

Vizes oldatok sav-bázis egyensúlya, a pH fogalma

A kémiailag tiszta vízben a H_2O molekulák egy része (igen kis része) ionokra disszociált alakban található meg. Mivel a víz amfoter, saját magával is reagál:



Ez az egyensúly fennáll a tiszta vízben és minden híg vizes oldatban (*öndisszociáció*). Egyensúlyi állandója

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Mivel a víz disszociációfoka (α) rendkívül kicsi (25 °C-on $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$), a disszociáció folytán a nem disszociált vízmolekulák koncentrációja nem változik meg számottevően, így a víz koncentrációja, - $[\text{H}_2\text{O}]$ - állandónak tekinthető.

vagyis felírhatjuk, hogy $[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot K = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$.

Bevezetve a $[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot K = K_v$ kifejezést, azt kapjuk, hogy $K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$. Ez a **víz ionszorzata**, 25 °C hőmérsékleten **$1,0 \cdot 10^{-14}$** .

A víz öndisszociációja következtében vizes oldatokban tehát mindig van H_3O^+ és OH^- ion is. **Tiszta vízben és semleges kémhatású vizes oldatokban e két ion koncentrációja egyenlő:**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Savas, vagy lúgos kémhatású oldatokban azonban a két ion mennyisége már nem azonos. Mivel **a vízionszorzat segítségével** az egyik ion koncentrációjának ismeretében a másik könnyen kiszámítható, **egyetlen adat birtokában egyértelműen jellemezhetjük a vizes oldatok kémhatását.**

Azokat az oldatokat, amelyeknek H_3O^+ ion koncentrációja a tiszta vízre vonatkozó értéknél nagyobb ($[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$) - **s a v a s**, azokat viszont, amelyeknél ez az érték 10^{-7} -nél kisebb - **l ú g o s** k é m h a t á s ú nak mondjuk.

Az ARRHENIUS–OSTWALD-elmélet felhasználásával dolgozta ki 1909-ben P. SØRENSEN a pH fogalmát, melynek segítségével egyszerűbben megadható a vizes oldatok savasságának vagy lúgosságának mértéke. SØRENSEN javaslatára a H_3O^+ -ionkoncentráció helyett a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ logaritmusának -1-szeresét az un. *hidrogén-kitevőt* (hidrogén exponenst) használják.

Ezt **pH**-val jelöljük („pé-Há”):

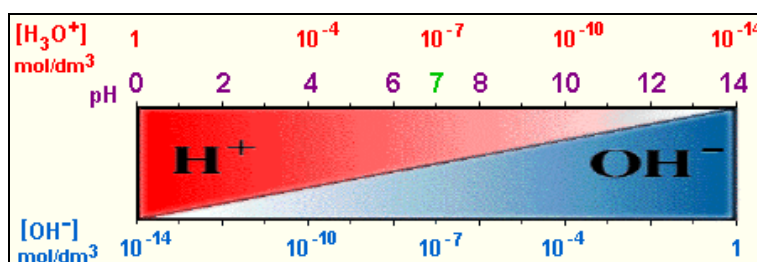
$$\text{pH} = -1 \cdot \lg [\text{H}_3\text{O}^+] = \lg \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Az ily módon definiált **pH-skálán** a H_3O^+ -koncentráció 10-szeres megváltozásának 1,00 pH egység eltérés felel meg.

A konvencionális sav-bázis skála szempontjából a víz összehasonlítási alapul szolgál: a kémiailag **tiszta víz és a semleges oldatok**, amelyekben a $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, **pH=7,00**, a savas oldatokban $\text{pH} < 7,00$ míg a lúgos kémhatású oldatokban $\text{pH} > 7,00$.

25 °C-on minden vizes oldatra érvényes:

$$\text{p}K_v = \text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$



Savak és bázisok fogalma és erőssége

Az ARRHENIUS–OSTWALD-elmélet szerint a **savak olyan vegyületek, amelyek vízben oldva hidrogénionokra és savmaradéokra disszociálnak**. A bázisokra viszont az jellemző, hogy disszociációjuk során kationokat és hidroxidionokat juttatnak az oldatba.



A savak és a bázisok erőssége csak a disszociációjuk mértékétől függ, azaz az erős savak/bázisok teljes egészében disszociálnak (erős elektrolitok), míg a gyenge savak/bázisok csak kis mértékben (gyenge elektrolitok). A folyamatokat a disszociáció-állandók jellemzik:

$$K_s = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \qquad K_b = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

A BRØNSTED–LOWRY-féle sav-bázis-elmélet alapján **a savak, a bázisok és a sók vizes oldatban reagálnak a vízmolekulákkal**, megváltoztatják a víz disszociációs-egyensúlyának koncentráció-viszonyait. A savak és a bázisok erősségét vizes oldatban a savak és a bázisok víz-molekulákkal történő hidrogénion-kicserélődési reakciójának egyensúlyi állandójával jellemezhetjük.

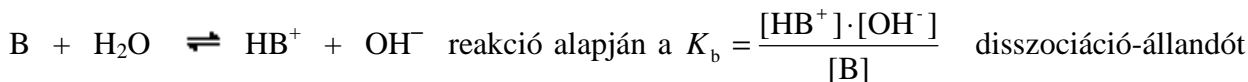


A folyamat egyensúlyi állandója: $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$

Híg oldatokban a víz koncentrációja gyakorlatilag állandónak tekinthető, ezért a kifejezés mindkét oldalát megszorozva vele egy új állandót kapunk:

K_s , a sav disszociáció-állandója $K_s = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

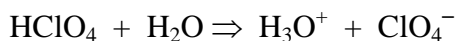
Hasonló megfontolások alapján a B bázis (pl. NH_3 , aminok) erősségére a



kapjuk.

Vagyis mind a két sav-bázis elmélet alapján azonos értelmezésű a disszociáció-állandó fogalma.

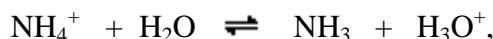
Erős savokban a hidrogénion kicserélődés a vízzel gyakorlatilag teljes, azaz pl. a $0,1 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú HClO_4 , H_2SO_4 , HCl és HNO_3 oldatában a molekulák teljes mértékben disszociált alakban vannak jelen.



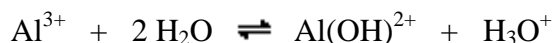
Ezzel szemben a **középerős vagy gyenge savak, illetve bázisok oldatában** a hidrogénion-kicserélődés **csak részleges**.



A BRØNSTED-LOWRY-elmélet a kationokat következetesen savnak tekinti, mint ahogy az pl. a



vagy az



egyensúlyi folyamatban látható. Az **alumínium-ion** valóban több nagyságrenddel **erősebb sav, mint** a határozottan savnak kezelt és nevezett **ecetsav**.

A kölcsönhatás jellege az eddigiektől eltérő, amikor vizes közegben a **bórsav** sajátosságait vizsgáljuk. Itt a bórsav savas karakterét nem az adja, hogy protont képes átadni, hanem a vízből hidroxidot vesz fel:



A sav, illetve a bázis erőssége annál nagyobb, minél nagyobb a megfelelő disszociáció-állandó értéke.

savak	K_s	bázisok	K_b
sósav HCl	> 1	nátrium-hidroxid NaOH	> 1
salétromsav HNO ₃	> 1	kálium-hidroxid KOH	> 1
perklórsav HClO ₄	> 1	kalcium-hidroxid Ca(OH) ₂	~ 1
kénsav H ₂ SO ₄	> 1		
ecetsav CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$	ammónia NH ₃	$1,79 \cdot 10^{-5}$
hangyasav HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$	metil-amin CH ₃ NH ₂	$4,38 \cdot 10^{-4}$
tejsav CH ₃ (CHOH)COOH	$1,37 \cdot 10^{-4}$	dimetil-amin (CH ₃) ₂ NH	$5,12 \cdot 10^{-4}$
benzoesav C ₆ H ₅ COOH	$6,30 \cdot 10^{-5}$	trimetil-amin (CH ₃) ₃ N	$5,27 \cdot 10^{-5}$
hidrogén-fluorid HF	$3,53 \cdot 10^{-4}$	etil-amin CH ₃ CH ₂ NH ₂	$5,6 \cdot 10^{-4}$
salétromossav HNO ₃	$4,6 \cdot 10^{-4}$	dietil-amin (CH ₃ CH ₂) ₂ NH	$1,26 \cdot 10^{-3}$

A disszociáció (hidrogénion-kicserélődés) mértékére jellemző a **disszociációfok** (α) is, amely a disszociált molekulák és az összes sav, illetve bázismolekulák számának (anyagmennyiségének, koncentrációjának) aránya.

Egy HA gyenge sav esetén:
$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_{\text{HA}}}$$

A disszociációfok gyakran visszavezethető valamilyen fizikai-kémiai tulajdonság arányára is (ld. moláris fajlagos vezeték: Λ / Λ_∞), és segítségével a disszociáció-állandó meghatározható.

Azokat a kémiai folyamatokat, amelyekben kitüntetett szereppel bír a hidrogénion (oxóniumion) – **protolitikus reakcióknak** is nevezzük. **Kérjük mellőzni a p⁺ jelölést a hidrogénionra!** Az a nagy-energiájú magreakciókban szerepelhet csak. Vizes oldatban ugyan azt mondhatjuk, hogy protonátmenet valósul meg (ebből származik a „protolitikus reakció” kifejezés), de valójában hidrogénionátmenet a helyes megnevezés. A H⁺ sohasem létezik magában (ennek ellenére elfogadjuk a H₃O⁺ jelölés mellett a H⁺ rövidítést is), mert a **hidrogénion legalább 4 H₂O molekulával összekapcsolódva** (H₉O₄⁺) létezik csak vizes közegben, az OH⁻ pedig H₇O₄⁻ alakban **stabilizálódik**.

A pH számolása

Erős savak és erős bázisok pH-ja

Ha K_s vagy K_b értéke > 1-nél, erős savról, illetve erős bázisról beszélünk. Ebben az esetben vizes oldatukban a disszociáció teljes. Az oxónium-ion-, illetve a hidroxid-ion koncentráció a sav, illetve a bázis-koncentrációból közvetlenül számolható:

$$\text{H}_n\text{A képletű sav esetén:} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = n \cdot c_{(\text{H}_n\text{A})} \quad (\text{mol/dm}^3)$$

$$\text{B(OH)}_m \text{ képletű bázis esetén:} \quad [\text{OH}^-] = m \cdot c_{(\text{B(OH)}_m)} \quad (\text{mol/dm}^3)$$

A **pH számítások mindig molaritásban** (mol/dm³-ben) kifejezett koncentrációt igényelnek!

A mért pH értékéből meg lehet határozni az oldat hidrogénion-koncentrációját, és ismert anyagok esetén azok koncentrációját is.

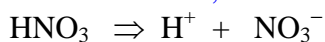
A H_nA képletű erős savak és B(OH)_m képletű erős bázisok koncentrációját a pH értékéből a megfelelő *hatványra emeléssel* kapjuk meg:

$$\text{a koncentráció számítása} \quad c_{\text{sav}} = \frac{10^{-\text{pH}}}{n} \quad c_{\text{bázis}} = \frac{10^{-(14,00-\text{pH})}}{m}$$

Ügyeljünk rá, hogy **NEM a pH-t kell osztani**, mert az gyökvonást jelent!

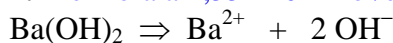
Példák

1. Mekkora a $3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú salétromsav oldat pH-ja?



$$[\text{H}^+] = c_{(\text{HNO}_3)} = 3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = -1 \cdot \lg [\text{H}^+] = -1 \cdot \lg (3,00 \cdot 10^{-4}) = \mathbf{3,52}$$

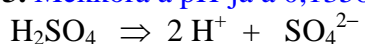
2. Mekkora a $2,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú bárium-hidroxid oldat pH-ja?



$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot c_{(\text{Ba}/\text{OH}_2)} = 2 \cdot 2,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = 5,10 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pOH} = -1 \cdot \lg [\text{OH}^-] = -1 \cdot \lg (5,10 \cdot 10^{-4}) = 2,29 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,29 = \mathbf{11,71}$$

3. Mekkora a pH-ja a $0,1358 \text{ g/dm}^3$ koncentrációjú kénsav-oldatnak?



$$c_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = c_m/M = 0,1358 \text{ g/dm}^3 / 98,07 \text{ g/mol} = 1,385 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}^+] = 2 \cdot c_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 1,385 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = 2,770 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -1 \cdot \lg [\text{H}^+] = -1 \cdot \lg (2,770 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,56}$$

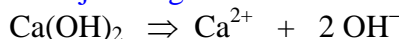
4. Adjuk meg annak a sósavoldatnak a koncentrációját g/dm^3 -ben, melynek pH-ja 3,25!



$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,25} = 5,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \quad c_{(\text{HCl})} = 5,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$c_m = c \cdot M = 5,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \cdot 36,46 \text{ g/mol} = \mathbf{2,05 \cdot 10^{-2} \text{ g/dm}^3}$$

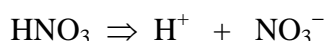
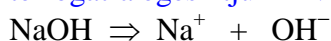
5. Adjuk meg annak a kalcium-hidroxid oldatnak a koncentrációját, melynek pH-ja 10,30!



$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14,00 - 10,30 = 3,70 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,70} = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$c_{(\text{Ca}/\text{OH}_2)} = (2,00 \cdot 10^{-4})/2 \text{ mol/dm}^3 = \mathbf{1,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}$$

6. Mekkora annak az oldatnak a pH-ja melyet úgy kapunk, hogy 50,0 g 2,00 tömeg%-os nátronlúgot öntünk 300 cm^3 $0,250 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú salétromsav-oldatba, és a kapott oldatot $4,00 \text{ dm}^3$ térfogatra egészítjük ki vízzel?



a H^+ vagy az OH^- anyagmennyiség feleslege határozza meg a kémhatást

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} \quad w\% = 100 \cdot \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{oldat}}}$$

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{oldat}} \cdot w\%}{100 \cdot M_{\text{NaOH}}} \quad n_{\text{H}^+} = n_{\text{HNO}_3} = c \cdot V$$

$$n_{\text{OH}^-} = 50,0 \text{ g} \cdot 2,00 / (100 \cdot 40,00 \text{ g/mol}) = 0,0250 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}^+} = 0,250 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,300 \text{ dm}^3 = \mathbf{0,0750 \text{ mol}}$$

$$c_{(\text{H}^+)} = 0,0500 \text{ mol} / 4,00 \text{ dm}^3 = 0,0125 \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = -1 \cdot \lg [\text{H}^+] = -1 \cdot \lg 0,0125 = \mathbf{1,90}$$

Gyenge savak és bázisok vizes oldatainak pH-ja

Gyenge savról, illetve gyenge bázisról beszélünk, ha a disszociáció-állandó értéke 1-nél kisebb. Ezekben az esetekben a sav, illetve a bázis disszociációja nem teljes. A hidrogénion és a hidroxidion koncentráció nem egyenlő a sav vagy a bázis molaritásával. A $[\text{H}_3\text{O}^+]$ vagy a $[\text{OH}^-]$ számításához az egyértékű savak és bázisok disszociáció-állandója (K_s illetve K_b) és a sav (illetve a bázis) analitikai koncentrációjának ismerete szükséges.

A $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ folyamathoz tartozó disszociáció-állandó az egyensúly beállása után:

$K_s = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{c - [H^+]}$ alakban írható fel. A matematikai forma: $y = \frac{x^2}{c - x}$, és ennek pozitív előjelű megoldása adja az aktuális hidrogénion-koncentrációt, amelyből a **pH = -1 lg x** összefüggéssel már számszerűen meghatározható a kémhatás.

A pH ismeretében ugyanezt az összefüggést használjuk (az analitikai koncentráció, vagy a disszociáció-állandó számítására), **az x helyébe a $10^{-\text{pH}}$ értéket helyettesítve.**

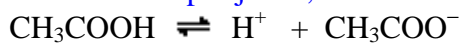
Ugyanígy vezetjük le a bázisok kémhatását is, azok K_b állandóját felhasználva:

$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]} = \frac{[OH^-]^2}{c - [OH^-]}$$
 és ebből a pOH értéket számítjuk, majd a pH-t.

Többértékű savak és bázisok esetében értelemszerűen mindegyik K_s -t, illetve K_b -t figyelembe kell venni, ekkor a bonyolult matematikai összefüggések nem teszik lehetővé az egyszerű számítást.

Példák

7. Mekkora a pH-ja a $0,100 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú ecetsavoldatnak? ($K_s = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$)



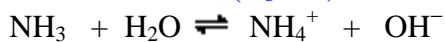
$$K_s = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{c - [H^+]}$$

$$1,75 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,100 - x)$$

$0 = x^2 + 1,75 \cdot 10^{-5}x - 1,75 \cdot 10^{-6}$ egyenlet megoldásával $x_1 = 1,33 \cdot 10^{-3}$ ($x_2 = -1,35 \cdot 10^{-3}$ matematikailag helyes, de kémiailag értelmetlen eredmény)

$$[H^+] = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = -1 \cdot \lg[H^+] = -1 \cdot \lg 0,00133 = \mathbf{2,88}$$

8. Egy vizes ammónia-oldat pH-ja 10,70. Hány mol/dm^3 koncentrációjú az oldat? Mekkora a disszociációfok? ($K_b = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$)



$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,70 = 3,30$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,30} = 5,02 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

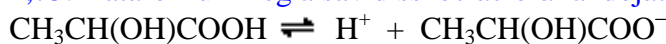
$$K_b = \frac{[\text{HB}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

$$c = x + (x^2 / K_b) = 5,02 \cdot 10^{-4} + (5,02 \cdot 10^{-4})^2 / 1,79 \cdot 10^{-5}$$

$$c = \mathbf{1,445 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3}$$

$$\alpha = 5,02 \cdot 10^{-4} / 1,445 \cdot 10^{-2} = \mathbf{3,47 \cdot 10^{-2} \quad (3,47\%)}$$

9. A tejsav ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$) egyértékű szerves sav, $0,0250 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú vizes oldatának pH-ja 2,75. Határozzuk meg a sav disszociáció-állandóját!



$$[H^+] = 10^{-\text{pH}} \quad K_s = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{c - [H^+]}$$

$$[H^+] = 10^{-2,75} = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_s = (1,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3)^2 / (2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 - 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3) = 1,36 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Sók vizes oldatainak pH-ja

A vízben oldott sók teljes mértékben ionjaikra disszociálnak:

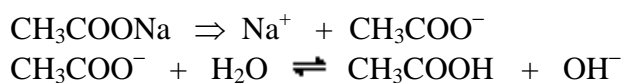


majd a protonaffinitásuk, illetve hidrogénion-átadó képességük szerint a vízzel reagálhatnak (*hidrolizálhatnak*). Az oldat kémhatását (pH-ját) a só képező sav és bázis disszociáció-állandójának K_s/K_b aránya szabja meg.



a. Ha a só képező sav is és bázis is erős, akkor a só disszociációjában keletkező ionok nem reagálnak a vízzel, **hidrolízis nem következik be**, a só oldata semleges kémhatású, pH = 7,0. (pl. NaCl, KCl, Na₂SO₄, KNO₃, KClO₄)

b. Ha egy gyenge savnak erős bázissal alkotott sóját oldjuk vízben, az anion reagál a vízzel a konjugált sav és OH⁻ ion keletkezése közben, és az **oldat lúgos kémhatásúvá válik**. Ekkor $K_s < K_b$, és a pH > 7,0 (pl. NaF, K₂CO₃, Na₃PO₄, CH₃COONa, KNO₂, Na₂SO₃).

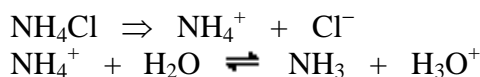


A hidrolízist a $K = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{[H_3O^+][OH^-] \cdot [HA]}{[H_3O^+][A^-]} = \frac{K_v}{K_{sav}}$ összefüggés, vagyis a vízionszorzat és a gyenge savi összetevő disszociáció-állandójának hányadosa jellemzi. Az oldat pH-ját az oldott só koncentrációja fogja megszabni:

$$[OH^-]^2 = \frac{K_v}{K_{sav}} \cdot [s\acute{o}]$$

azaz, minél nagyobb a só-koncentráció annál lúgosabb lesz az oldat.

c. Gyenge bázis és erős sav sójának vizes oldatában lejátszódó hidrolízis során H₃O⁺-ionok keletkeznek, és **savas kémhatású lesz az oldat** (pl. NH₄Cl, NH₄NO₃, C₆H₅NH₃Cl). Ha $K_s > K_b$, akkor a só vizes oldatában a pH < 7,0.



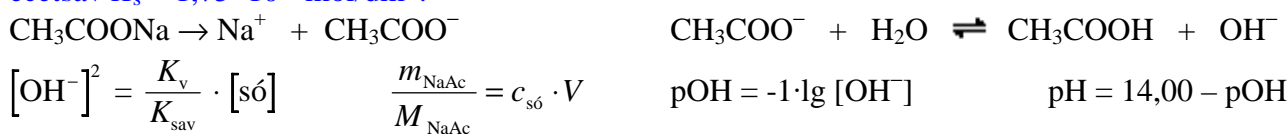
A hidrolízis egyensúlyi állandója ekkor, hasonlóan az előzőhöz, $K = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]} = \frac{K_v}{K_{b\acute{a}z\acute{i}s}}$, a só-oldat pH-ját a $[H_3O^+]^2 = \frac{K_v}{K_{b\acute{a}z\acute{i}s}} \cdot [s\acute{o}]$ koncentrációból számítjuk.

d. Ha a só képező sav és bázis egyaránt gyenge, akkor a disszociáció-állandók aránya szabja meg az oldat kémhatását. Így például:

- az ammónium-acetát vizes oldata *semleges*, mivel a $K_{sav}(CH_3COOH) \sim K_{b\acute{a}z\acute{i}s}(NH_3)$
- az ammónium-nitrit oldata *savas*, mert a $K_{sav}(HNO_2) > K_{b\acute{a}z\acute{i}s}(NH_3)$
- az ammónium-karbonát oldata *lúgos* kémhatású, mivel $K_{sav}(H_2CO_3) < K_{b\acute{a}z\acute{i}s}(NH_3)$

Példák

10. 1,540 g nátrium-acetátot oldunk 200,0 cm³ oldattérfogatra. Mekkora a kapott oldat pH-ja, ha az ecetsav $K_s = 1,75 \cdot 10^{-5}$ mol/dm³?

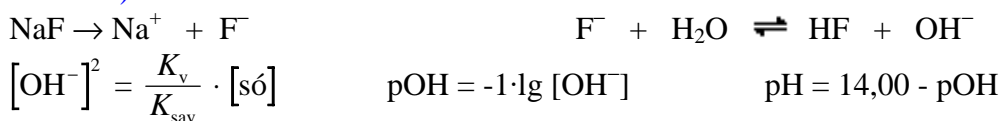


$$[NaAc] = \frac{m_{NaAc}}{M_{NaAc} \cdot V} \qquad [NaAc] = 1,540 \text{ g} / (82,03 \text{ g/mol} \cdot 0,2000 \text{ dm}^3) = 9,387 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{OH}^-]^2 = 1,00 \cdot 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2 \cdot 9,387 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 / 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 = 5,364 \cdot 10^{-11} (\text{mol/dm}^3)^2$$

$$[\text{OH}^-] = 7,324 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pOH} = -1 \cdot \lg 7,324 \cdot 10^{-6} = 5,14 \quad \text{pH} = 14,00 - 5,14 = \mathbf{8,86}$$

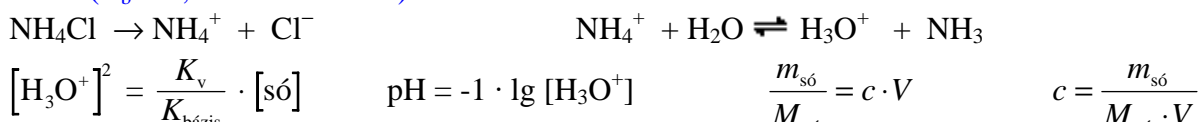
11. Számítsuk ki a 0,150 mol/dm³ koncentrációjú nátrium-fluorid oldat pH-ját! (HF: $K_s = 7,2 \cdot 10^{-4}$ mol/dm³)



$$[\text{OH}^-]^2 = 1,00 \cdot 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2 \cdot 0,150 \text{ mol/dm}^3 / 7,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 = 2,083 \cdot 10^{-12} (\text{mol/dm}^3)^2$$

$$[\text{OH}^-] = 1,44 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pOH} = -1 \cdot \lg 1,44 \cdot 10^{-6} = 5,84 \quad \text{pH} = 14,00 - 5,84 = \mathbf{8,16}$$

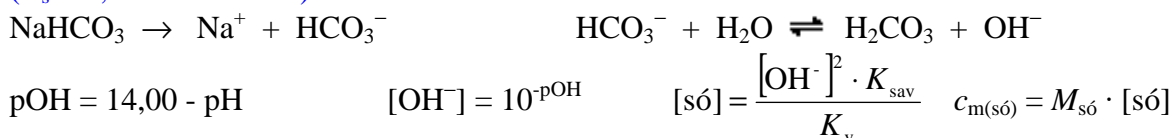
12. Mennyi lesz az ammónium-klorid oldat pH-ja, ha 1,533 g sóból 500,0 cm³ vizes oldatot készítünk? ($K_b = 1,79 \cdot 10^{-5}$ mol/dm³)



$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,00 \cdot 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2 \cdot 1,533 \text{ g} / (53,49 \text{ g/mol} \cdot 0,5000 \text{ dm}^3 \cdot 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,64 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = -1 \cdot \lg 5,64 \cdot 10^{-6} = \mathbf{5,23}$$

13. Mekkora a szódabikarbóna oldat koncentrációja g/dm³-ben, ha oldatának pH-ja 8,85? ($K_s = 4,3 \cdot 10^{-7}$ mol/dm³)



$$c_{\text{m(só)}} = 84,01 \text{ g/mol} \cdot (10^{-5,15})^2 (\text{mol/dm}^3)^2 \cdot 4,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 / 1,00 \cdot 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2 = \mathbf{18,1 \text{ g/dm}^3}$$

Vizes puffer-oldatok

A *puffer*- (kiegyenlítő, vagy tompító) *oldatok* olyan elegyek, melyek az adott **közeg pH-jának állandóságát biztosítják** akkor is, ha sav, vagy bázis jut hozzájuk, illetve, ha felhígulnak. E tulajdonságuk azzal magyarázható, hogy a bennük kialakult disszociációs egyensúlyok következtében olyan meghatározott oxónium-ion koncentrációjuk van, ami külső hatásra is csak kis mértékben változik.

A legegyszerűbb puffer-oldatok valamilyen gyenge savat és annak sóját (pl. nátrium-acetát - ecetsav), vagy gyenge bázist és annak sóját (pl. ammónia - ammónium-klorid) tartalmazzák, pH-juk a sav és só, illetve a bázis és só viszonylagos koncentrációjától függ:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_s \cdot \frac{[\text{sav}]}{[\text{só}]} \quad [\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{bázis}]}{[\text{só}]}$$

14. Mekkora a CH₃COOH/CH₃COONa koncentráció-arány abban a pufferoldatban, amelyben a pH = 4,45? ($K_s = 1,75 \cdot 10^{-5}$ mol/dm³)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_s \cdot \frac{[\text{sav}]}{[\text{só}]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad \frac{[\text{sav}]}{[\text{só}]} = \frac{10^{-\text{pH}}}{K_s}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COONa}] = 10^{-4,45} \text{ mol/dm}^3 / 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 = \mathbf{2,03}$$

15. Mekkora a pH abban az ammónia – ammónium-klorid pufferben, amelyben $c_{\text{m(bázis)}} = 8,500$ g/dm³ NH₃ és $c_{\text{m(só)}} = 10,70$ g/dm³ NH₄Cl van? ($K_b = 1,79 \cdot 10^{-5}$ mol/dm³)

$$[\text{NH}_3] = \frac{c_{\text{m(bázis)}}}{M_{\text{NH}_3}} \quad [\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{c_{\text{m(só)}}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}}} \quad [\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{bázis}]}{[\text{só}]} \quad [\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{c_{\text{m(bázis)}} \cdot M_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{M_{\text{NH}_3} \cdot c_{\text{m(só)}}$$

$$\text{pOH} = -1 \cdot \lg [\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14,00 - \text{pOH}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 8,500 \text{ g/dm}^3 \cdot 53,49 \text{ g/dm}^3 / (17,03 \text{ g/mol} \cdot 10,70 \text{ g/dm}^3)$$

$$[\text{OH}^-] = 4,466 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pOH} = -1 \cdot \lg 4,466 \cdot 10^{-5} = 3,35 \quad \text{pH} = 14,00 - 3,35 = \mathbf{10,65}$$

Feladatok

- Mekkora lesz az oldat pH-ja, ha $10,00 \text{ cm}^3$ $6,00 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú sósavat $300,0 \text{ cm}^3$ oldat-térfogatra hígítunk? **(0,70)**
- A 2,8 %-os zsírtartalmú tej pH-ját 6,77-nek találták $25 \text{ }^\circ\text{C}$ -on. Számítsuk ki a minta pOH-ját, $[\text{H}^+]$ -jét és $[\text{OH}^-]$ -jét! A tej kémhatása savas vagy bázikus?
(pOH: **7,23**; H^+ : **$1,70 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$** ; OH^- : **$5,89 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$** ; savas)
- Sütőport feloldottak vízben, és a pOH-t 5,47-nek mérték találták $25 \text{ }^\circ\text{C}$ -on. Számítsuk ki az oldat pH-ját, $[\text{H}^+]$ -jét és $[\text{OH}^-]$ -jét! Az oldat savas vagy bázikus?
(pH: **8,53**; H^+ : **$2,95 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$** ; OH^- : **$3,39 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$** ; lúgos)
- Mekkora lesz az oldat pH-ja, ha 0,6888 g nátrium-hidroxidból $450,0 \text{ cm}^3$ vizes oldatot készítünk? **(12,58)**
- Hány mg kénsavat tartalmaz az oldat $500,0 \text{ cm}^3$ -e, amelyben a $\text{pH} = 3,16$? **(170 mg)**
- Számítsuk ki a kalcium-hidroxid oldat pH-ját, ha koncentrációja $2,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$? **(11,71)**
- A tallium(I)-hidroxid erős bázis, gyakran használják szerves szintézisekben. Mekkora a TIOH oldat pH-ja, ha koncentrációja $2,48 \text{ g/dm}^3$? **(12,08)**
- 1,000 g benzoésavat $350,0 \text{ cm}^3$ oldattérfogatra oldva, az oldat pH-ja 2,91. A benzoésav molekulák hány százaléka disszociált, mekkora a K_s értéke? **(5,30%; $6,89 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$)**
- A hangyasav $K_s = 1,77 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$. Mekkora a pH-ja az oldatnak, ha hangyasavra nézve a töménysége $3,15 \text{ g/dm}^3$? **(2,47)**
- A triklórecetsav (CCl_3COOH) nagyon korrozív, fehérjék kicsapására szokták használni. Számítsuk ki a disszociáció-állandóját, ha tudjuk, hogy $0,0500 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú oldatának pH-ja ugyanannyi, mint a $0,0400 \text{ mol/dm}^3$ -es HClO_4 oldaté! **($1,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$)**
- Egy HA képletű gyenge sav 1,00 móljából 2,00 liter vizes oldatot készítettünk. Az egyensúly beállta után a disszociálatlan molekulák koncentrációja $0,450 \text{ mol/dm}^3$ volt. Számítsuk ki a disszociáció-állandót! **($5,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$)**
- Az akrilsav ($\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$) a poliakrilát műanyagok monomerje, $K_s = 5,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. Mekkora a disszociáció-fok $0,100 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú oldatában? **(2,5 %)**
- A háztartásban használt szalmiákszesz ($\rho = 0,970 \text{ g/cm}^3$) 6,80 tömeg% NH_3 -at tartalmaz. Hány cm^3 -t kell felhígítani vízzel, hogy 625 cm^3 térfogatú oldatot kapjunk, amelynek pH-ja 11,55? ($K_b = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$) **(114 cm^3)**
- A nátrium-benzoátot ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$) élelmiszer tartósítóként (E212) használják. Milyen pH-jú lesz a vizes oldata, ha 0,250 g-ot oldunk $100,0 \text{ cm}^3$ -re? ($K_s = 6,46 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$) **(7,71)**
- A kálium-szorbát ($\text{C}_5\text{H}_7\text{COOK}$) az élesztőgombák szaporodását gátló élelmiszeradalék (E202), amelyet sajtokban, borokban, lekvároknak használnak. Milyen mg/dm^3 koncentrációjú oldatában lesz a kémhatása $\text{pH} = 7,65$? ($K_s = 1,73 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$) **(40,8 mg/dm^3)**
- A vér pH-jának ($\sim 7,40$) és az óceánvíz pH-jának ($\sim 8,10$) állandó értéken tartását egyaránt a szénsav (CO_2)-bikarbonát-puffer biztosítja. Számítsuk ki, milyen $[\text{CO}_2]/[\text{HCO}_3^-]$ arány szükséges az állandó értékhez **a**) a vér és **b**) az óceán felszíne esetében? ($K_s = 4,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$)
($9,26 \cdot 10^{-2}$; $1,85 \cdot 10^{-2}$; a vérben a só kb. 10-szeres, az óceánban kb. 5-szörös feleslegben)
- $20,00 \text{ cm}^3$ $0,100 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú ecetsavhoz $20,00 \text{ cm}^3$ $0,0500 \text{ mol/dm}^3$ NaOH-ot adtunk. Határozzuk meg az így keletkező pufferodat pH-ját! ($K_s = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$) **(4,76)**