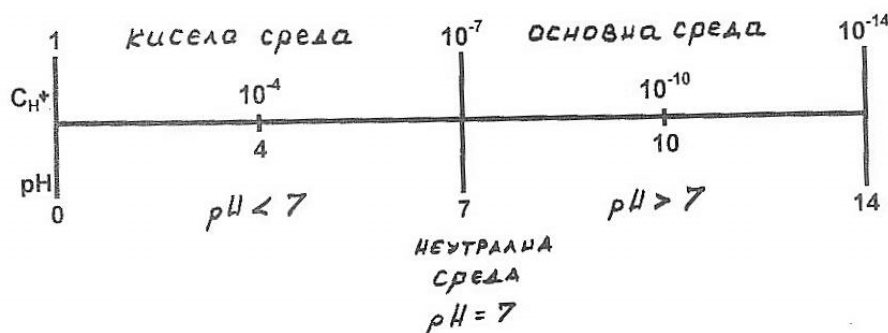
**Йонното произведение на водата е постоянна величина при определена температура не само за чистата вода, но и за разредените разтвори на електролити.  $K_W$  не зависи от концентрацията на  $\text{H}^+$  и на  $\text{OH}^-$ . Ако се повиши концентрацията на  $\text{H}^+$ , то концентрацията на  $\text{OH}^-$  ще намалява.**

### Водороден показател (pH)

Химичният характер на даден разтвор се определя чрез концентрацията на  $\text{H}^+$ . Използва се *отрицателният десетичен логаритъм от концентрацията на водородните катиони*, наречен **водороден показател** или **pH**.

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$$

За водни разтвори pH-скалата се простира в границите 0 – 14.



Видове разтвори според pH:

**1. Неутрален разтвор (разтвор с неутрален химичен характер)** – моларната концентрация на  $\text{H}^+$  е равна на моларната концентрация на  $\text{OH}^-$ :

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}, \text{ pH} = 7.$$

**2. Кисел разтвор (разтвор с киселинен химичен характер)** – моларната концентрация на  $H^+$  е по-голяма от моларната концентрация на  $OH^-$ :

$$c(H^+) > c(OH^-), \text{ т.е. } c(H^+) > 10^{-7} \text{ mol/l, pH} < 7.$$

**3. Основен разтвор (разтвор с основен химичен характер)** – моларната концентрация на  $H^+$  е по-малка от моларната концентрация на  $OH^-$ :

$$c(H^+) < c(OH^-), \text{ т.е. } c(H^+) < 10^{-7} \text{ mol/l, pH} > 7.$$

pH на средата се измерва качествено с помощта на индикатори. Това са естествени или синтетични в-ва, които променят цвета си в зависимост от характера на средата. Оцветяването на индикаторите в различна среда е дадено в таблицата:

<i>Индикатор</i>	<i>Среда</i>		
	<i>кисела</i>	<i>неутрална</i>	<i>основна</i>
<i>лакмус</i>	<i>червен</i>	<i>виолетов</i>	<i>син</i>
<i>фенолфталеин</i>	<i>безцветен</i>	<i>безцветен</i>	<i>малиново-червен</i>
<i>метилоранж</i>	<i>червен</i>	<i>жълт</i>	<i>жълт</i>

Подържането на постоянна стойност на pH на дадена реакционна среда е особено важно. За тази цел се използват т.н. **буферни разтвори**.