

Redoxireakciók iránya

A redoxireakciók nem tetszőleges irányba mennek végbe: irányuk sok esetben meghatározott. Ha felhevített nátriumdarabot klórgázba rakunk, akkor fehér köd képződését tapasztaljuk. A fehér köd a nátrium-klorid. Fémnátrium és klórgáz egymással képes reakcióba lépni. A belőlük képződött ionos vegyület alkotórészei (vagyis az ionok) azonban a gyakorlatban (vagyis jelen esetben a kísérlet során) nem képesek visszaalakulni azzá, amiből lettek, vagyis a nátriumion fémnátriummá, a kloridion pedig klórgázzá.

A meghatározott irány ionos vegyületek képződésénél, reakciójánál nagyon jellemző. Jó példa erre a fémek savban vagy vízben való oldása, egyes nemfémek egymással való reakciója, ionos vegyületek képződése. A redoxireakciók iránya a következő elven alapul:

A kisebb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer redukált alakja redukálja a nagyobb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer oxidált formáját.

Nézzünk számos olyan példát, melyet emelt szinten elengedhetetlen ismerni!

Fémek oldódása nem oxidáló savakban

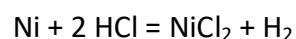
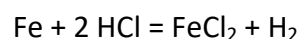
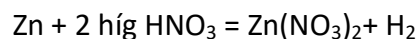
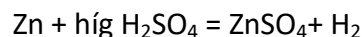
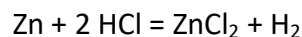
Fémek savakban való oldódásánál a standard elektródpotenciál értékéből következtethetünk a reakcióra. **Negatív standard elektródpotenciálú fémek elméletben képesek hidrogént fejleszteni nem oxidáló hatású savakból (oxidáló hatású sav esetében a híg vizes oldatból, töményből nem lesz hidrogén!!!!).**

A savoldatban a hidrogén redoxirendszer oxidált alakja, azaz a hidrogén ion van jelen. A hidrogén redoxi rendszer standard elektródpotenciál értéke 0,00 V. Gondoljunk bele az alapelvbe: mindig annak van jelen az oxidált formája, aki a nagyobb potenciálú, azaz a hidrogén redoxi rendszernek kell a nagyobb potenciálúnak lennie. Ebből az következik, hogy a savoldatba helyezett fém a hidrogén redoxi rendszernek kisebb potenciálúnak kell lennie, azaz negatívnak!

Összeállította: Lénárt Gergely okl. vegyészmérnök és kémia magánoktató
mail: lenart.gergely.mk@gmail.com

Redoxireakciók iránya

A reakció során mindig a fém sávvá alkotott sója és hidrogéngáz keletkezik! Például, sósav esetén a fém-kloridja, kénsav esetén a fém-szulfátja, salétromsav esetén pedig a fém-nitrátja stb. Pár példa:

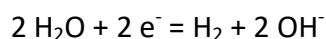


Érdemes megjegyezni, hogy a természetben ez nem ilyen egyszerű, a megállapítás nem jelenthető ki minden esetre. Vannak kivételek, amikor azért nem működik, mert a fém egy védőréteget alakít ki maga körül, ami megakadályozza a savat abban, hogy feloldja. Hogy mely fémek ezek? Erről bővebben a szerves kémia fejezetben lesz szó.

A pozitív standard elektródpotenciálú fémek híg savakból vagy sósavból nem képesek hidrogént fejleszteni. Ők tömény oxidáló savakban oldódhatnak (nem csak ők a negatívak is, de a lényeg, hogy nem lesz hidrogéngáz) pl., tömény kénsav és tömény salétromsav. Oldódásuk során azonban nem hidrogéngáz keletkezik, hanem az oxidálósav központi atomjának valamelyik oxidja, például kénsavból kén-dioxid, salétromsavból nitrogén-monoxid vagy nitrogén-dioxid stb. keletkezhet.

Fémek oldódása vízben

A nagyon negatív standard elektródpotenciálú fémek képesek vízből is hidrogént fejleszteni. A víz redukciós folyamatának a standard elektródpotenciálja -0,83 V.



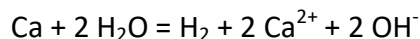
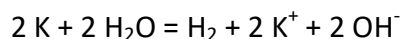
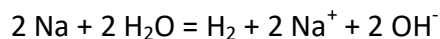
Azok a fémek, amelyek potenciálja -0,83 V alatt van, elméletben képesek hidrogént fejleszteni vízből. Miért ők? Mert ők képesek csak redukálni a vizet, azaz elektront átadni a

Összeállította: Lénárt Gergely okl. vegyészmérnök és kémia magánoktató
mail: lenart.gergely.mk@gmail.com

Redoxireakciók iránya

víznek. Miért? Gondoljunk bele az elvbe, hogy mindig a kisebb potenciálú redoxi rendszer redukál, azaz a fémnek kisebb potenciálúnak kell lennie, mint a víznek, mert ő redukál.

Ilyenek például az **alkáli fémek és földfémek**. Ebben az esetben mindig a **fém-hidroxidja (lúgosodik az oldat) és hidrogén gáz képződik**. Például:



Természetesen itt is tapasztalható passziválás. Az alumínium potenciálja $-0,83 \text{ V}$ alatt van, de mivel felületén védőoxidréteg alakul ki, ezért nem képes vízből hidrogént fejleszteni, amíg meg nem bontjuk a védőrétegét.

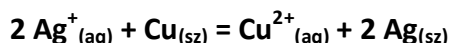
Fémek és fémionok reakciója egymással

Kísérletezzünk! Ezüst-nitrát-oldatba helyezzünk egy rézlemezt! Ha kellően türelmesek vagyunk, akkor egy idő után észrevesszük, hogy a rézlemez felülete elkezd szürkülni (feketedni), vagyis az oldatban lévő ezüstionok kiválnak a rézlemezre. Előzőekben említett szabály alapján:

$$\varepsilon_{\text{ezüst}}^0 = 0,799 \text{ V}$$

$$\varepsilon_{\text{rész}}^0 = 0,345 \text{ V}$$

A kisebb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer (rész) redukált alakja (elemi rész) redukálja a nagyobb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer (ezüst) oxidált formáját (ezüstion).



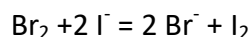
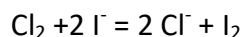
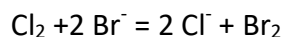
Fordított esetben nem tapasztalnánk semmit, azaz ha a rész(II)-nitrátba helyeznénk ezüstlemezt

Általánosan kijelenthető, hogy a kisebb standard elektródpotenciálú elemi fém képes a nagyobb standard elektródpotenciálú fém ionját redukálni. A reakció során a kisebb potenciálú fémből a megfelelő ionja, a nagyobb potenciálú fémből pedig elemi formája keletkezik.

Elemi halogén és halogenid ionok közötti reakciók

Ebben az esetben is érvényes a jól megszokott szabály (mily meglepő): **A kisebb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer redukált alakja redukálja a nagyobb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer oxidált formáját.**

Halogének esetében a standard elektródpotenciál a periódusos rendszerben fentről lefele csökken, vagyis a legnagyobb a fluornak, a legkisebb a jódnak. Ennek megfelelően, ha például kálium-jodid vagy kálium-bromid oldatba klórgázt vezetünk, akkor a benne lévő ionok oxidálódnak, és jód- vagy brómkiválást tapasztalunk, az oldat megbarnul. Fordítva nincs reakció, vagyis akkor, ha kloridionokat tartalmazó oldatba brómot vagy jódot teszünk. Jodidionok oxidálódását természetesen elemi brómmal is előidézhetünk:



Itt általánosan elmondható, hogy a kisebb rendszámú elemi halogén képes oxidálni a nagyobb rendszámú halogenid iont.