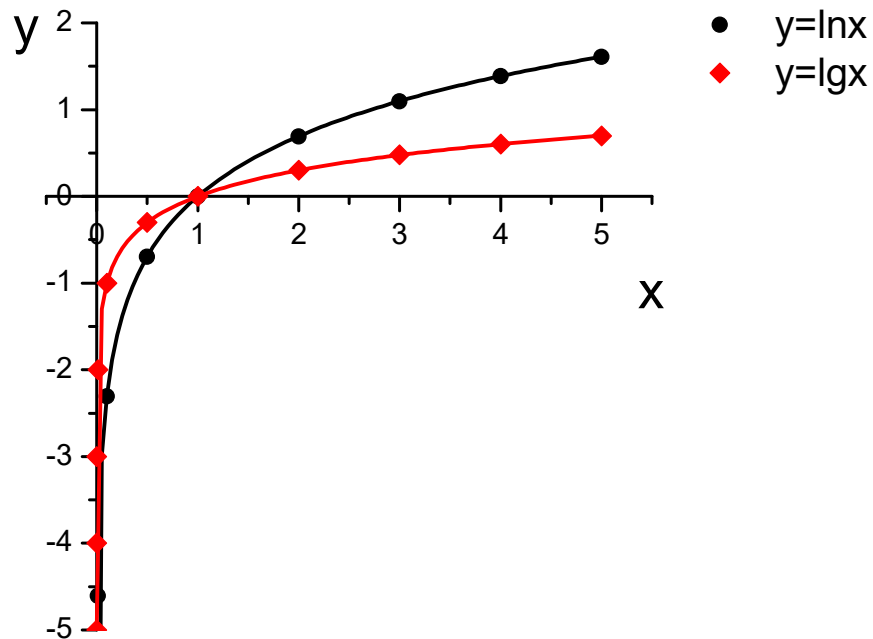


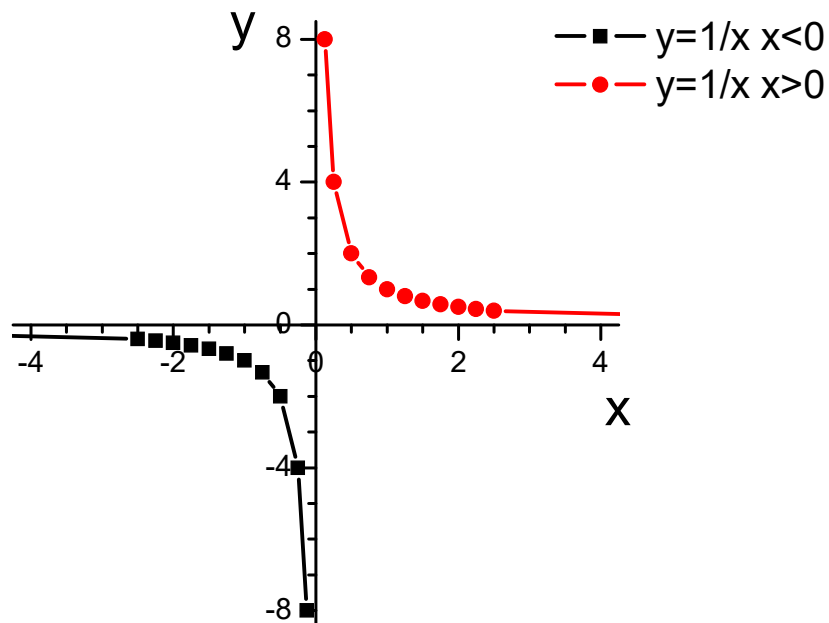
VÁLASZOK A BIOLÓGIAI RENDSZEREK FIZIKAI KÉMIAJA & FIZIKAI KÉMIA II BELÉPŐ KÉRDÉSEKRE

(A képletekben szereplő betűk jelentését és mértékegységét is tudni kell!)

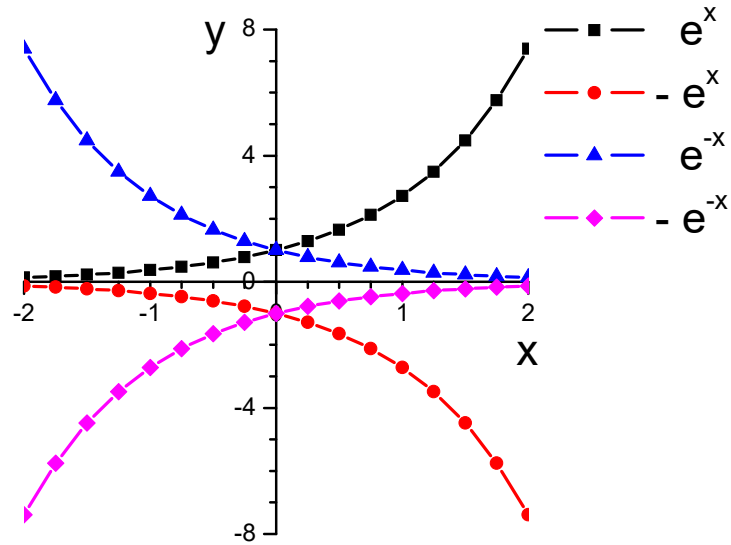
1. Ha $y = \ln x$, akkor $\frac{dy}{dx} = \frac{1}{x}$. (Ha $y = \log_a x$, akkor $\frac{dy}{dx} = \frac{1}{x \ln a}$.)



2. $\int \frac{1}{x} dx = \ln x + c$ ha $x > 0$



3. Az exponenciális függvény ($e^x, -e^x, e^{-x}, -e^{-x}$) alakja:



Ha $y = e^x$, akkor $\frac{dy}{dx} = e^x$, ha $y = a^x$, akkor $\frac{dy}{dx} = a^x \ln a$.

4. Az x , x^2 , x^n és a e^{-kx} függvények integrálja.

$$\int x dx = \frac{x^2}{2} + c.$$

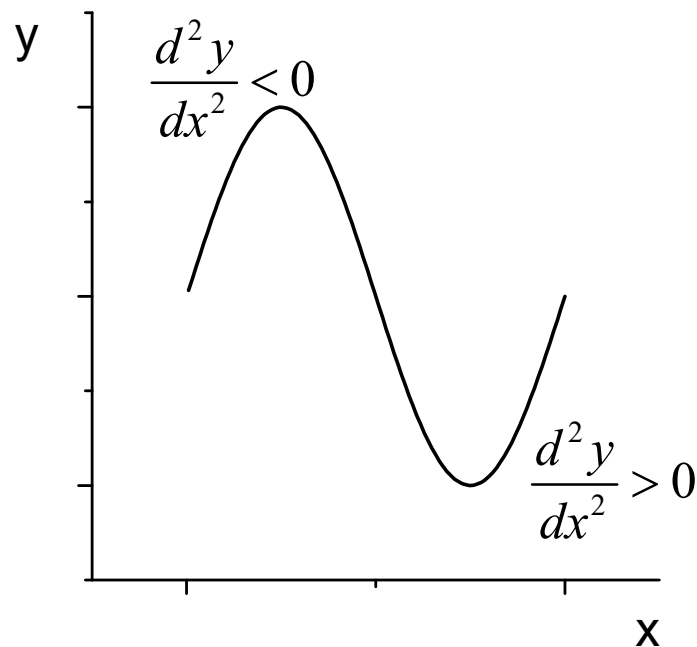
$$\int x^2 dx = \frac{x^3}{3} + c$$

$$\int x^n dx = \frac{x^{n+1}}{n+1} + c, n \neq -1$$

$$\int e^{-kx} dx = \frac{1}{-k} e^{-kx} + c$$

5. $\alpha \ln a + \beta \ln b = \ln a^\alpha b^\beta$

6. A függvény meredeksége az adott pontba húzott érintő meredeksége, nagyságát a $\frac{dy}{dx}$ differenciáhányados adja meg. Ha pozitív, a függvény szigorúan monoton nő, ha negatív, szigorúan monoton csökken. Ha az értéke 0, a függvénynek szélsőértéke van.
7. A függvény görbületét egy adott pontban a függvény második deriváltjával jellemezhetjük: $\frac{d^2y}{dx^2}$. Ha pozitív a függvény alulról konvex, ha negatív, a függvény alulról konkáv.



8. A belső energia a rendszert felépítő mikroszkopikus részecskék a rendszer tömegközéppontjára vonatkoztatott kinetikus és potenciális energiájának az összege.

9. Az I. főtétele: az energiamegmaradás tétele, vagyis energia nem keletkezhet és nem semmisülhet meg, hanem csak átalakulhat az egyik formából a másikba.

- elszigetelt rendszerre: $\Delta U = 0$, nincs sem anyag, sem energia transzport, a belső energia változása zérus

- zárt rendszerre: $\Delta U = W + Q$, a rendszerrel történő konduktív energiaközlés megengedett, ahol W a munkát, Q a hőt jelöli.

10. A térfogati munka: $dW = -p_k dV$, ahol p_k a külső nyomás, dV a rendszer térfogatváltozása. A térfogati munka véges összenyomásra vagy kiterjedésre:

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} p_k dV$$

11. Az entalpia állapotfüggvény, definícióegyenlete: $H \equiv U + pV$, ahol U a belső energia, p és V a rendszer állapotjelzői (nyomás és térfogat).

12. Az entalpiaváltozás fizikai értelmét az adja, hogy izobár reverzibilis folyamatban, ha csak térfogati munka van, az entalpiaváltozás a hővel egyenlő. Vagyis, ha a külső nyomás és a rendszer nyomása megegyezik, és $dp = 0$, akkor $dH = \delta Q_p$.

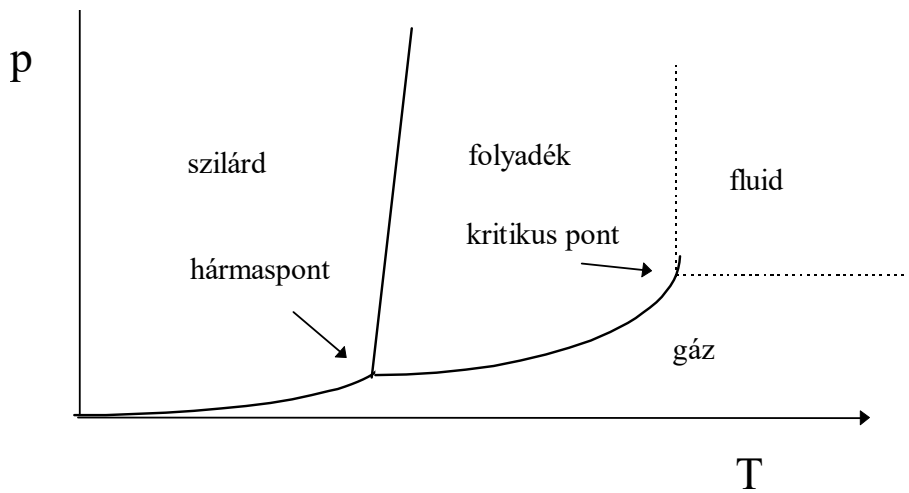
13. Az I. főtétele nyitott rendszerre: $\Delta U = Q + W + H_{be} - H_{ki}$, ahol Q a rendszer és a környezet közötti hőcsere, W a munkavégzés, H pedig az entalpia.

14. Az entrópia termodinamikai definíciója: $dS = \frac{\delta Q_{rev}}{T}$, ahol a δQ_{rev} infinitezimálisan kicsi reverzibilis hőt, a T pedig az abszolút hőmérsékletet jelenti.

15. $\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_{mp}}{T} dT$, ahol C_{mp} az állandó nyomáson mért hőkapacitás.

16. Ha egy elszigetelt rendszerben makroszkopikus folyamat játszódik le, az entrópia nő. Az egyensúlyt az entrópia maximuma jellemzi. $\Delta S \geq 0$ (elszigetelt rendszer esetén).
17. A termodinamika III. főtétele: semmilyen eljárással nem lehet véges számú lépésben a 0 K-t elérni. Másképpen megfogalmazva a tiszta, hibátlan kristályszerkezetű anyagok zérusponti entrópiája nulla.
18. A szabadenergia definíciója: $A \equiv U - TS$, ahol T a hőmérséklet, S az entrópia, U a belső energia.
19. A szabadentalpia definíciója: $G \equiv H - TS$, ahol T a hőmérséklet, S az entrópia, H pedig az entalpia.
20. Állandó hőmérsékletű és nyomású zárt rendszerben, ha egyéb munka nincs, a szabadentalpia spontán folyamatban csökken, egyensúlyban minimuma van:
 $\Delta G_{T,p} \leq 0$, $dG_{T,p} \leq 0$.
21. A belső energia teljes differenciálja zárt rendszerben, ha nincs egyéb munka (zárt rendszer fundamentális egyenlete): $dU = -pdV + TdS$, ahol $-pdV = \delta W$ a differenciális munka és $TdS = \delta Q$ a differenciális hő.
22. A szabadentalpia teljes differenciálja zárt rendszerben, ha nincs egyéb munka $dG = Vdp - SdT$

23. Egykomponensű rendszer p - T fázisdiagramja:



24. A Clapeyron-egyenlet: $\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta H_m}{T \Delta V_m}$, ahol ΔH_m a moláris entalpiaváltozás (látens hő), ΔV_m a fázisátalakulással járó móltérfogatváltozás, T az abszolút hőmérséklet. (A moláris mennyiségek helyett fajlagosakat is használhatunk.)

25. A Clausius–Clapeyron egyenlet: $\ln\{p\} = -\frac{\lambda}{RT} + C$, $\ln \frac{p_2}{p_1} = \frac{\lambda}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$, ahol λ a moláris párolgáshő.

26. A tökéletes gáz moláris szabadentalpiája (kémiai potenciálja): $G_m = G_m^0 + RT \ln \frac{p}{p^0}$, ahol G_m^0 a standard szabadentalpia, $p^0 = 10^5$ Pa (a standard nyomás), p az aktuális nyomás.

27. A standard reakciószabadentalpia és az egyensúlyi állandó kapcsolata:
 $\Delta_r G^0 = -RT \ln K$

28. Az egyensúlyi állandó tökéletesgáz-reakciókban
$$K = \frac{\prod \left(\frac{p_B}{p^0} \right)^{\nu_B}}{\prod \left(\frac{p_A}{p^0} \right)^{\nu_A}},$$
 ahol Π a

produktum jele (a mögötte álló mennyiségeket összeszorozzuk), ν_i a reakcióban szereplő anyagok sztöchiometriai együtthatója, p_i az egyes komponensek parciális nyomása, $p^0 = 10^5 \text{ Pa}$ standard nyomás. Az A index a kiindulási anyagokra, a B index a termékekre vonatkozik.

29. A Le Chatelier elv: Az egyensúlyban lévő rendszer a külső megzavarásra úgy válaszol, hogy a zavarás hatásait minimálisra csökkentse. Pl. a kémiai reakciók egyensúlyát a hőmérséklet emelése az endoterm ("hőemésztő") irányba tolja el.

30. Az egyensúlyi állandó hőmérsékletfüggése:
$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2},$$
 ahol $\Delta_r H^0$ a standard reakcióhő.

31. Endoterm reakciók esetén ($\Delta_r H^0 > 0$) az egyensúlyi állandó nő a hőmérséklet növelésével, exoterm reakciók esetén ($\Delta_r H^0 < 0$) az egyensúlyi állandó csökken a hőmérséklet növelésével

32. A kémiai potenciál definícióegyenlete
$$\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T,p,n_j} \quad j \neq i \quad [\text{J/mol}]$$

33. Valamely komponens kémiai potenciálja megegyezik a rendszer szabadentalpiájának a megváltozásával, ha végtelen mennyiségű elegyhez a komponens egy mólját adjuk állandó hőmérsékleten és nyomáson.

34. A szabadentalpia teljes differenciálja nyitott rendszerben:

$dG = Vdp - SdT + \sum \mu_j dn_j$, részletezve:

$$dG = \left(\frac{\partial G}{\partial p} \right)_{T, n_i} dp + \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_{p, n_i} dT + \sum_i \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_j} dn_i, \quad j \neq i$$

35. Tiszta anyagok kémiai potenciálja megegyezik a moláris szabadentalpiával:

$$\mu = G_m \quad \text{vagy} \quad \mu^* = G_m^*$$

36. A Gibbs-féle fázisszabály: $Sz = K - F + 2$, Sz: szabadsági fokok száma, K: komponensek száma, F: fázisok száma.

37. A fugacitás olyan mennyiség, amellyel a nyomást helyettesítve a tökéletes gáz kémiai potenciáljának számítására szolgáló összefüggés reális gázokra is érvényes.

38. $\mu = \mu^0 + RT \ln \frac{f}{p^0} \quad \left(G_m = G_m^0 + RT \ln \frac{f}{p^0} \right)$, ahol $\mu^0 = G_m^0$, a standard kémiai potenciál (a moláris szabadentalpia) p^0 nyomáson, (tökéletes gáz-viselkedést feltételezve) és f a gáz fugacitása.

39. $V_i = \left(\frac{\partial V}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_j}$, $n_j \neq n_i$. Egy komponens parciális móltérfogata egyenlő az elegy

térfogatának megváltozásával, ha az illető komponensből egy mólt adunk az elegy végtelen mennyiségéhez állandó hőmérsékleten és nyomáson.

$$\text{Kétkomponensű elegyre} \quad V_1 = \left(\frac{\partial V}{\partial n_1} \right)_{p, T, n_2} \quad V_2 = \left(\frac{\partial V}{\partial n_2} \right)_{p, T, n_1}$$

40. Az extenzív sajátosságok a parciális moláris mennyiségekből additíve tevődnek össze. (Ez igaz reális és ideális elegyekre is, az utóbbi esetben a parciális moláris mennyiség megegyezik a tiszta komponens moláris sajátosságával.)

$$\text{pl.: } V = n_1 V_1 + n_2 V_2, \quad G = n_1 \mu_1 + n_2 \mu_2$$

41. A parciális moláris szabadentalpia egyenlő a kémiai potenciállal:

$$\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T,p,n_j} \quad n_j \neq n_i \quad [\text{J / mol}].$$

42. Az elegy szabadentalpiája a komponensek kémiai potenciáljából additíve tevődik össze: $G = \sum n_i \mu_i$, kétkomponensű elegyben: $G = n_1 \mu_1 + n_2 \mu_2$

43. A Raoult-törvény: $p_i = x_i p_i^*$ (ideális folyadékelegy, tökéletes gáz), $p_i = a_i p_i^*$ (reális folyadékelegy, tökéletes gáz),

p_i : parc. nyomás a gőztérben, p_i^* : tiszta komp. gőznyomása, x_i : móltört a folyadékfázisban, a_i : racionális aktivitás a folyadékban

44. A kémiai potenciál ideális folyadékelegyben: $\mu_i = \mu_i^* + RT \ln x_i$

μ_i^* : tiszta komponens kémiai potenciálja (moláris szabadentalpiája)

45. A kémiai potenciál reális folyadékelegyben: $\mu_i = \mu_i^* + RT \ln a_i$

a_i : a komponens racionális aktivitása

46. Az aktivitás (racionális aktivitás) egy olyan mennyiség, amelyet a móltört helyébe írva a reális elegyben a kémiai potenciált ugyanazzal az összefüggéssel számítjuk ki, mint ideális elegyben.

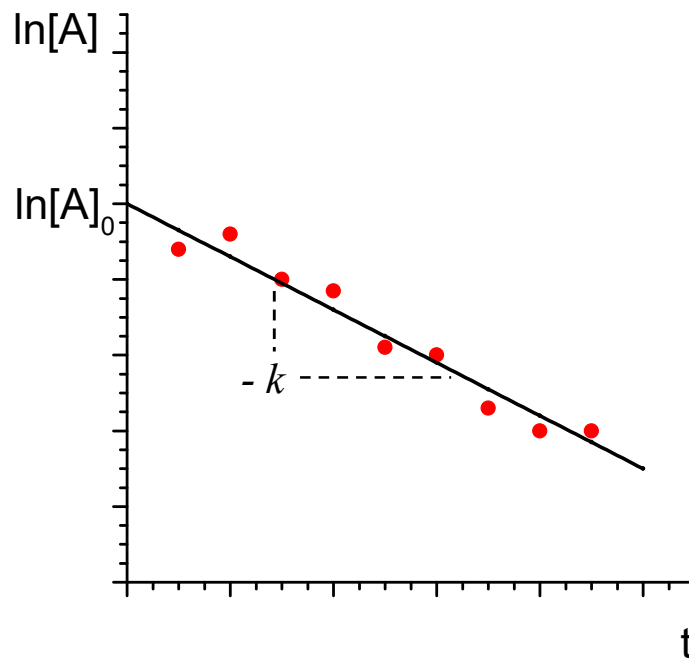
47. Az elegyedési entrópia ideális elegyben: $\Delta_e S_{id} = -nR \sum x_i \ln x_i = -R \sum n_i \ln x_i$

48. A közepes aktivitás: $a_{\pm} = \sqrt[{\nu}]{a_K^{\nu_K} a_A^{\nu_A}}$, ha az elektrolit $\nu = \nu_A + \nu_K$ ionra disszociál, a_K és a_A a kation, ill. az anion egyéni aktivitása.

49. A közepes aktivitási koefficiens: $\gamma_{\pm} = \sqrt{\gamma_K^{\nu_K} \gamma_A^{\nu_A}}$, ha az elektrolit $\nu = \nu_A + \nu_K$ ionra disszociál, γ_K és γ_A a kation ill. az anion egyéni aktivitási koefficiense.
50. Az ionerősség: $I_m = \frac{1}{2} \sum m_i z_i^2$, z_i : töltésszám, m_i : molalitás vagy $I_c = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$, ahol: c_i : koncentráció.
51. Az elektromotoros erő és a cellareakció szabadentalpiaváltozásának kapcsolata:
 $\Delta_r G = -zFE$.
52. Az elektromotoros erő és a cellareakció entrópiaváltozásának kapcsolata:
 $\Delta_r S = zF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_p$.
53. Az elektromotoros erő és a cellareakció entalpiaváltozásának kapcsolata:
 $\Delta_r H = zF \left(T \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_p - E \right)$.
54. Nernst egyenlet: $E = E^0 - \frac{RT}{|z|F} \ln \frac{\prod a_B^{\nu_B}}{\prod a_A^{\nu_A}}$, ahol E az elektromotoros erő, E^0 a standard elektromotoros erő, a_A -k a kiindulási anyagok, a_B -k a termékek aktivitásai a cellareakcióban; valamint ν_A -k a kiindulási anyagok, ν_B -k a termékek sztöchiometriai együtthatói. \prod a produktum jele.
55. A standard elektromotoros erő és a cellareakció egyensúlyi állandójának kapcsolata: $E^0 = \frac{RT}{|z|F} \ln K$, vagy $K = e^{\frac{|z|F}{RT} E^0}$.
56. Az elektródpotenciál egy olyan galváncella elektromotoros ereje, amelynek jobboldali elektródja a kérdéses elektród, a baloldali elektródja standard hidrogénelektrod.

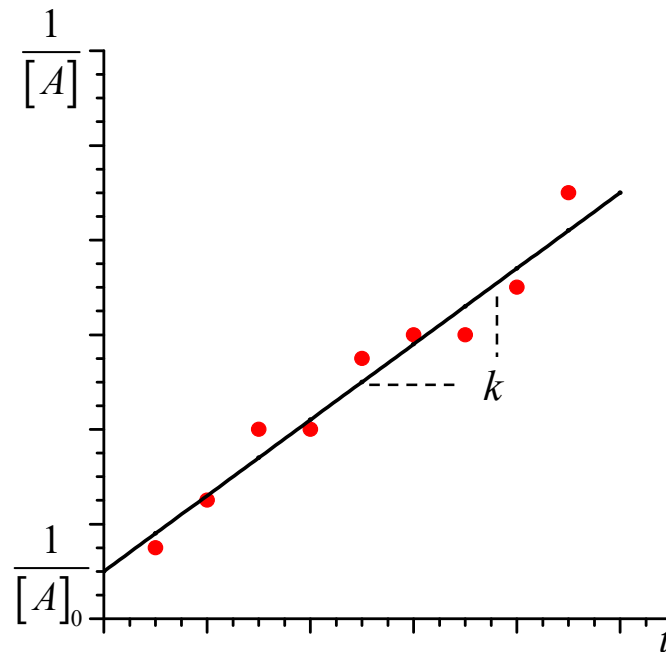
57. Standard hidrogénelektrod: platina fém merül olyan oldatba, amelyben a hidrogénionok aktivitása egységnyi, és a platinát 1 bar nyomású hidrogéngáz veszi körül.
58. Az elektródpotenciál: $\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{RT}{|z|F} \ln \frac{\Pi a_{ox}^{\nu_{ox}}}{\Pi a_{red}^{\nu_{red}}}$, ahol ε az elektródpotenciál, ε^0 a standard elektródpotenciál (amelyet akkor mérünk, ha minden aktivitás egységnyi), a_{ox} -ok az oxidált formák, a_{red} -ek a redukált formák aktivitásai az elektródreakcióban, valamint ν_{ox} -ok az oxidált formák, ν_{red} -ek a redukált formák sztöchiometriai együtthatói az elektródreakcióban. Π a produktum jele.
59. Ohm törvénye: $\Delta\Phi = RI$. Az ellenállás (R) és a fajlagos ellenállás kapcsolata: $R = \frac{\rho l}{A}$, ahol I az áram, $\Delta\Phi$ a potenciál különbség, l a vezető hossza, A a keresztmetszete, ρ a fajlagos ellenállás: egységnyi hosszúságú és keresztmetszetű vezető ellenállása.
60. Kohlrausch összefüggés: $\Lambda = \Lambda_{\infty} - A\sqrt{c}$, ahol Λ a moláris fajlagos vezetés, Λ_{∞} a végtelen híg oldat moláris fajlagos vezetése, c koncentráció, A konstans.
61. Független ionvándorlás törvénye: $\Lambda_{\infty} = \nu_K \lambda_K^{\infty} + \nu_A \lambda_A^{\infty}$, ahol $\lambda_K^{\infty}, \lambda_A^{\infty}$ az ionok moláris fajlagos vezetése végtelen híg oldatban, ν_K, ν_A sztöchiometriai együtthatók.
62. Reakciósebesség definíciója: $v = \frac{1}{\nu_i V} \left| \frac{dn_i}{dt} \right|$, ahol i a reaktáns vagy termék indexe, ν_i sztöchiometriai együttható, V a térfogat.
63. Reakciókoordináta definíciója: $\xi = \frac{n_A^0 - n_A}{\nu_A}$

64. Konverziófok definíciója: $w_A = \frac{n_A^0 - n_A}{n_A^0}$, ahol A valamelyik reaktáns.
65. Egy elemi reakció molekularitásának azoknak a molekuláknak a számát nevezzük, amelyeknek a reakció létrejötte érdekében ütközniük kell.
66. A $v = k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma$ sebességi egyenletben a kitevők összegét ($\alpha + \beta + \gamma$ -t) a reakció rendjének nevezzük. Az egyes komponensekre vonatkozó kitevőket pedig részrendeknek hívjuk.
67. Elsőrendű reakció sebességi egyenlete: $\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$ vagy $[A] = [A]_0 e^{-kt}$.
68. A felezési idő és a sebességi állandó kapcsolata elsőrendű reakcióban: $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$.
69. Elsőrendű reakcióra vonatkozó koncentráció-idő függvény linearizált alakja $\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$, $\text{tg } \alpha = -k$



70. Másodrendű bomlások kinetikájának linearizált formája:

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt, \text{ tg } \alpha = k \quad \text{vagy} \quad \frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + 2kt, \text{ tg } \alpha = 2k$$

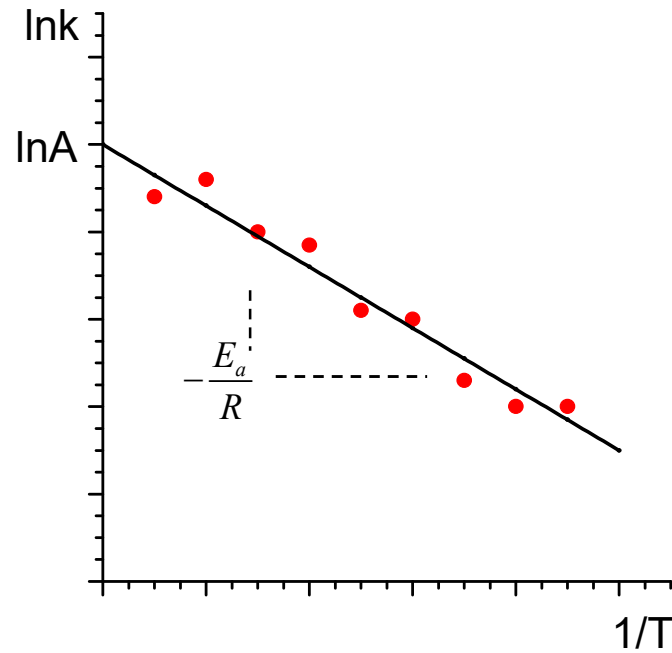


71. Másodrendű bomlás felezési idejének és sebességi állandójának a kapcsolata:

$$t_{1/2} = \frac{1}{2k[A]_0}$$

72. Arrhenius egyenlete: $k = Ae^{-E_a/RT}$, ahol k a sebességi állandó, E_a az aktiválási energia, A a preexponenciális tényező.

73. Az Arrhenius-egyenlet linearizált formája: $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$, $\text{tg}\alpha = -E_a/R$



74. Heterogén reakciók sebessége (Időegység alatt felületegységen átalakult

anyagmennyiség): $v = \frac{1}{\nu_A} \frac{1}{A_S} \left| \frac{dn_A}{dt} \right|$, ahol A_S a felület nagysága.

75. Az elektródreakció sebessége (ν) és az áramsűrűség (j) közötti kapcsolat: $\nu = \frac{j}{zF}$.

76. A túlfeszültség az elektródfelület és az oldat elektromos potenciálkülönbségének eltérése az árammentes és az áramjárta állapotban.

78. A Butler–Volmer egyenlet: $j = j_0 \left\{ e^{(1-\alpha)f\eta} - e^{-\alpha f\eta} \right\}$, ahol j az áramsűrűség, j_0 a csereáram-sűrűség, α átlépcsési tényező, η a túlfeszültség, $f = \frac{F}{RT}$, F a Faraday állandó.

79. A Tafel-egyenlet: $\eta = a + b \log j$, ahol η a túlfeszültség, j az áramsűrűség, a és b konstansok.

80. Tetszőleges E extenzív mennyiségre vonatkozó \bar{j}_E áramsűrűség: $\bar{j}_E = \frac{1}{A} \frac{dE}{dt}$, ahol $\frac{dE}{dt}$ az A keresztmetszeten időegység alatt áthaladó extenzív mennyiség.
81. A komponensáram-sűrűség (\bar{j}_n) mértékegysége: $\frac{mol}{m^2 s}$. A diffúziós koefficiens (D) mértékegysége: $\frac{m^2}{s}$, folyadékokban $10^{-9} \frac{m^2}{s}$, gázokban $10^{-5} \frac{m^2}{s}$ nagyságrendű.
82. Fick I. törvénye: $\frac{\partial n}{\partial t} = -DA \frac{\partial c}{\partial x}$, vagy: $\bar{j}_n = -D \frac{\partial c}{\partial x}$, ahol $\frac{\partial n}{\partial t}$ az A keresztmetszeten időegység alatt átdiffundált anyagmennyiség, D a diffúziós koefficiens, \bar{j}_n az anyagáram-sűrűség.
Három dimenzióban: $\bar{j}_n = -D \text{grad } c$.
83. Fick II. törvénye: $\frac{\partial c}{\partial t} = D \frac{\partial^2 c}{\partial x^2}$,
három dimenzióban: $\frac{\partial c}{\partial t} = D \left(\frac{\partial^2 c}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 c}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 c}{\partial z^2} \right)$.
84. Tisztán diffúziós jelenségeknél a karakterisztikus távolságok az idő négyzetgyökével arányosan változnak. $x_{inflexió}(t) = \sqrt{2Dt}$.
85. Az Einstein–Smoluchowski egyenlet: $D = \frac{\delta^2}{2\tau}$, ahol δ a közepes szabad úthossz, τ az ugrási idő.
86. Stokes–Einstein összefüggés. Gömbalakú részecske esetén a diffúziós együttható fordítottan arányos a közeg viszkozitásával (η) és a részecske hidrodinamikai sugarával (r_H): $D = \frac{k_B T}{6\pi\eta r_H}$, ahol k_B a Boltzmann állandó és T a hőmérséklet.

87. Fourier hővezetési törvénye: $\frac{\partial q}{\partial t} = -\lambda A \frac{\partial T}{\partial x}$ vagy: $\bar{j}_u = -\lambda \frac{\partial T}{\partial x}$, ahol $\frac{\partial q}{\partial t}$ az A keresztmetszeten időegység alatt átment energia, λ a hővezetési tényező, \bar{j}_u az energiaáram-sűrűség. A hőáramsűrűség mértékegysége: $\frac{J}{m^2s}$. A hővezetési tényező mértékegysége: $\frac{J}{smK}$.
88. Newton viszkozitási törvénye: $F_x = -\eta A \frac{\partial v_x}{\partial y}$, $\tau = \eta \frac{\partial v_x}{\partial y}$, ahol F_x két, egymáshoz képest (x irányban) mozgó, A felületű folyadékréteg között fellépő erő (nyíróerő) η [Pas] a viszkozitás (belső súrlódás). $\frac{\partial v_x}{\partial y}$ kifejezi az x irányú sebesség változását a rá merőleges y irányban (sebesség-gradiens), τ a nyírófeszültség (impulzusáram-sűrűség).
89. A Bernoulli egyenlet ún. nyomásformulája: $\frac{\rho v^2}{2} + p + h\rho g = konst.$ [Pa], ahol a közeg viszkozitása, v a közeg sebessége, h magasság, ρ a sűrűség.
90. A Hagen–Poiseuille egyenlet: kör keresztmetszetű kapillárisban az időegység alatt átáramló folyadékmennyiség: $\frac{dV}{dt} = \frac{R^4 \pi}{8\eta l} (p_1 - p_2)$, ahol R a kapilláris sugara, l a hossza, p_1 és p_2 a nyomások a kapilláris két oldalán, η a folyadék viszkozitása.