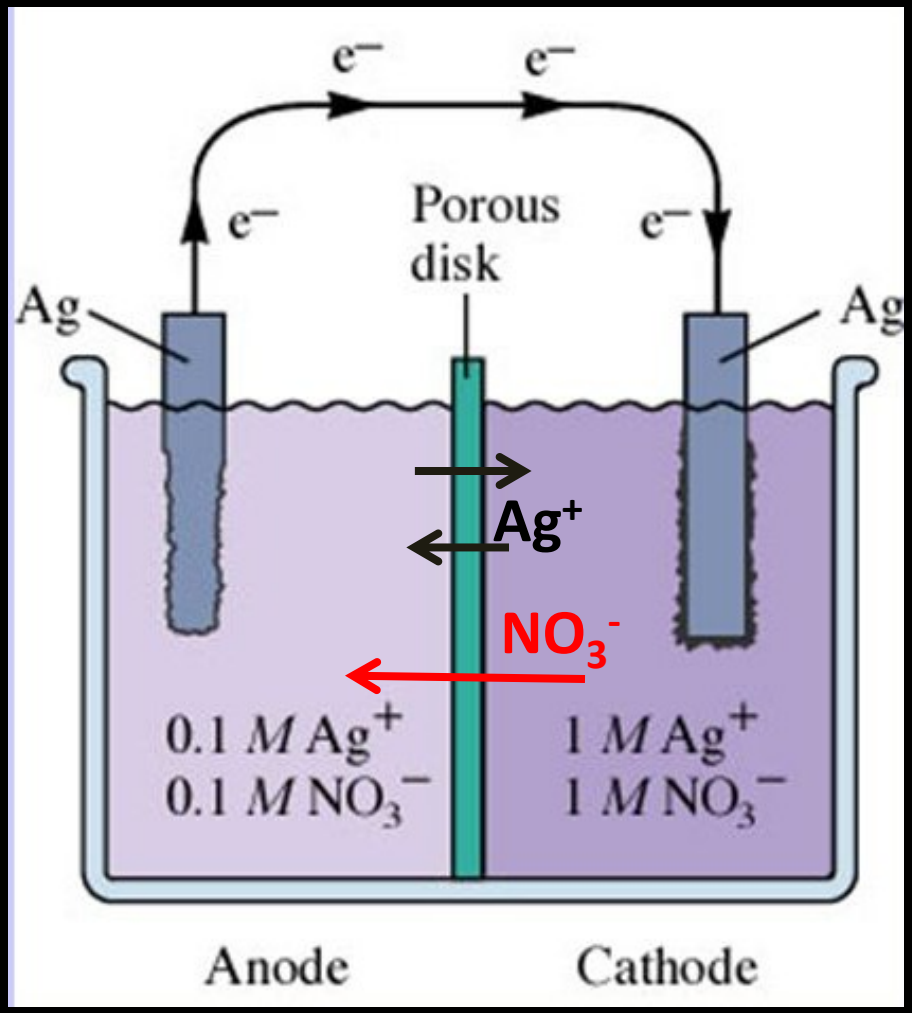
# 3. přednáška

## A. Rovnovážná elektrochemie:
## 2 doplnění a pokyny k samostudiu aplikací
## (Atkins 6.3)

## B. Aktivity: Dokončení
## (Atkins 5.4)

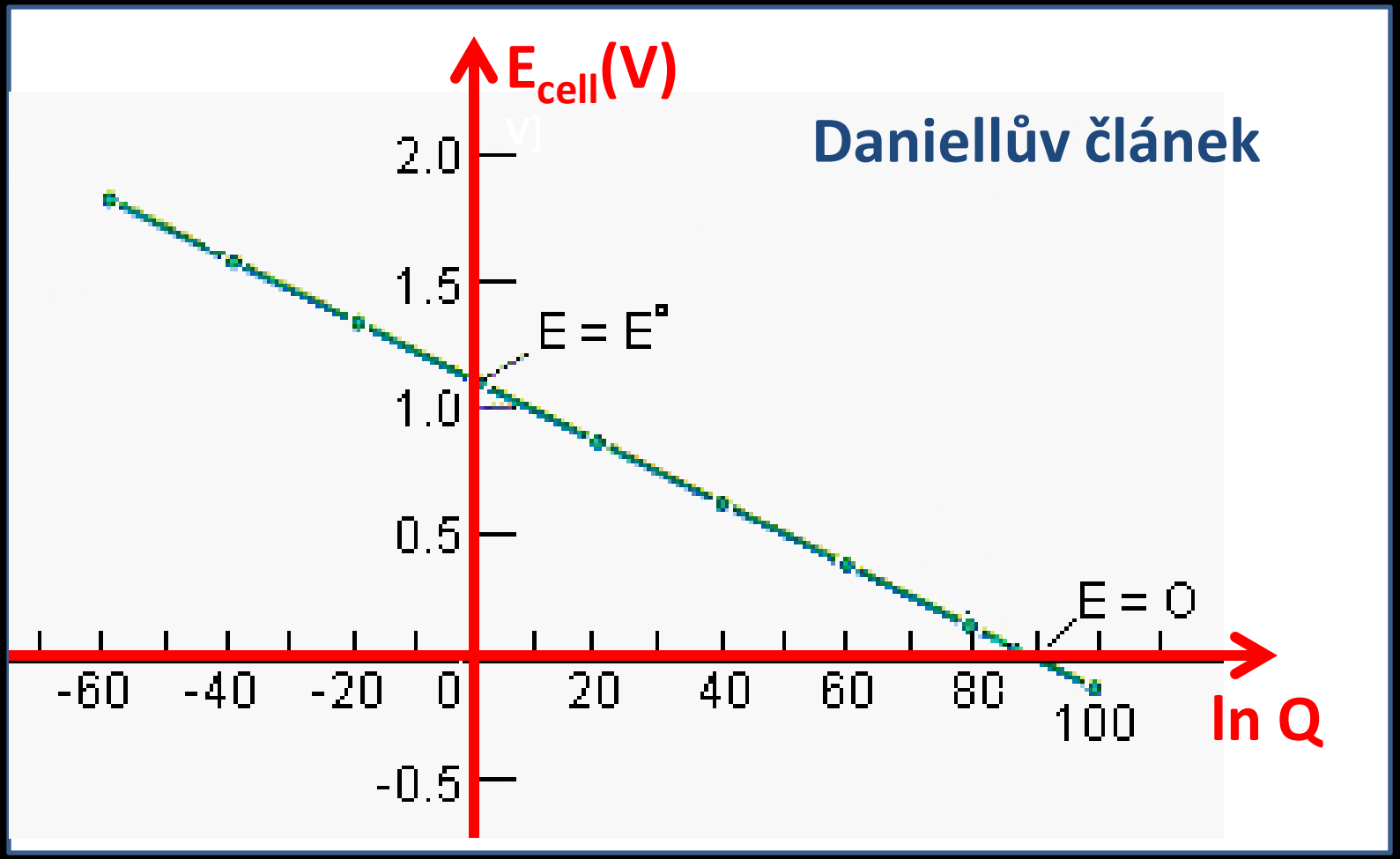
# A. Rovnovážná elektrochemie: 2 doplnění (Atkins 6.3)

# 6.3.2 Koncentrační článek




Pozorovatelný je přechod anitontů $NO_3^-$ z více do méně koncentrované části.
Toky Ag+ nejsou stericky zakázané,
jsou ale přibližně stejně pravděpodobné v obou směrech. Proč?

# 6.3.3.1. Nernstova rovnice: limitace




http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch20/electro.php

# A. Rovnovážná elektrochemie: pokyny k samostudiu aplikací (Atkins 6.3.5)

# 6.3.5.1 Řada napětí kovů

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | 19 | 20 | 21 | 22 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Li | K | Ba | Sr | Ca | Na | Mg | Al | Mn | Zn | Cr | Fe | Co | Ni | Sn | Pb | H | Cu | Ag | Hg | Pt | Au |

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 17 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 6 | 7 | | | | | | | | | | | | 8 | | | | | | | | |
| 2 | 5 | | | | 11 | 9 | 12 | 13 | 14 | 18 | 10 | | | | | | | | | | |
| | 4 | | | | | | | | | 19 | | | | 15 | | | | | | | |
| | 3 | | | | | | | | 21 | 22 | 20 | | | 16 | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Umět seřadit jednotlivé skupiny prvků (rozlišené barvou) dle redukční / oxidační schopnosti

## 6.3.5.2 Určování aktivitních koeficientů

[redacted]hát potřebnou rovnici

## 6.3.5.3 Určování rovnovážných konstant

[redacted]hát konvence pro články (6.33a a 6.35)

[redacted]hát a umět použít rovnice z trojúhelníku

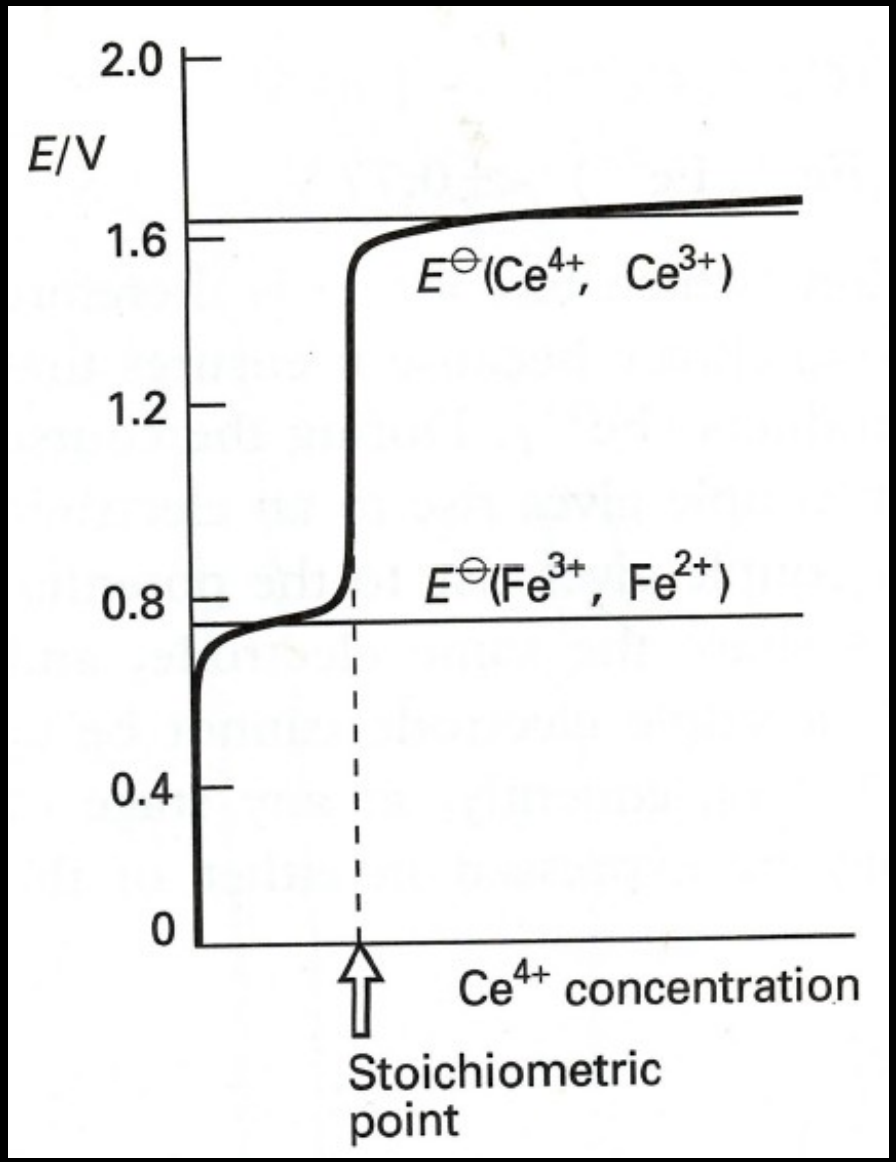
Gibbsova energie – Rovnovážné napětí – Rovnovážná konstanta

# 6.3.5.3 Určování TD funkcí

- Umět spojením dvou vztahů odvodit rovnici (6.36) pro teplotní koeficient standardního napětí článku (jak je vysvětleno jednou větou v textu)

# Mimo ZK z FCH,

ale zásadní

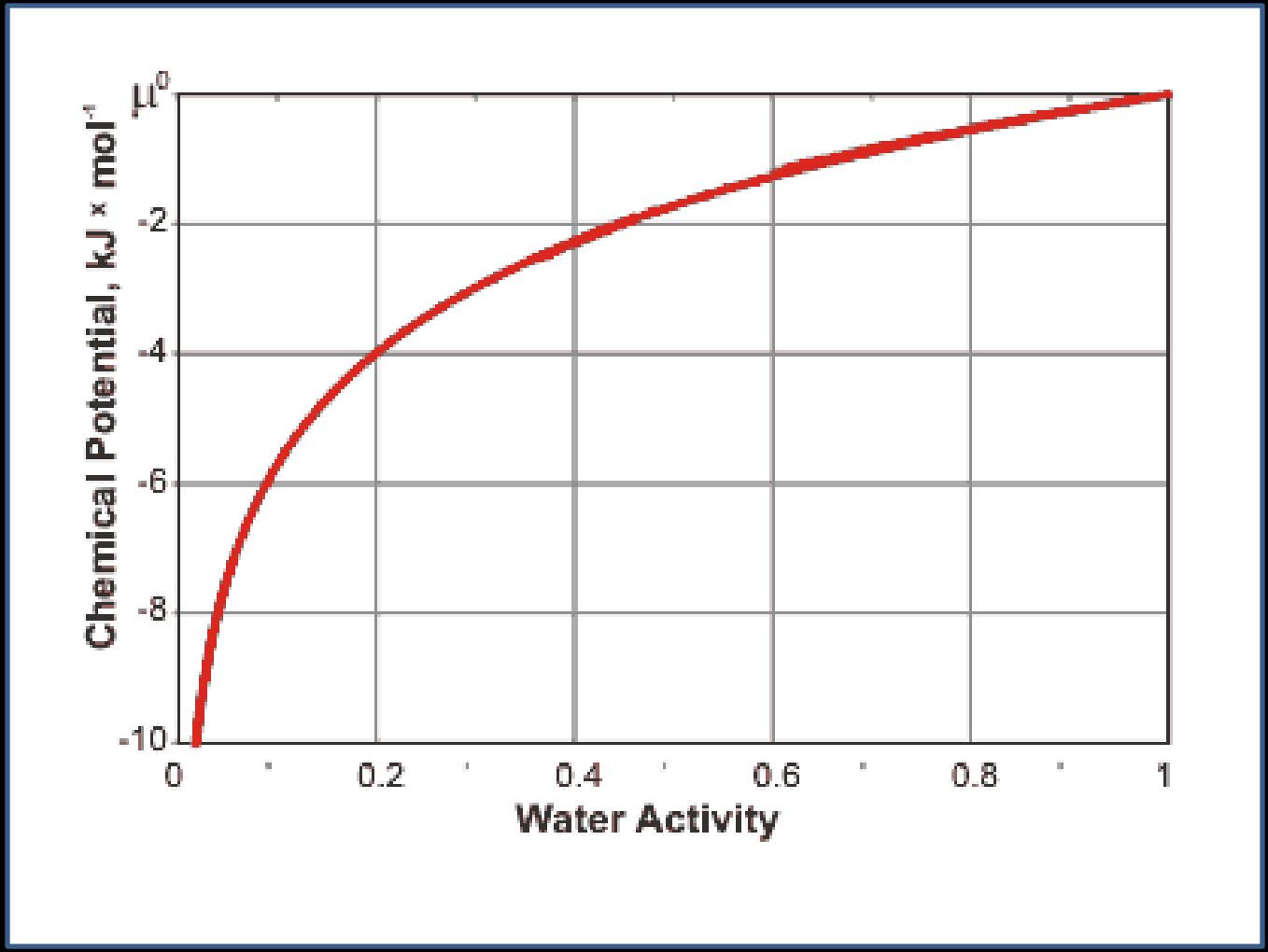



v ANAL. CH!

Potenciometrická titrace,
Atkins, 5th Edition,
p. 346-8

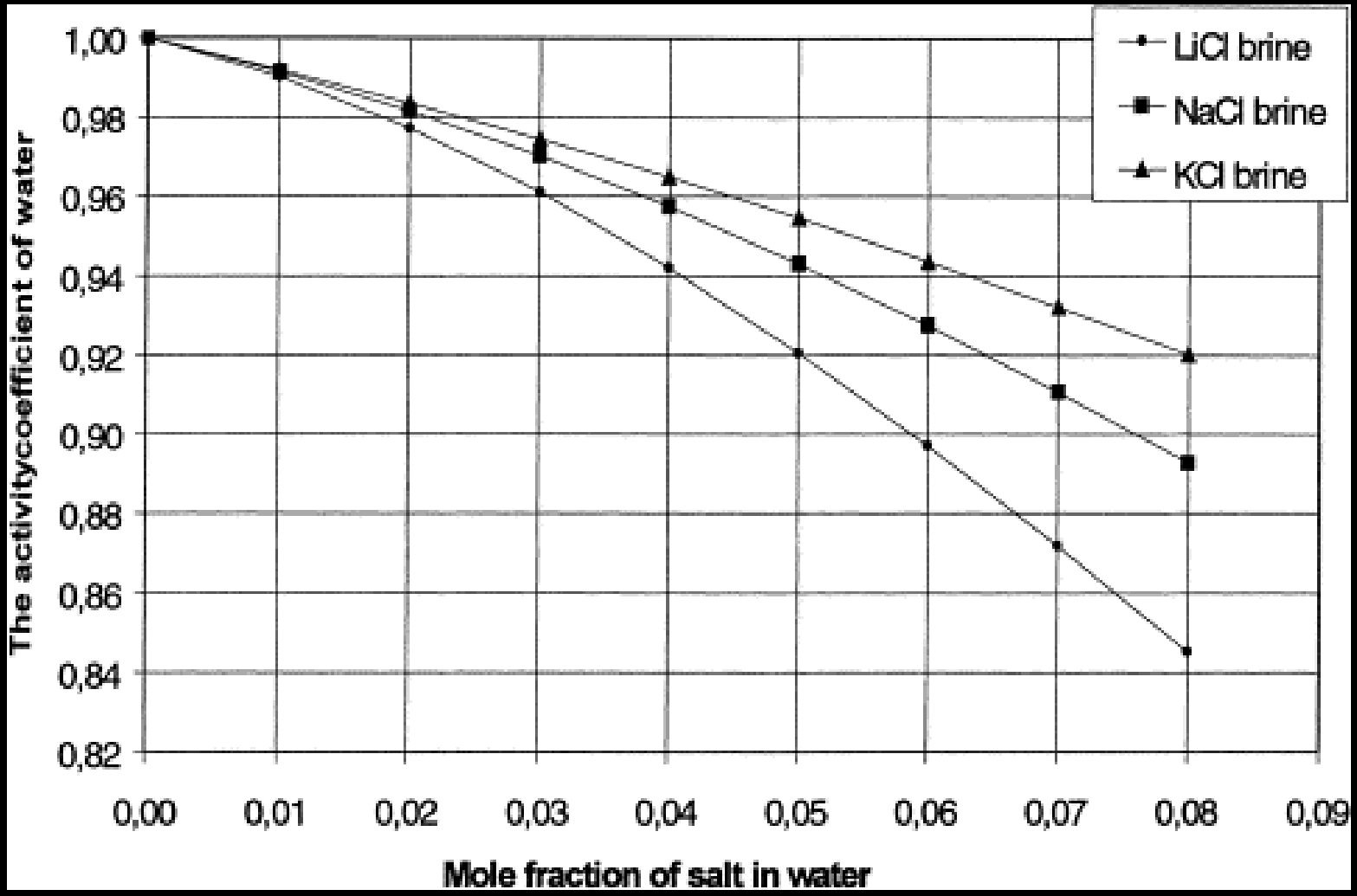
# B. Aktivity: Dokončení (Atkins 5.4)

# 5.4.1 Aktivita rozpouštědla

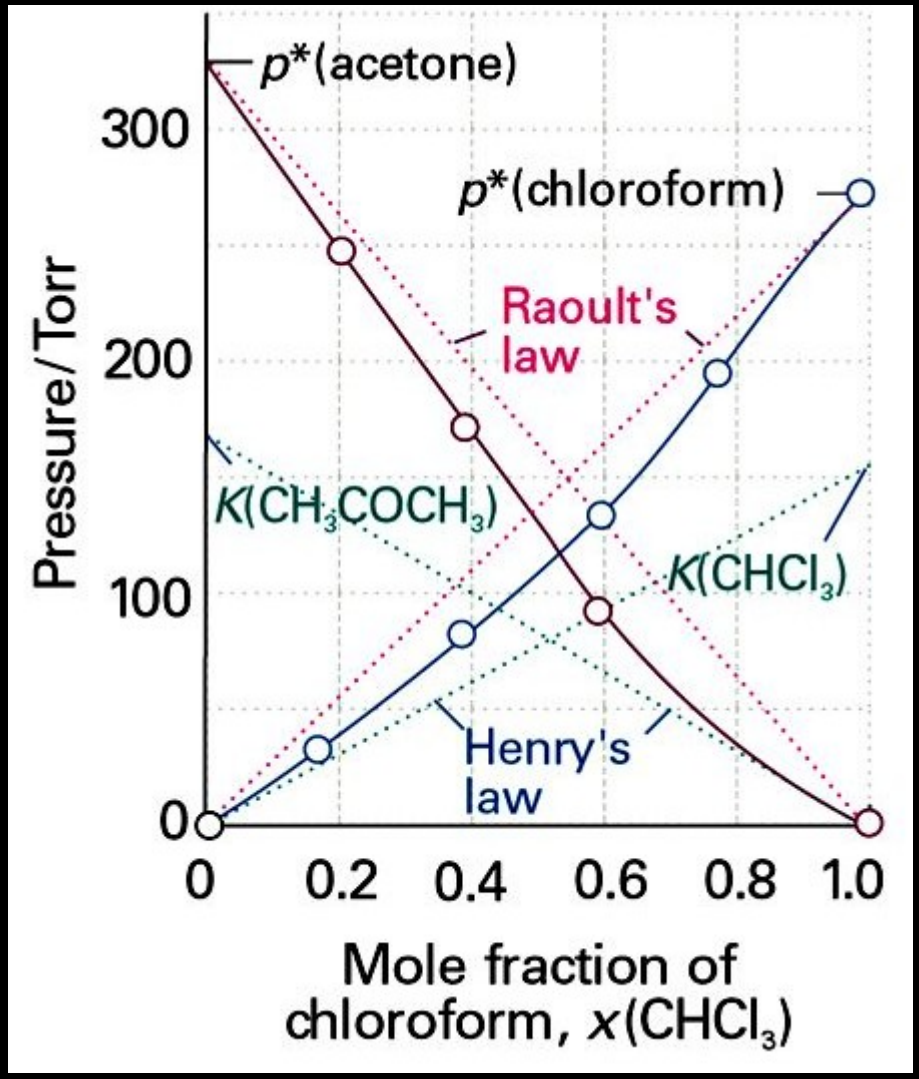



**Chemický potenciál $H_2O$ vs. aktivita $H_2O$ v roztocích glukózy.**

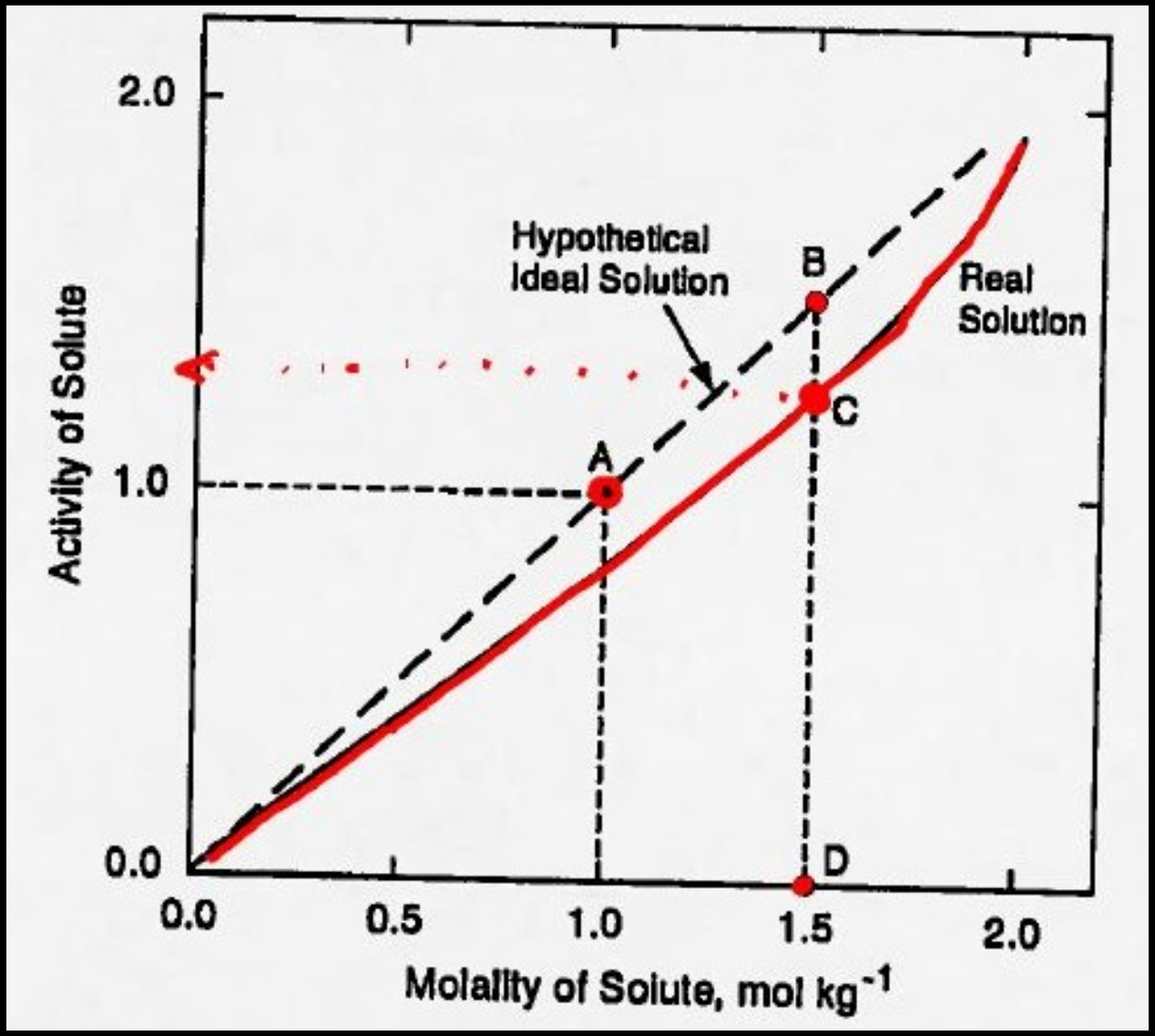
# 5.4.1 Aktivitní koeficient rozpouštědla



# 5.4.2.2 Reálné rozpuštěné látky



# 5.4.2.3 Aktivita vyjádřená pomocí molality, b



# 5.4.4 Aktivity iontů v roztoku

Teorie (utopická):
V nekonečně zředěném roztoku by měl silný elektrolyt zcela disociovat  za vzniku celočíselného počtu navzájem nezávislých iontů.

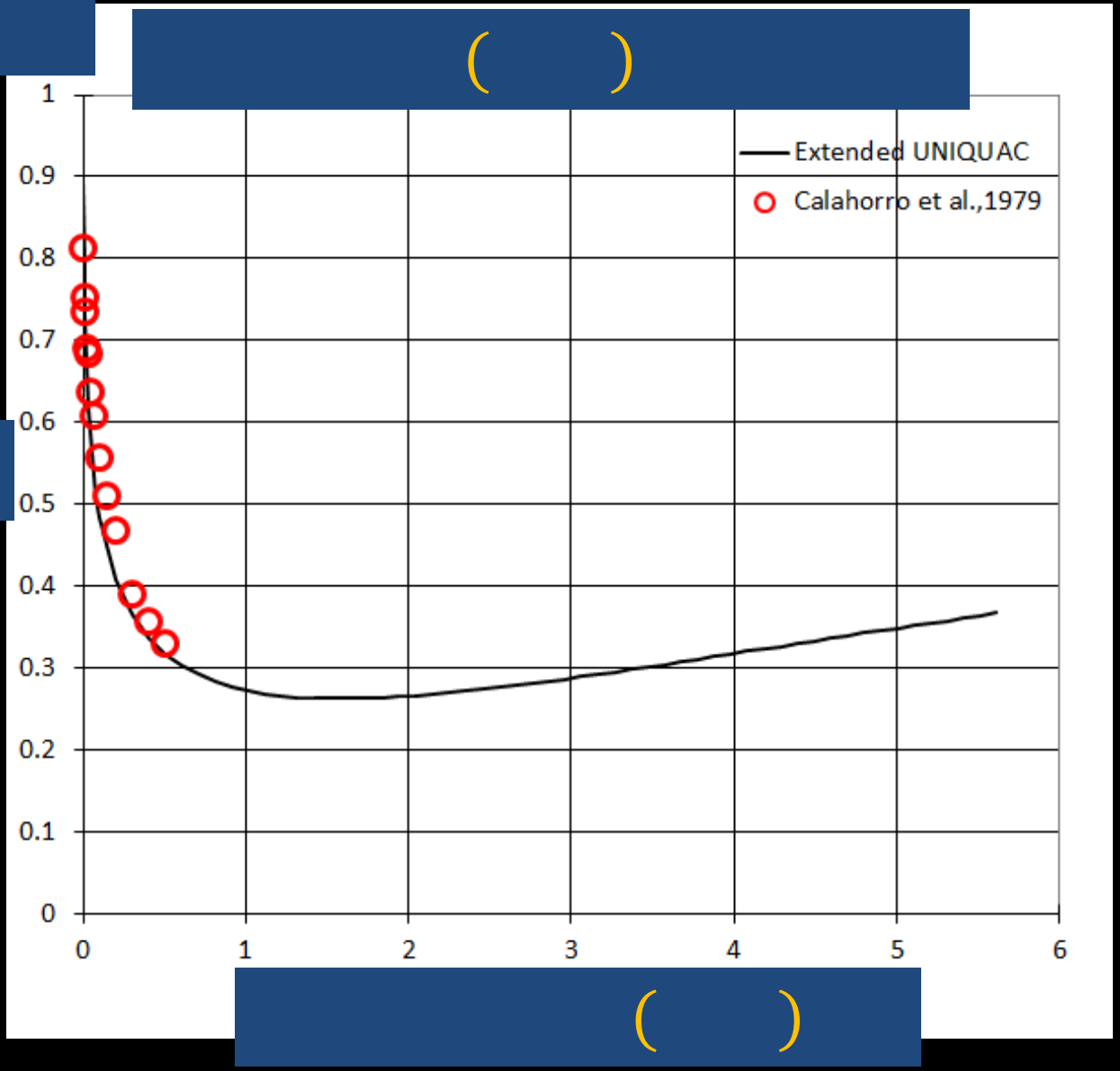
Realita:
Elektrolyty se téměř vždy chovají tak, jako by obsahovaly MÉNĚ iontů, než by odpovídalo na základě formální koncentrace

# 5.4.4.1 Střední aktivitní koeficienty

- Definice
- Představa o velikosti
- Data (pouze pro představu)

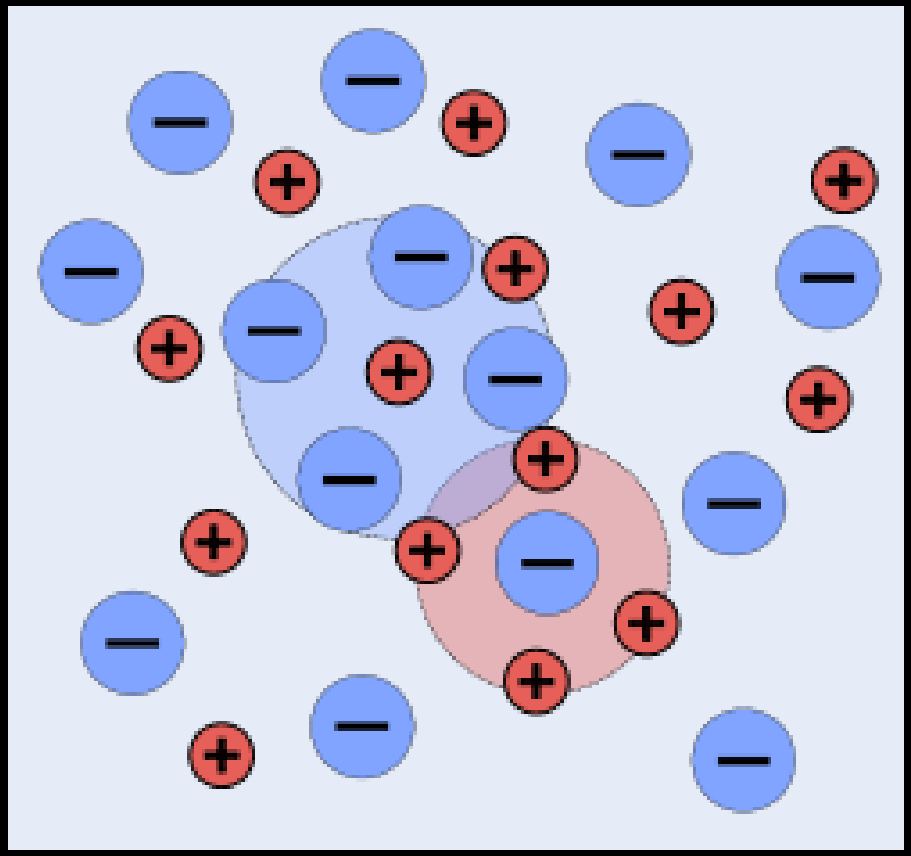
Koncentrace „mísící“ (mola**lita**)

Koncentrace „efektivní“ (z hlediska elektrické vodivosti roztoku)



# 5.4.4.2 Debye-Hückelův limitní zákon

Model tzv. iontové atomosféry:



stínění náboje centrálního iontu ostatními ionty

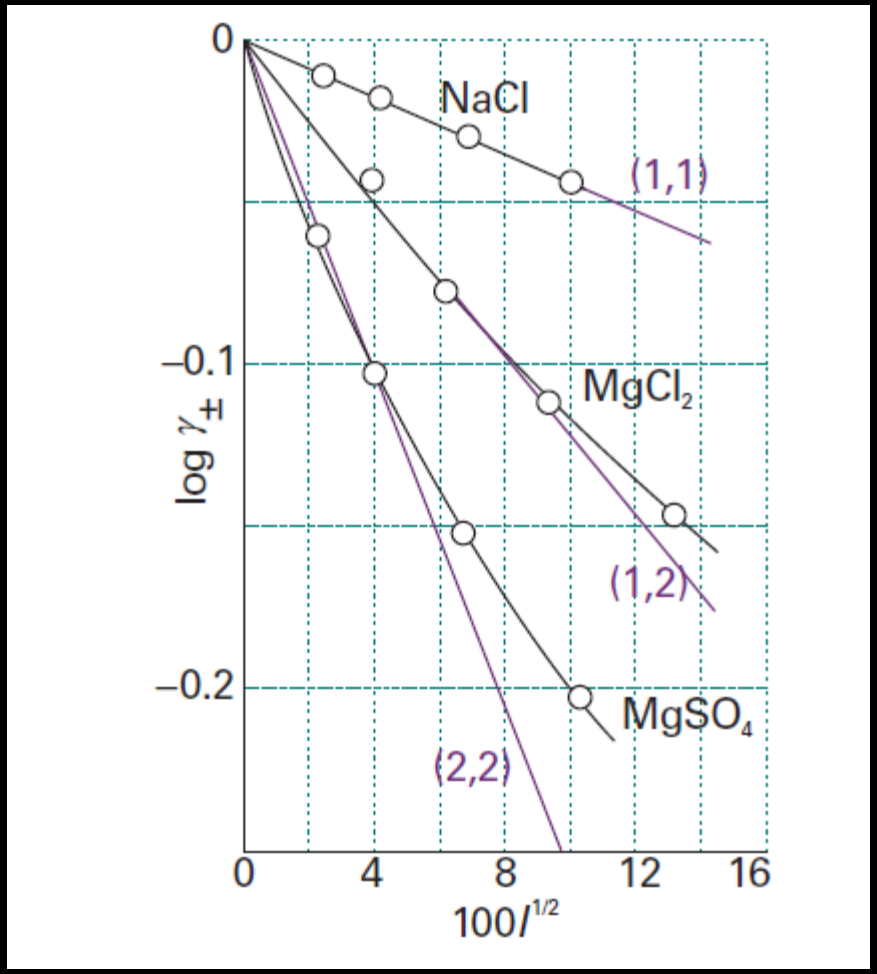



**Fig. 5.34** An experimental test of the Debye–Hückel limiting law. Although there are marked deviations for moderate ionic strengths, the limiting slopes as $I \to 0$ are in good agreement with the theory, so the law can be used for extrapolating data to very low molalities.

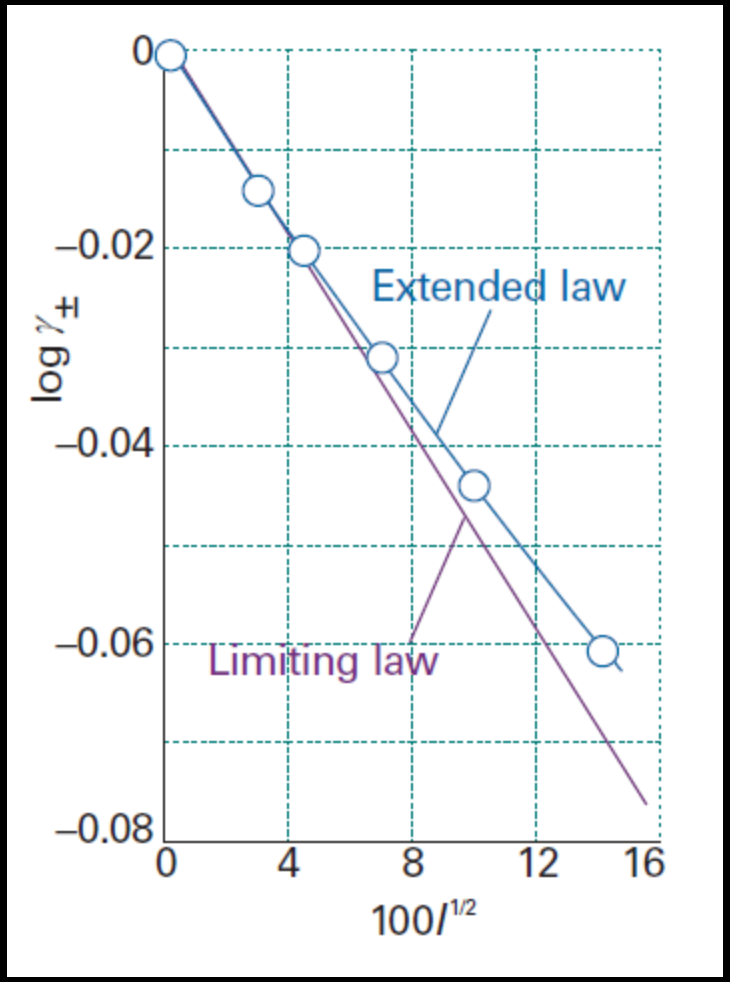



**Fig. 5.35** The extended Debye–Hückel law gives agreement with experiment over a wider range of molalities (as shown here for a 1,1-electrolyte), but it fails at higher molalities.