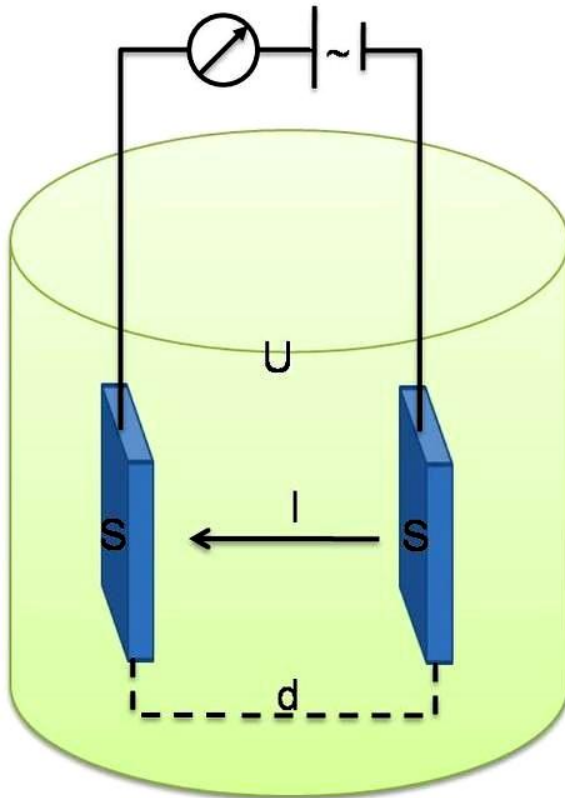


## електропровідність розчинів

- електронні провідники: метали, графіт, напівпровідники
  - іонні провідники: солі, кислоти, луги, скло
- на відміну від електронних провідників відбувається перенос речовини



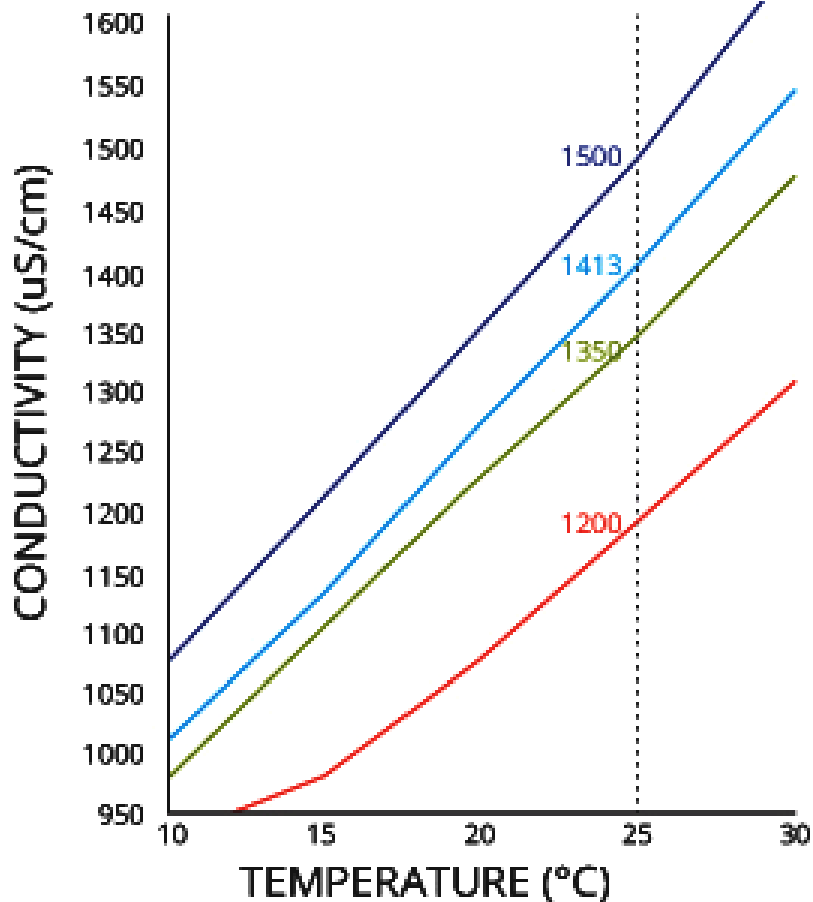
**питома електропровідність іонного провідника ( $\chi$ )** – електропровідність об'єму речовини між двома електродами площею  $1\text{ м}^2$  на відстані  $1\text{ м}$ :  
 $\chi = 1/\rho$ ;  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$ ;  $\text{См/м}$

**d** distance between electrodes  
**S** electrode surface  
**U** impressed voltage  
**I** generated electricity  
 **$K=d/s$**  measuring cell constant

$$\text{Conductivity} = d/S * I/R = K * I/U$$

питома електропровідність змінюється із зростанням температури:

- металів – зменшується (тепловий рух перешкоджає)
- напівпровідників – зростає (збільшується кількість носіїв)



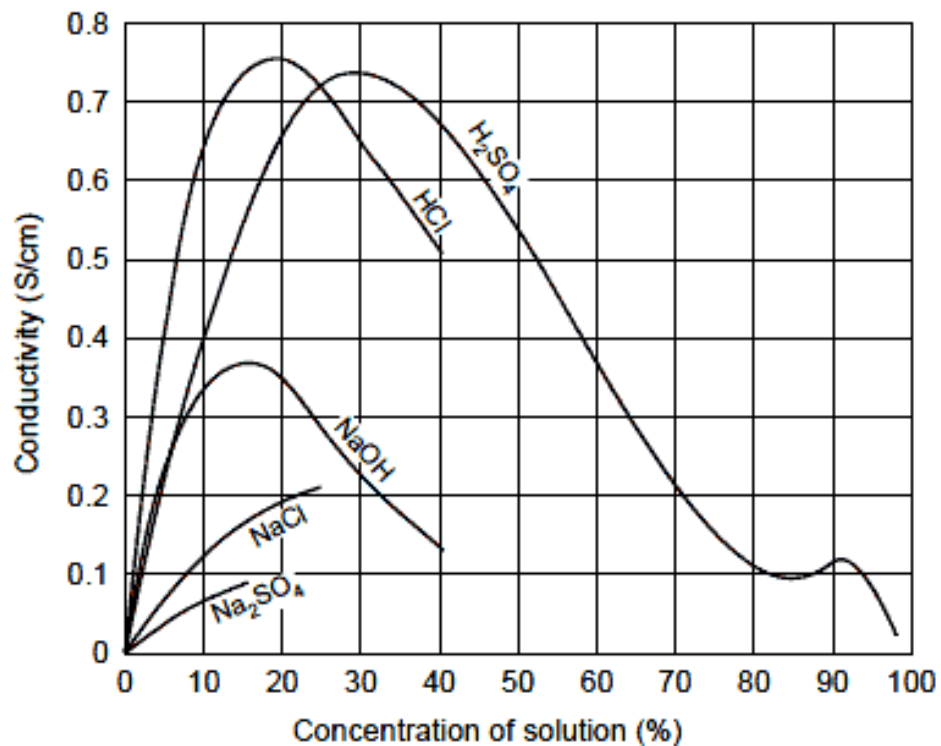
питома електропровідність  
іонних провідників  
зростає із зростанням температури  
(в'язкість↓, гідратація↓, ступінь дисоціації↑)

в водних розчинах  
зростання температури на 1K →  
електропровідність зростає на 2-2,5 %

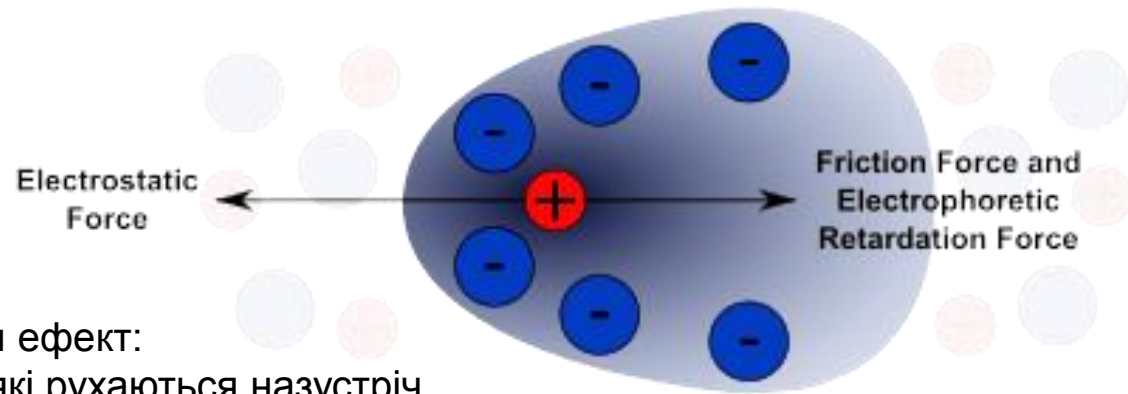
формула Кольрауша:

$$\chi = \chi_{18} [1 + \alpha (t - 18) + \beta (t - 18)^2]$$
$$\alpha = 0,016 - 0,022, \quad \beta = 0,0163 (\alpha - 0,0174)$$

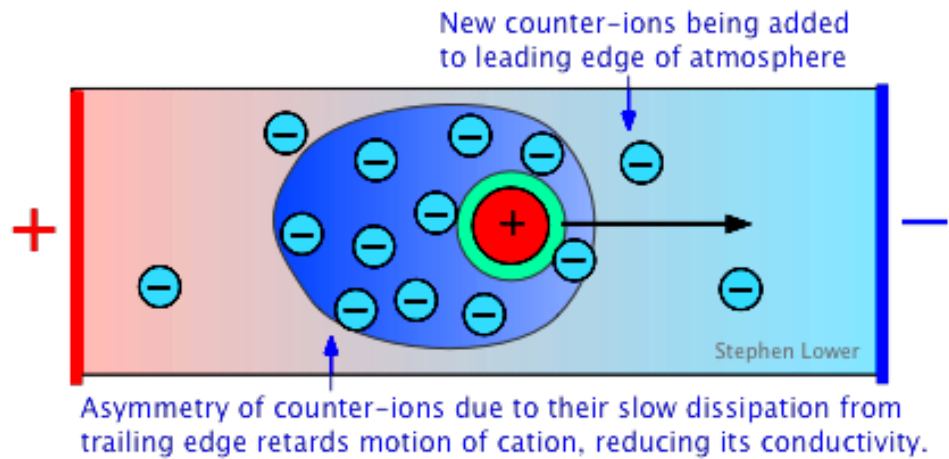
## залежність питомої електропровідності від концентрації розчину – немонотонна



із зростанням концентрації розчину електропровідність спочатку зростає, а потім зменшується

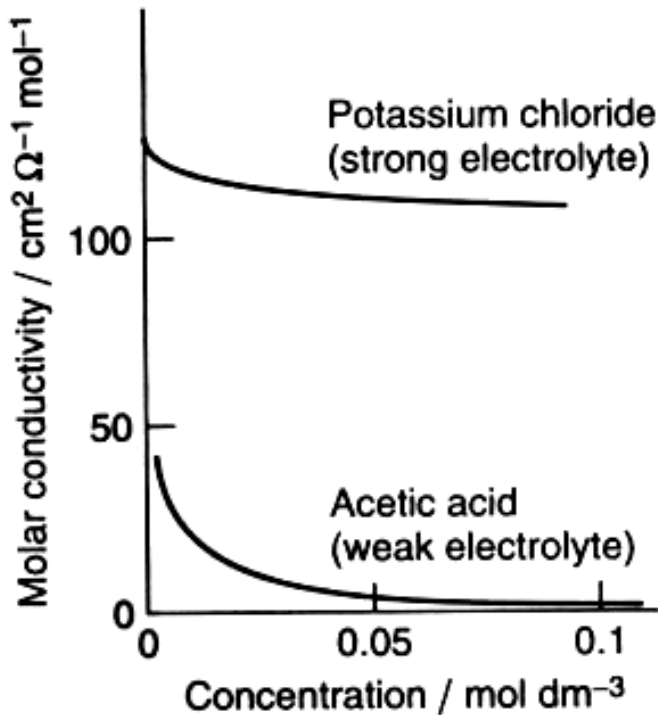


**електрофоретичний ефект:**  
взаємне тертя іонів, які рухаються назустріч



**релаксаційний ефект:**  
перегрупування іонної атмосфери потребує часу  
тому в середньому центри позитивного і негативного зарядів не співпадають,  
в результаті електростатична взаємодія тягне назад

**МОЛЯРНА (еквівалентна) ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ –**  
**електропровідність об'єму речовини,**  
**який містить 1 моль речовини, між електродами на відстані 1м**  
 $\lambda = \chi \cdot V_M$  [См·м<sup>2</sup>/моль], де  $V_M$  – молярний об'єм [м<sup>3</sup>/моль]  
 $\lambda = 1000\chi/C$ , де  $C$  – молярна концентрація [моль/л]



**залежність  $\lambda$  від концентрації –**  
**монотонно зменшується**  
 при  $C \rightarrow 0$ ,  $\lambda \rightarrow \text{const} = \lambda_\infty$

величина  $\lambda$  залежить від:

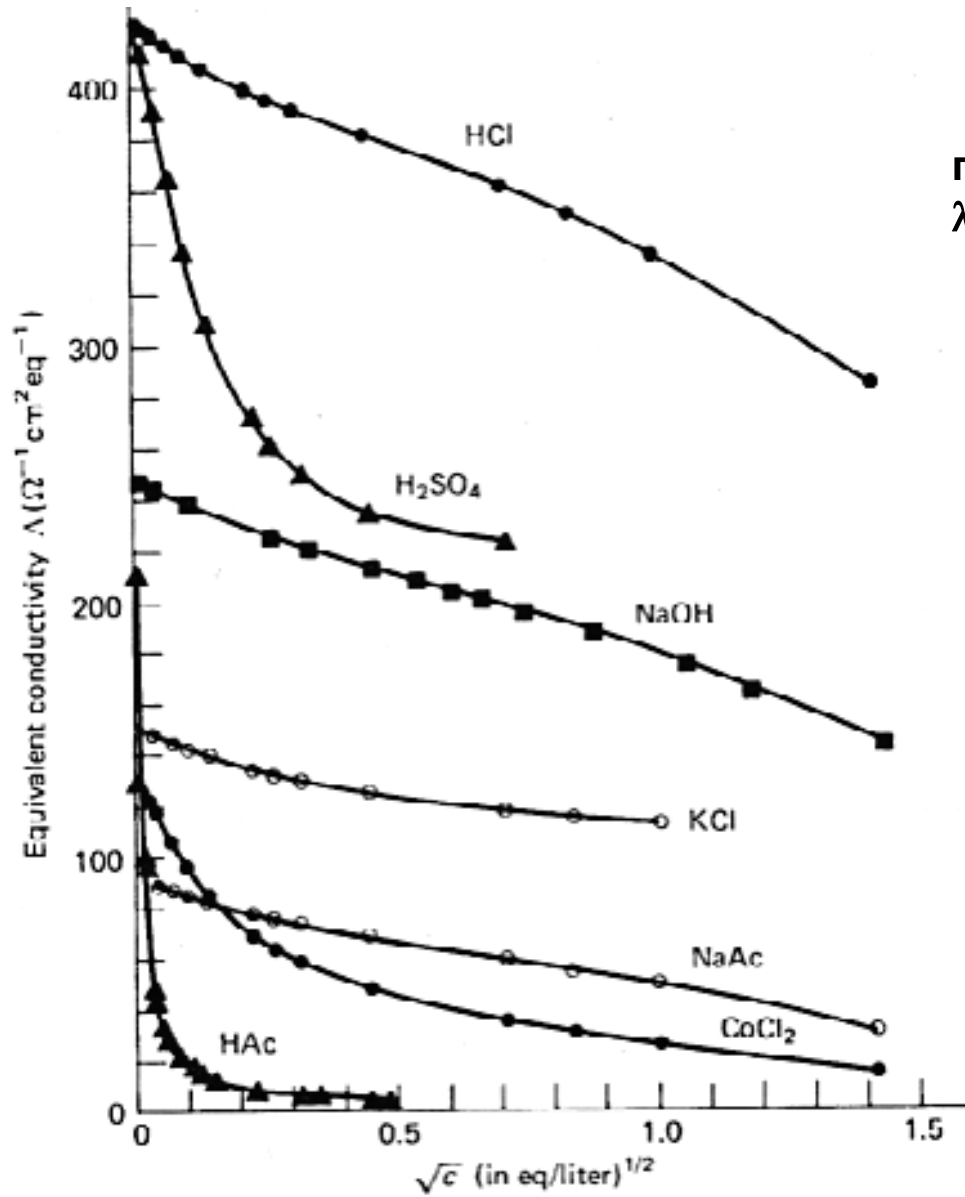
- міжіонної взаємодії (сильні електроліти)
- ступеня дисоціації (слабкі електроліти),

для розведених розчинів слабких електролітів

$$\lambda = \alpha \lambda_\infty$$

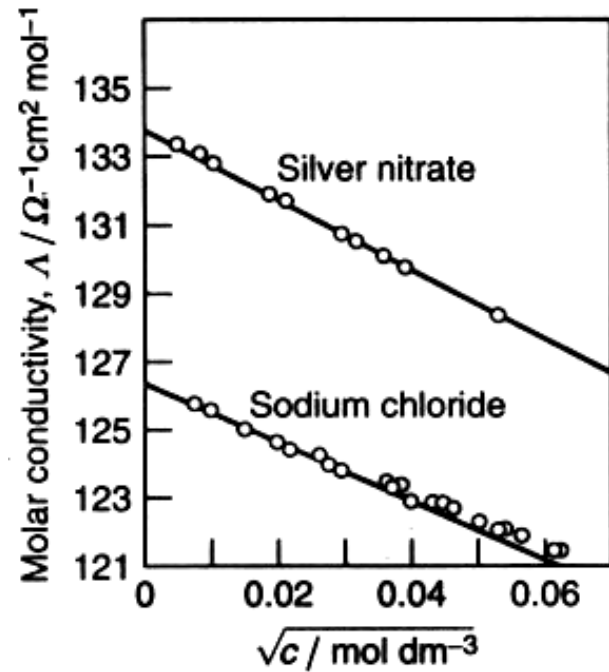
з вимірів електропровідності  
 можна визначити ступінь дисоціації:

$$\alpha = \lambda / \lambda_\infty$$



правило Кольрауша:

$$\lambda = \lambda_{\infty} - K \cdot \sqrt{c}$$



молярна електропровідність

### закон Кольрауша:

**молярна електропровідність при максимальному розведенні дорівнює сумі парціальних молярних електропровідностей іонів:  $\lambda = \lambda_+ + \lambda_-$**

приклад: постійна різниця при зміні одного іона ( $\lambda_{KCl} - \lambda_{LiCl} = \lambda_{KI} - \lambda_{LiI}$ )

застосування: дає **можливість вирахувати  $\lambda$  електроліту**, складові якого відомі

рухливість (парціальна молярна електропровідність)  
пов'язана з абсолютною швидкістю іонів

$$F \cdot U_+ = \lambda_+$$

$$F \cdot U_- = \lambda_-$$

U – абсолютна швидкість іона при напруженості поля 1 В/м

F – число Фарадея

величини рухливості іонів містяться в межах  $4 \div 8 \cdot 10^{-8} \text{ м}^2/(\text{В} \cdot \text{с})$

**аномальна рухливість властива іонам водню і гідроксилу:**

$$\lambda_{H^+} = 36 \cdot 10^{-8} \text{ м}^2/(\text{В} \cdot \text{с})$$

$$\lambda_{OH^-} = 20 \cdot 10^{-8} \text{ м}^2/(\text{В} \cdot \text{с})$$

для цих іонів характерний **естафетний механізм** переносу заряду:

