

Savak, bázisok

1

Savak és lúgok

- Savak (Kémhatásuk savas)
 - HCl, H₂SO₄, HNO₃, H₂CO₃
 - Ecet, citrom, szóda, gyomorsav
- Lúgok (Kémhatásuk lúgos)
 - NaOH, NH₃
 - Szappan, mosószerek, szalmiákszesz, lefolyótisztító

2

Arrhenius szerint

- Sav (HCl, HNO₃, H₂SO₄)
 - Vízben oldva H⁺-ionra és anionra disszociál
- Bázis (NaOH, Ca(OH)₂)
 - Vízben oldva OH⁻-ionra és kationra disszociál
- Sók (NaCl, MgSO₄)
 - Vízben oldva H⁺-iontól és OH⁻-iontól különböző ionokra disszociál

3

Milyen lesz a kémhatás?

- Savas $[H_3O^+] > [OH^-]$
- Lúgos $[H_3O^+] < [OH^-]$
- Semleges $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

H₃O⁺ oxóniumion, OH⁻ hidroxidion

25 °C-on

4

Hogyan jellemezzük számszerűen a kémhatást?

■ pH-val (0-14)

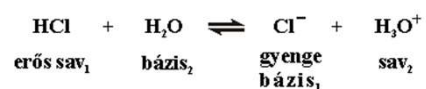
- pH=0-7 savas
- pH=7 semleges
- pH=7-14 lúgos

Gyomorsav	1,5 - 3,0
Citromlé	2,4
Kóla	2,5
Almalé	3,5
Paradicsomlé	4,0
Sör	4,5
Kávé, Tea	5,0
Bőr	5,0-5,5
Vizelet	5-8
Tej	6,5
Tiszta víz	7,0
Nyal	6,5-7,4
Víz	7,34-7,45
Szappan	9,0-10,0
Fehértő	12,5

5

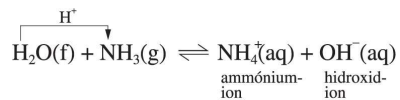
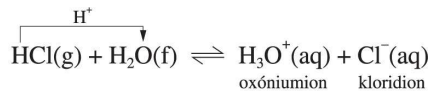
Protolitikus reakciók

- Hogyan értelmezzük az NH₃-viselkedését?
- Brönsted (dán tudós) szerint:
 - Savak: Olyan molekulák, ionok, melyek proton leadására képesek
 - Bázisok: Amelyek proton felvételére képesek
- A sav-bázis reakciók mindig megfordíthatók
 - a termékek is besorolhatók a savak vagy a bázisok közé



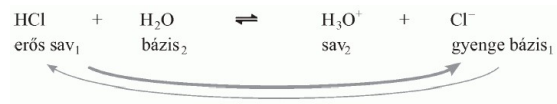
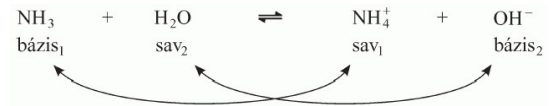
6

Mi okozza a savas és a lúgos kémhatást?



7

Sav-bázis párok



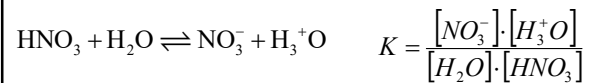
8

És mi van a vízzel?

- Brönsted elméletében a „sav” és a „bázis” szó nem az anyagok egy csoportját jelöli, ha nem egy adott reakcióban betöltött szerepét fejezi ki.
 - A víz sav, (ammóniával szemben)
 - A víz bázis (HCl-dal szemben)
- Amfoter anyag

9

Savi disszociációs egyensúlyi állandó: K_s



$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_3]} = K_s$$

10

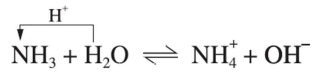
K_s tartalma

- A K_s a savak és a víz között lejátszódó protolitikus reakciók egyensúlyát adott hőmérsékleten jellemző állandó.
- Értéke jellemzi a sav erősségét ...

11

- Erős savaknál: $K_s > 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - kénsav, sósav, salétromsav
- Középerős savaknál: $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} > K_s > 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - foszforsav
- Gyenge savaknál: $10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} > K_s$
 - szénsav, kén-hidrogén, hidrogén-cianid

12

Bázisállandó: K_b 

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

13

Vegyület	Bázis-forma	Sav-forma	$K_b \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right)$
Ammónia	$\text{NH}_3(\text{aq})$	NH_4^+	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Kalcium-hidroxid	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{Ca}(\text{OH})^+$	$\text{Ca}(\text{OH})^+$ Ca^{2+}	$3,74 \cdot 10^{-3}$ $4,3 \cdot 10^{-2}$
Vegyület	Sav-forma	Bázis-forma	$K_s \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right)$
Hidrogén-klorid	HCl	Cl^-	10^7
Kénsav	H_2SO_4	HSO_4^-	10^2
	HSO_4^-	SO_4^{2-}	$1,3 \cdot 10^{-2}$
Szénsav	H_2CO_3	HCO_3^-	$4,2 \cdot 10^{-7}$
	HCO_3^-	CO_3^{2-}	$4,8 \cdot 10^{-11}$

14

A víz disszociációja, kémhatás

15

Autoprotolízis (Öndisszociáció)

- A protonátadás két azonos összetételű molekula között is megtörténhet.
- A vízmolekula nemcsak bázisnak, hanem egy másik vízmolekulának is átadhat protont:
- A folyamat igen kis mértékű
 - 25°C-on 1 dm³ vízben 10⁻⁷ mol vízmolekula ad át protont a másoknak



16

Autoprotolízis számszerűen

1 dm³ = 1000 g = 55,56 mol víz ⇒ (10⁻⁷ · 2) mol víz alakul át

- A víz koncentrációja gyakorlatilag nem változik.
- A tömeghatás törvénye alapján a folyamat egyensúlyi állandója:
- A víz állandó koncentrációjával átszorozhatunk
- **Vízionszorzat**

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

17

Vízionszorzat

- $K_{\text{víz}}$ (25°C-on)
 - Tiszta vízben, híg vizes oldatokban az oxóniumionok, és a hidroxidionok egyensúlyi koncentrációinak szorzata állandó, ha a hőmérséklet állandó.

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-14}$$

- A hőmérséklet növelésével az autoprotolízis mértéke kis mértékben nő.

18

A kémhatás számszerű jellemzése

- A $K_{\text{víz}}$ ugyanúgy „működik”, mint a többi egyensúlyi állandó
 - Ha megnöveljük az oxóniumion koncentrációt
 - A $K_{\text{víz}}$ ugyanannyi kell maradjon
 - A hidroxidion koncentráció csökkenni fog

$$K_{\text{víz}} = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right)^2$$

19

A pH megadása (Csak híg vizes oldatokban)

- Ha az $[H_3O^+] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow \text{pH} = 0$
- Ha az $[H_3O^+] = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow \text{pH} = 1$
- Ha az $[H_3O^+] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow \text{pH} = 2$

$$[OH^-] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \Rightarrow \text{pH} = 12$$

20

pH híg vizes oldatokban

- A pH-t ott használjuk, ahol az $[H_3O^+]$ ill. $[OH^-]$ kisebb, mint 1 mol/dm^3
 - pH= 0-7 savas
 - pH=7 semleges
 - pH=7-14 lúgos

21

Savas anyagok pH-ja

$[H^+]$	pH	Példa
	pH<1	$c(\text{HCl}) > 0,1 \text{ mol/dm}^3$
0,1 mol/dm ³	= $1 \cdot 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$	pH=1 $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$
0,01 mol/dm ³	= $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$	pH=2 gyomormedv
0,001 mol/dm ³	= $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$	pH=3 a hangyák maró váladéka ecetes uborka leve
0,0001 mol/dm ³	= $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$	pH=4 savas esők
0,00001 mol/dm ³	= $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$	pH=5 szódavíz, szénsavas üdítők
	6<pH<5	izzadság, tiszta esővíz
0,000001 mol/dm ³	= $1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$	pH=6
	pH=6,8	a nyál savasságának felső határa
0,0000001 mol/dm ³	= $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$	pH=7 tiszta víz, konyhasóoldat, a vékonybélnedv pH-jának alsó határa

22