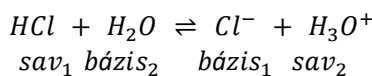


A protonátmenettel járó (protolitikus) folyamatokat hívjuk sav-bázis reakcióknak. A sav-bázis fogalom viszonylagos, egy reakcióban értelmezhető. Brønsted szerint savként viselkedik egy molekula/ion, ha a reakciópartnernek protont ad át, és bázisként, ha protont vesz fel. A sav-bázis reakciók mindig megfordíthatók, egyensúlyra vezetnek, és a termékek is besorolhatók a savak vagy a bázisok közé.



A savak protonleadó képességét (erősségét) számszerűleg a savi disszociációs egyensúlyi állandóval jellemezhetjük, ennek a közepesen erős és gyenge savaknál van tényleges jelentése, mert az erős savak gyakorlatilag 100%-ban leadják a protonjukat a víznek. K_s

Erős savaknál: $K_s \gg 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ (pl. kénsav, sósav, salétromsav),

Középerős savaknál $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} > K_s > 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ (pl. foszforsav),

Gyenge savaknál $10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} > K_s$ (pl. szénsav, kén-hidrogén, hidrogén-cianid).

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{Cl}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCl}]} = K_s$$

Ha két azonos molekula (pl. vízmolekula) között játszódik le protonátadás, azt *autoprotolízisnek* vagy öndisszociációnak nevezük. $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ $K_{\text{viz}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ Látszik, hogy a folyamat igen kismértékű, 25°C-on 1 dm³ vízben 10⁻⁷ mol vízmolekula ad át protont a másiknak.

A K_{viz} ugyanúgy „működik”, mint a többi egyensúlyi állandó. Ha megnöveljük az oxóniumion koncentrációt a K_{viz} ugyanannyi kell maradjon a hidroxidion koncentráció csökkenni fog.

Milyen lesz a kémhatás? Ha $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ akkor savas, ha $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ akkor lúgos, ha $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ akkor semleges.

A *híg vizes oldatok* pH-ját számszerűleg is jellemezhetjük. Az oldat oxóniumion koncentrációját 10 hatványaként írjuk fel, és vesszük a kitevő mínusz egyszerűsítését. (pH = az oxóniumion koncentráció negatív logaritmus)

1. Példa : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow \text{pH} = 2$

2. Példa : $[\text{OH}^-] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow \text{pH} = 12$

Ha 25°C-on a pH < 7 akkor a kémhatás savas, pH = 7 jelenti a semleges kémhatást, pH > 7 esetén lúgos a kémhatás.

A savak és a bázisok egymással való reakciója a *közömbösítés*. Például:



Ha a közömbösítés semleges kémhatást eredményez, akkor *semlegesítésnek* nevezük.



Egy sav és egy bázis egymással való reakciójakor keletkezik víz és só. A só pozitív kationból (általában fémkation) és egy savmaradékionból (anionból) álló vegyület. Pl.: KCl; Na₂CO₃; NH₄NO₃

A sók vízben oldva ionjaikra disszociálnak, *hidratálódnak*. Ha a só anionja gyenge sav (pl. szénsav) maradéka, akkor vízben erős bázisként viselkedik, *lúgosan hidrolizál*. $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ Ezért pl. a Na₂CO₃ vizes oldatának a kémhatása lúgos. Ha a só kationja gyenge bázis (pl. ammónia) maradéka, akkor vízben erős savként viselkedik, *savasán hidrolizál*. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ Ezért pl. az NH₄NO₃ vizes oldata savas kémhatású. A KCl kationja és anionja erős sav (sósav) és erős bázis (KOH) maradéka, mindkettő gyenge sav/bázis, vízzel nem lép protolitikus reakcióba, ezért a vizes oldat kémhatása semleges. (pl. KCl)

Feladatok:

1. Töltsd ki az alábbi táblázatot, amelynek minden sora egy-egy vegyület standardállapotú vizes oldatára vonatkozik!

Oldott anyag képlete	Anyagmennyiség koncentráció ($\frac{mol}{dm^3}$)	pH	$[H_3O^+]$ és $[OH^-]$ viszonya (>;<;=)	Kémhatás	1 dm ³ oldat oldott anyag tartalma
HCl	0,10				
HNO ₃		2			
H ₂ SO ₄	0,05				
KOH		11			
NaOH					4 g
NH ₃					1,7 g
H ₂ SO ₄	0,1	Kisebb 1-nél			

- 600 cm³ 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú sósavoldattal hány cm³ 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú nátrium-hidroxidot lehet közömbösíteni?
- 58,5 cm³ 0,25 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú kénsavval hány cm³ 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú nátrium-hidroxid közömbösíthető?
- 400 cm³ 0,3 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú kalcium-hidroxidot 625 cm³ salétromsavval közömbösítettünk. Hány $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú volt a salétromsavoldat?
- Hány gramm 6 tömeg%-os sósav semlegesít 100 cm³ 13-as pH-jú NaOH-oldatot?
- Hány cm³ 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú kénsavoldat közömbösít 200 g 5 tömeg%-os KOH-oldatot?
- 1,286 · 10⁻² gramm KOH-ból 230 cm³ oldatot készítünk. Mennyi az oldat pH-ja?
- Mennyi lesz az oldat pH-ja, ha 4 dm³ 0,00375 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú NaOH-oldathoz 1 dm³ 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$ koncentrációjú HCl-oldatot mértünk?
- Két főzőpohárban azonos térfogatú sósav van. Az első főzőpohárban a pH=3, a másodikban a pH=4. Melyik oldatban van több oxóniumion, és hányszor?
- 10 cm³ pH=2-es sósavoldat semlegesítéséhez mekkora térfogatú
 - 13-as pH-jú
 - 12-es pH-jú
 - 11-es pH-jú nátrium-hidroxid oldatra van szükség?

♥Kiegészítés:

Azokat a savakat, amelyek híg vizes oldatukban sem adják le teljes mértékben a víznek a protonjukat, gyenge savnak (szénsav, ecetsav, hidrogén-fluorid), azokat a bázisokat, melyeknek híg vizes oldatában sem protonálódik összes molekulája, gyenge bázisnak (pl: ammónia) nevezzük. Ilyen esetekben van szükségünk a K_s / K_b értékére, melyek értékeit a függvénytáblában megtaláljuk. Ha pl. egy egyértékű gyenge sav savi disszociációs egyensúlyi állandója $K_s = 10^{-4} = \frac{1}{10000}$, az azt jelenti, hogy vizes oldatában a savmolekulák nagy százaléka nem disszociál, azaz nem ad át

protont a víznek, hanem eredeti állapotában marad az oldatba. Míg egy salétromsav oldatban elméletben nem találunk HNO₃ molekulát, csak NO_3^- – iont és H_3O^+ – iont, addig pl. a hidrogén-fluorid-oldat vizes oldatában nem mindegyik HF molekula adja le, a protonját, hanem marad az oldatban disszociálatlan formában is. Ezt jellemzi számszerűen a K_s . Ilyen esetekben összehasonlítva egy 100%-ban disszociáló erős savval, ugyanolyan bemért savkoncentráció esetén a savasság mértéke jóval kisebb lesz, azaz a pH nagyobb, mint az erős sav esetében. Az ilyen feladatok esetében használnunk kell az egyensúlyokról tanult ismereteinket is.

11. ♥ Ismeretlen egyértékű gyenge sav $0,445 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ -es oldatának pH-ja megegyezik a $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ -es sósav pH-jával. Számítsd ki a gyenge sav disszociációfokát ebben az oldatban! (Hány %-os a disszociáció?) Mekkora a savállandó értéke? (V.660.A)

