

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