

Sav-bázis és redoxireakciók – középszint

A sav-bázis reakció másnéven protolitikus, protonátmenettel járó reakció.	
Brönsted szerint a savak protonleadásra képes anyagok .	
Brönsted szerint a bázisok protonfelvételre képes anyagok .	
Brönsted szerint az amfoter anyag proton leadására és felvételére egyaránt képes .	
Brönsted szerint a víz amfoter anyag, mert protonfelvételre- és leadásra egyaránt képes.	
Brönsted szerint egy sav értékűsége azt jelenti, hogy egy részecskéje hány proton leadására képes .	
Brönsted szerint egy bázis értékűsége azt jelenti, hogy egy részecskéje hány proton felvételére képes .	
Brönsted szerint az erős savak könnyebben adnak le protont , mint a gyengék.	
Brönsted szerint az erős bázisok könnyebben vesznek fel protont , mint a gyengék.	
A sósav képlete HCl	
A kénsav képlete H₂SO₄	
A salétromsav képlete HNO₃	
A foszforsav képlete H₃PO₄	
A szénsav képlete H₂CO₃	
A szulfácion képlete	SO₄²⁻
A nitrácion képlete	NO₃⁻
A foszfácion képlete	PO₄³⁻
A karbonácion képlete	CO₃²⁻
Az autoprotolízis olyan kémiai folyamat, melynek során egy amfoter anyag saját részecskéivel lép sav-bázis reakcióba .	
A víz autoprotolízise (egyenlet)	
A pH az oxóniumion-koncentráció tízes alapú negatív logaritmus a.	
A pH definíciója képlettel	-lg[H₃O⁺]
A vízionszorzat (képlete és értéke 25°C-on)	K_v = [H₃O⁺] · [OH⁻] = 10⁻⁷ mol/dm³ · 10⁻⁷ mol/dm³ = 10⁻¹⁴ (mol/dm³)²
A savas kémhatású oldatokban az oxóniumion -koncentráció nagyobb, mint a hidroxidion -koncentráció.	
A lúgos kémhatású oldatokban a hidroxidion -koncentráció nagyobb, mint az oxóniumion -koncentráció.	

A semleges kémhatású oldatokban az oxóniumion-és hidroxidion-koncentráció megegyezik .	
A savas kémhatású oldatok pH-ja 7-nél kisebb .	
A lúgos kémhatású oldatok pH-ja 7-nél nagyobb .	
A semleges kémhatású oldatok pH-ja 7 .	
Ha egy savoldatot hígítunk, akkor a pH-ja nő .	megjegyzés: a kisebb oxóniumion-koncentrációhoz nagyobb pH tartozik a logaritmikus összefüggés miatt
Ha egy bázis vizes oldatát hígítjuk, akkor a pH-ja csökken .	megjegyzés: a kisebb hidroxidion-koncentrációhoz nagyobb pOH, így kisebb pH tartozik
Az indikátorok szerepe vizes oldatok kémhatásának kimutatása színváltozással .	
Az univerzál indikátor előnye, hogy a pH-változást folyamatosan jelzi.	
A fenolftalein indikátor színe savas kémhatású oldatban színtelen .	
A fenolftalein indikátor színe semleges kémhatású oldatban színtelen .	
A fenolftalein indikátor színe lúgos kémhatású oldatban lila/ciklámen .	
A lakmusz indikátor színe savas kémhatású oldatban piros .	
A lakmusz indikátor színe savas kémhatású oldatban kék .	
A vöröskáposzta és a kurkuma leve is növényi indikátorok , hiszen színváltozással jelzik az oldat kémhatásának változását.	
A közömbösítés savak és bázisok egymással való reakciója .	
A közömbösítés során só és víz keletkezik.	
A fém-oxidok és savoldatok reakciója során só és víz keletkezik.	megjegyzés: a fém-oxidok vízben bázisokat képeznek, így savakkal való reakciójuk közömbösítésként értelmezhető
A kalcium-oxid és sósav reakciója (egyenlet)	$\text{CaO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
A nemfém-oxidok és bázisok reakciója során só és víz keletkezik.	megjegyzés: a nemfém-oxidok vízben savakat képeznek, így bázisokkal való reakciójuk közömbösítésként értelmezhető
Szén-dioxid elnyelése nátrium-hidroxid-oldatban (egyenlet)	$2 \text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
A redoxireakció fogalmának meghatározása	elektronátmenettel járó reakció
Az oxidáció elektronleadást jelent.	
A redukció elektronfelvételt jelent.	

Egy redoxireakcióban az elektront leadó anyag a redukálószer szerepét tölti be.	megjegyzés: mivel lead elektront, ezért oxidálódik, tehát redukálja a reakciópartnerét
Egy redoxireakcióban az elektront felvevő anyag az oxidálószer szerepét tölti be.	megjegyzés: mivel felvesz elektront, ezért redukálódik, tehát oxidálja a reakciópartnerét

Sav-bázis és redoxireakciók – emelt szint

Arrhenius szerint a sav olyan vegyület, amely disszociációja során növeli a vizes oldat hidrogénion-koncentrációját.	
Arrhenius szerint a bázis olyan vegyület, amely disszociációja során növeli a vizes oldat hidroxidion-koncentrációját.	
Arrhenius szerint a víz amfoter vegyület, mert disszociációja során hidrogén- és hidroxidion egyaránt keletkezik.	
Arrhenius szerint a savak értékűsége azt jelenti, hogy egy molekulájuk disszociációja során hány hidrogénion kerülhet maximálisan az oldatba.	
Arrhenius szerint a bázisok értékűsége azt jelenti, hogy egy „molekulájuk” disszociációja során hány hidroxidion kerülhet maximálisan az oldatba.	megjegyzés: a bázisok többsége ionvegyület, így az idézőjeles „molekula” megnevezés nem igazán helytálló
Arrhenius szerint az erős savak és bázisok vizes oldatban teljes mértékben disszociálnak.	
Arrhenius szerint a gyenge savak és bázisok vizes oldatban nem teljes mértékben disszociálnak.	
A sósav (HCl) saverősség szempontjából erős.	
A kénsav (H ₂ SO ₄) saverősség szempontjából erős.	
A foszforsav (H ₃ PO ₄) saverősség szempontjából középerős.	
A szénsav (H ₂ CO ₃) saverősség szempontjából gyenge.	
A perklórsav képlete HClO₄	
A perklórsav (HClO ₄) saverősség szempontjából erős.	
A kénessav képlete H₂SO₃	
A kénessav (H ₂ SO ₃) saverősség szempontjából gyenge.	
A salétromossav képlete HNO₂	
A salétromossav (HNO ₂) saverősség szempontjából gyenge.	

A perklorátion képlete	ClO_4^-
A szulfition képlete	SO_3^{2-}
A nitrition képlete	NO_2^-
A savállandó értéke jellemzi a savak erősségét .	
A bázisállandó értéke jellemzi a bázisok erősségét .	
Erős savak és bázisok esetén a sav-és bázisállandó értéke 1-nél nagyobb . ($K_s, K_b > 1$)	
Középerős savak és bázisok esetén a sav-és bázisállandó értéke $1 > K_s, K_b > 10^{-4}$	
Gyenge savak és bázisok esetén a sav-és bázisállandó értéke 10^{-4}-nél kisebb . ($K_s, K_b < 10^{-4}$)	
Az ammónia vízzel való reakciójában a sav-bázis párok reakcióegyenlettel	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ <p>bázis₁ sav₂ sav₁ bázis₂</p> <p>megjegyzés: az indexelésnél arra kell figyelni, hogy egy adott anyag (pl. NH_3) és a belőle képződött részecske (NH_4^+) ugyanazt az indexet kapja</p>
A hidrogén-klorid vízzel való reakciójában a sav-bázis párok reakcióegyenlettel	$\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p>bázis₁ sav₂ sav₁ bázis₂</p> <p>megjegyzés: az indexelésnél arra kell figyelni, hogy egy adott anyag (pl. HCl) és a belőle képződött részecske (Cl^-) ugyanazt az indexet kapja</p>
A disszociációfok egy kémiai reakcióban az átalakulás mértékét fejezi ki.	
A disszociációfok jele α .	
A disszociációfok függ a koncentrációtól és a hőmérséklettől .	
Egy gyenge sav vagy bázis vizes oldatában a hígítással nő a disszociációfok.	megjegyzés: ez számítással belátható; vigyázzunk arra, hogy ennek nem következménye, hogy egy gyenge sav vagy bázis „erősebb” lesz, csak azért mert felhígítottuk
Egy erős és gyenge savból készült, azonos koncentrációjú vizes oldatok esetén az erős sav pH-ja kisebb , mint a gyenge savé.	
Egy erős és gyenge bázisból készült, azonos koncentrációjú vizes oldatok esetén az erős bázis pH-ja nagyobb , mint a gyenge bázisé.	

A metilnarancs indikátor színe savas kémhatású oldatban piros .	
A metilnarancs indikátor színe lúgos kémhatású oldatban sárga .	
A semlegesítés olyan közömbösítés, melynek során semleges oldatot kapunk .	
A hidrolízis az a folyamat, melynek során egy só kationja protont ad át a vízmolekulának , vagy egy só anionja protont vesz fel a vízmolekulától .	
A nátrium-karbonát lúgosan hidrolizál, mert a gyenge szénsavból származó karbonátionok protont vesznek fel a vízmolekuláktól .	megjegyzés: a magyarázat úgy lenne igazán helyes, hogy „a hidrogén-karbonátionból, mint gyenge savból származó karbonátionok protont vesznek fel a vízmolekuláktól”
A nátrium-karbonát kémhatását bizonyító reakció egyenlete	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
Az ammónium-klorid savasan hidrolizál, mert az ammóniából, mint gyenge bázisból származó ammóniumionok protont adnak át a vízmolekuláknak .	
Az ammónium-klorid kémhatását bizonyító reakció egyenlete	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}_3\text{O}^+$
Az oxidációs szám egy „atom” valódi vagy névleges töltésének számértéke .	megjegyzés: az idézőjeles „atom” azért indokolt, mert ez egyszerű ionokat is takarhat
Az elemek oxidációs száma (molekulákban is) 0 .	megjegyzés: pl. Cl ₂ -nak 0 az oxidációs száma
Az egyszerű ionok oxidáció száma az ion töltésével egyenlő .	megjegyzés: pl. S ²⁻ -nak -2 az oxidációs száma
Vegyületekben az oxidációs számok indexszámokkal szorzott összege 0 .	megjegyzés: pl. CaCl ₂ : (+2) + 2 · (-1) = 0
Összetett ionokban az oxidációs számok indexszámokkal szorzott összege megegyezik az ion töltésével .	megjegyzés: pl. a H ₃ O ⁺ : (+1) · 3 + (-2) = +1
Az alkálifémek oxidációs száma mindig +1 .	
Az alkáliföldfémek oxidációs száma mindig +2 .	
Az oxigén oxidációs száma általában -2 , kivéve a peroxidokban , ahol -1 .	megjegyzés: az oxigén oxidációs száma lehet még +2 is a nála nagyobb elektronegativitású fluorral alkotott F ₂ O összegképletű vegyületben, vagy lehet -0,5 a szuperoxidokban pl. KO ₂ (ezeket nem kell tudni emelt szintre)
A hidrogén oxidációs száma általában +1 , kivéve az ionos hidridekben , ahol -1 .	megjegyzés: ionos hidrid például a NaH
A fluor oxidációs száma mindig -1 .	
Ha egy „atom” oxidációs száma nő egy reakció során, akkor oxidálódik .	

Ha egy „atom” oxidációs száma csökken egy reakció során, akkor redukálódik .	
Egy reakcióban az oxidációs szám-változások összege 0 .	megjegyzés: a leadott és felvett elektronok száma mindig megegyezik egy redoxireakcióban