

# Kémiai átalakulások



A bemutatót összeállította: Fogarasi József, Petrik Lajos SZKI, 201

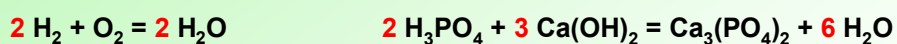
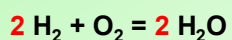
### Reakcióegyenlet fogalma

A kémiai változások során az atomok között elsőrendű kötések jönnek létre vagy bomlanak fel.

A kémiai változásokat reakcióegyenletekkel írjuk le.

A reakcióegyenlet jelentése:

- Milyen anyagok reagálnak
- Milyen anyagok keletkeznek
- Mennyi anyag vesz részt a reakcióban és mennyi anyag keletkezik. (Tömegmegmaradás elve.)

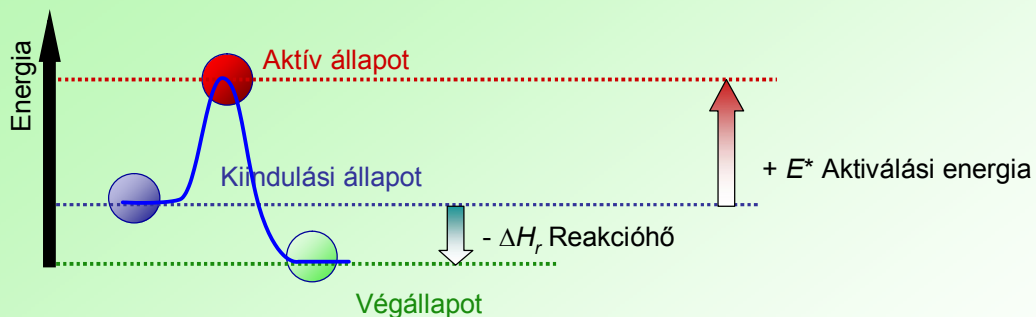


A kémiai reakciók létrejöttének feltételei:

- A reagáló anyagok részecskéi érintkezzenek, **ütközzenek**
- Az ütközések megfelelő energiával következzenek be, kell az **aktiválási energia**
- Az érintkező anyagok között legyen vegyülési hajlam, azaz **kémiai affinitás**

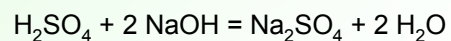
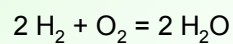
### Reakciók energiaváltozásai. Az exoterm reakció

A kémiai reakció során a kötések felszakadnak, átrendeződnek, új kötések jöhetnek létre. Eközben megváltozik a rendszer energiája. A reakciókat kísérő energiaváltozásokat **reakcióhőnek** nevezzük.



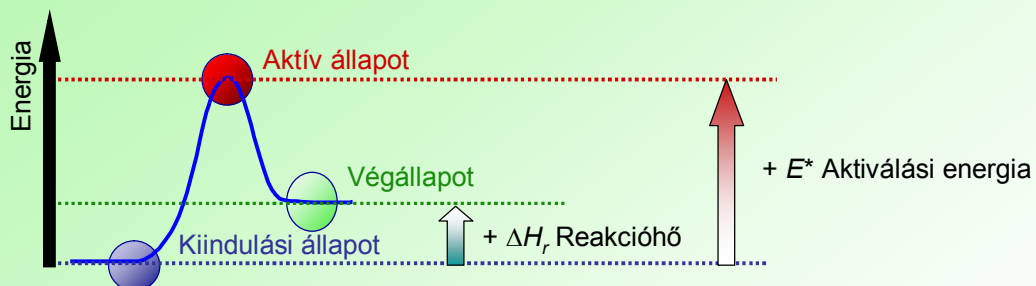
A végállapot energiája kisebb, mint a kiindulási állapot energiája. A reakció során energia szabadult fel. Az ilyen reakció (folyamat) **exoterm**.

Példák exoterm folyamatokra:



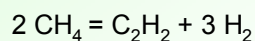
### Reakciók energiaváltozásai. Az endoterm reakció

A kémiai reakció során a kötések felszakadnak, átrendeződnek, új kötések jöhetnek létre. Eközben megváltozik a rendszer energiája. A reakciókat kísérő energiaváltozásokat **reakcióhőnek** nevezzük.



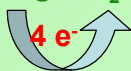
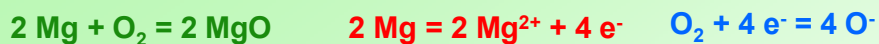
A végállapot energiája nagyobb, mint a kiindulási állapot energiája. Ehhez energiát kellett befektetni. Az ilyen reakció (folyamat) **endoterm**.

Példák endoterm folyamatokra:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2 \text{HI}$

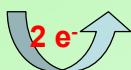


Katalizátorral gyorsabbá lehet tenni a reakciókat, pl. az aktiválási energia csökkentésével.

## Az oxidáció és a redukció fogalma



A reakcióban egy magnéziumatom 2 elektront adott át az oxigénatomnak.



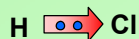
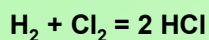
A reakcióban egy magnéziumatom 2 elektront adott át a két klóratomnak.

Az egyesülési reakció közben a kis elektronegativitású magnézium két vegyértékelektronját az oxigén-, illetve a klóratomoknak adja át. A folyamatban közös szerkezeti változás, hogy a magnéziumatomokról **elektronok szakadnak le**, a molekulák kovalens kötéseinek felszakadásával képződő nemfématomok pedig **elektront vesznek fel**.

**Oxidációnak nevezzük az elektronleadással, redukciónak az elektronfelvétellel járó folyamatokat.**

A fentiekből következően **az oxidáció és a redukció elválaszthatatlan egymástól**. Miközben az egyik anyag (pl. a magnézium) oxidálódik, egy másik anyag (pl. az oxigén vagy a klór) redukálódik.

## Az oxidációs szám



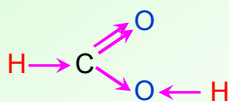
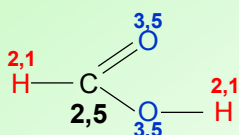
**EN: 2,1      3,0**

A nem ionos szerkezetű anyagokban az oxidációt elektronleadás helyett **részleges elektronátadással** értelmezhetjük. A sósav molekulájában a kisebb elektronegativitású hidrogén kevésbé részesedik a kötő elektronpárból, mint a klór, így az elemi állapothoz képest a hidrogén tekintendő oxidáltabbnak (elektronhiányosabbnak). A klór nagyobb elektronvonzó képessége miatt elektronban gazdagabb, azaz redukáltabb, mint elemi állapotban volt.

A kötő elektronpárt a nagyobb elektronegativitású atomhoz rendeljük, és annak oxidációs száma 1-gyel csökken, a másik atomé pedig 1-gyel növekszik.

**Oxidációnak nevezzük az oxidációs szám növekedésével, redukciónak az oxidációs szám csökkenésével járó folyamatokat.**

Az oxidációs számot minden kötésre egyenként kell értelmezni. Egy atom oxidációs száma egy molekulában az összes kötésben megállapított oxidációs számainak összege.



Oxigén:	-2
Oxigén:	-2
Hidrogén:	+1
Hidrogén:	+1
Szén:	-1+1+2 = +2

## Az oxidációs szám megállapítását segítő szabályok

Egy semleges részecske (atom, molekula) oxidációs száma nulla.

Egy molekulában az oxidációs számok összege nulla.

Egy töltéssel rendelkező részecske (ion) oxidációs száma egyenlő az ion töltésével.

Egy ionban az oxidációs számok összege egyenlő az ion töltésével.

Jellemző oxidációs számok (vegyületekben):

Oxigén: -2 kivéve a peroxidokban, ahol -1 ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )

Hidrogén: +1 kivéve a fém-hidridekben, ahol -1

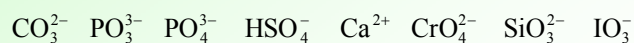
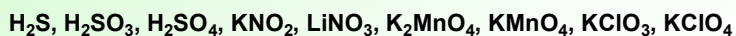
Halogenidek (F<sup>-</sup> Cl<sup>-</sup> Br<sup>-</sup> I<sup>-</sup>) -1

Alkáli fémek (I. főcsoport) +1

Alkáli földfémek (II. főcsoport) +2

A főcsoportok elemeinek maximális oxidációs száma egyenlő a főcsoport számával, minimális oxidáció száma pedig a főcsoport szám mínusz 8.

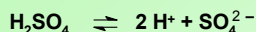
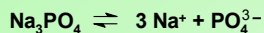
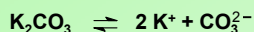
**Feladatok:** megállapítandó a következő képletekben szereplő atomok oxidációs száma:



## Kémiai reakciók csoportosítása

### Ionok képződése az oldatokban

A vizes oldatokban az anyagok gyakran töltéssel rendelkező részecskékre, azaz ionokra esnek szét, azaz **disszociálnak**. A reakciók tehát az ionok között játszódnak le.



A disszociáció során olyan oldatok keletkeznek, melyek pozitív **kationokat** és negatív **anionokat** tartalmaznak.

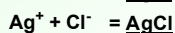
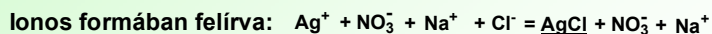
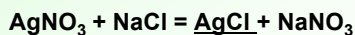
Az ilyen oldatok neve: **elektrolit**.

A disszociáció lehet részleges vagy teljes. Ha a disszociáció nagy mértékű, akkor **erős elektrolitról**, ha kis mértékű, akkor **gyenge elektrolitról** beszélünk.

## 1. Elektronátmenet nélküli reakciók

### 1.1 Csapadékképződéssel járó reakciók

Csapadékképződéssel jár egy folyamat, ha a reagáló ionok olyan vegyületet képeznek, amely rosszul oldódik, ezért a folyadékfázisból **szilárd formában** kiválik.

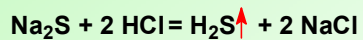




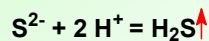
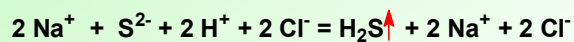
## Kémiai reakciók csoportosítása

### 1.2 Gázfejlődéssel járó reakciók

Gázfejlődéssel jár egy folyamat, ha a reagáló ionok olyan vegyületet képeznek, amely halmazállapota az adott körülmények között gáz, ezért a folyadékfázisból **gáz formában** kiválik.

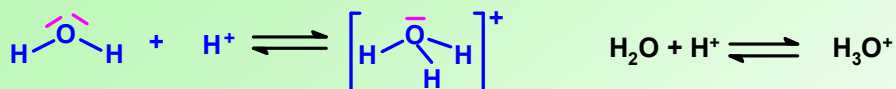


Ionos formában felírva:



## Kémiai reakciók csoportosítása

### 1.3 Sav-bázis (protolitikus) reakciók A pH fogalma



A víz poláros molekula, az oxigén nemkötő elektronpárjai felül a molekula részlegesen negatív töltésű. A nemkötő elektronpár protont képes megkötni. Mivel a vízben szabad protonok nincsenek, ez csak egy másik vízmolekulától származhat. Ez az **autoprotolízis**.



A tiszta vízben az oxónium és a hidroxidionok száma azonos. Az autoprotolízis igen kis mértékű. **1 dm<sup>3</sup> tiszta vízben 10<sup>-7</sup> mol** hidroxidion és ugyanennyi oxóniumion van jelen. Vagyis a koncentrációk:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

A **pH** (*pondus Hydrogenii, hidrogénion-kitevő*) egy dimenzió nélküli mennyiség, mely egy adott oldat **kémhatását** jellemzi. Híg vizes oldatokban a pH egyenlő a **hidroxóniumion-koncentráció** tízes alapú logaritmusának mínusz egyszeresével.

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \quad \text{pH} < 7 \text{ savas kémhatás} \quad \text{pH} > 7 \text{ lúgos kémhatás}$$

A pH fogalmát **Søren Peter Lauritz Sørensen** (1868–1939) dán biokémikus vezette be.

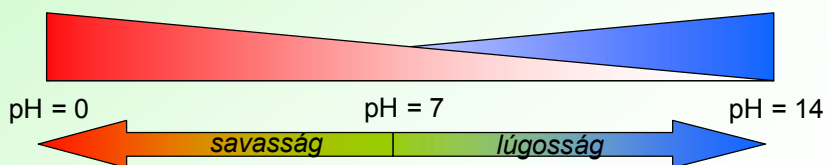
### Elektronátmenet nélküli reakciók. A pOH fogalma

A *pH*-hoz hasonlóan definiálhatjuk a *pOH*-t is. Híg vizes oldatokban a *pH* egyenlő a **hidroxóniumion-koncentráció** tízes alapú logaritmusának mínusz egyszeresével:

$$pOH = \lg c(OH^-)$$

A vízben az oxónium és a hidroxidion koncentrációkból képzett *pH* és *pOH* összege mindig 14.

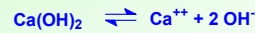
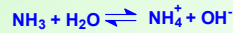
$c(HCl) = c(H_3O^+) \text{ mol/dm}^3$	<i>pH</i>	<i>pOH</i>
1 = $10^0$	0	14
0,1 = $10^{-1}$	1	13
0,01 = $10^{-2}$	2	12
0,001 = $10^{-3}$	3	11
0,0001 = $10^{-4}$	4	10
0,00001 = $10^{-5}$	5	9
0,000001 = $10^{-6}$	6	8



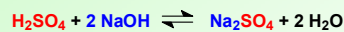
## A sav és a bázis fogalma vizes közegben

Svante August Arrhenius (1858-1927)

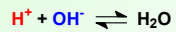
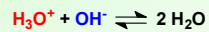
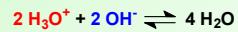
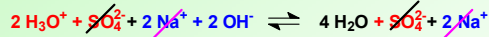
Arrhenius a savakat és bázisokat vizes oldatban megmutatkozó tulajdonságaik alapján jellemezte. Arrhenius elmélete szerint azok a **vegyületek savak**, amelyek a **vizes oldatok hidrogénion-koncentrációját** növelik, **bázisok** pedig azok az **anyagok**, amelyek az **oldatokba hidroxidionokat** juttatnak. Ezzel az elmélettel ma is kitűnően tudjuk értelmezni a vízben oldódó vegyületek sav-bázis jellegét.



Savak és bázisok között **közömbösítési reakció játszódik le, miközben sók keletkeznek.**



A savak és bázisok vizes oldatban disszociálnak:



Minden **sav-bázis** (közömbösítési) **reakció** lényege az **oxónium** és a **hidroxidionok** reakciója, melynek során **víz** keletkezik.

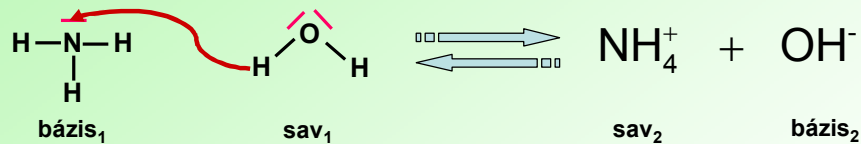
## A sav és a bázis fogalma Bronsted szerint 1.

**J. Nicolaus Bronsted** (ejtsd: Brønsted) (1879-1947) dán tudós kiterjesztette a **sav** és **bázis** fogalmát: az ő elmélete szerint nemcsak **vegyületeknek**, hanem ionoknak is van **sav-bázis** jellegük.

Szerinte mindazon **anyagok** - **molekulák** vagy **ionok** - **savnak** tekinthetők, amelyek **proton** (azaz hidrogénion) **leadására**, **bázisok** viszont azok, amelyek **proton felvételre** képesek.

Példák a Bronsted-elmélet értelmezésére

Ammónia és víz reakciója:

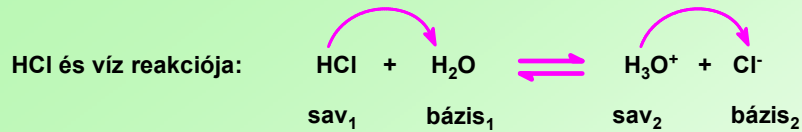


Az ammóniamolekula **protont vesz** fel egy **víz**molekulától, vagyis az **ammónia bázisként**, a **víz savként** viselkedik.

Az előzővel ellentétes folyamatban a képződő **ammóniumion** **protonleadásra** képes, vagyis **sav**. A vízmolekulából visszamaradó **hidroxidion** felveheti az ammóniumion által leadott protont, vagyis a **hidroxidion bázis**.

Mindezek alapján egyszerre két **sav-bázis párt** is felírhatunk. Az összetartozó párok azonos számmal vannak jelölve.

## A sav és a bázis fogalma Bronsted szerint 2.

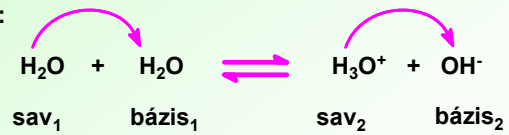


Az hidrogén-klorid molekula **protont ad le** a vízmolekulának, vagyis a **hidrogén-klorid savként**, a **víz bázisként** viselkedik.

Az előzővel ellentétes folyamatban a képződő **oxóniumion protonleadásra** képes, vagyis **sav**. A **kloridion** felveheti az oxóniumion által leadott protont, vagyis a **kloridion bázis**.

Mindezek alapján egyszerre két **sav-bázis párt** is felírhatunk. Az összetartozó párok azonos számmal vannak jelölve.

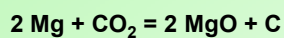
A víz autoprotolízisének értelmezése:



Az egyik vízmolekula **savként**, a másik **bázisként** viselkedik. A képződő **oxóniumion protonleadásra** képes, vagyis **sav**. A **hidroxidion** felveheti az oxóniumion által leadott protont, vagyis a **hidroxidion bázis**.

## Az oxidációszám-változással járó reakciók Redukció és oxidáció

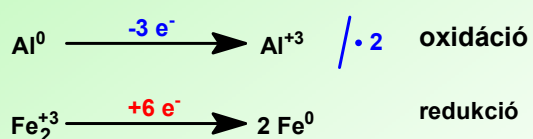
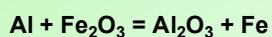
Az oxidáció és a redukció mindig egyidejűleg végbemenő folyamat.



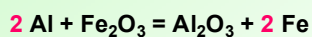
A folyamatban a magnézium oxidációs száma növekedett, tehát a magnézium oxidálódott, ez tehát a redukálószer.

A folyamatban a szén-dioxid szénatomjának oxidációs száma csökkent, tehát a szén redukálódott, ez tehát a oxidálószer.

A redoxifolyamatban az egyik anyag oxidációs száma növekszik, míg a másiké csökken. Az oxidációszámok-változások algebrai összege mindig zérus. Ez használjuk ki a redoxi-egyenletek rendezésére. Rendezzük a következő egyenletet:

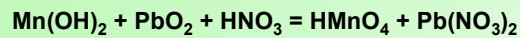


Az alumíniumot meg kell kettővel szorozni, hogy az oxidációs szám növekedés és csökkenés azonos legyen. Ezért az egyenletben az alumínium és a vas együtthatója is **2**.

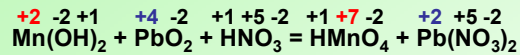


## Az oxidációs szám-változással járó reakciók rendezésének lépései

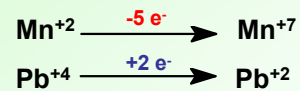
1. A reakciót minőségileg jól kell felírni. Legalább azok az anyagok szerepeljenek, amelyekben változik az oxidációs szám.



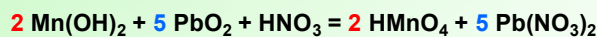
2. Állapítsuk meg az atomok oxidációs számait, és válasszuk ki azokat, amelyeknél változást tapasztalunk.



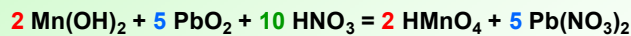
3. Írjuk fel az oxidációt és a redukciót kifejező folyamatokat:



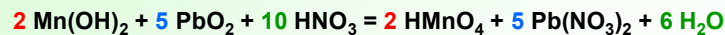
4. Használjuk fel az egyenletben megállapított együtthatókat:



5. Egészítsük ki a salétromsav együtthatóját! 5 mol ólom-nitráthoz 10 mol salétromsav kell:



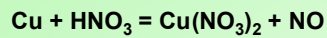
6. Ellenőrizzük a bal- és jobboldalt. Láthatjuk, hogy a baloldalon 12 hidrogénnel és 6 oxigénnel több van. Ezért egészítsük ki a jobboldalt 6 mol vízzel:



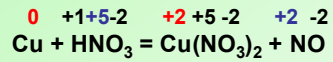


## Az oxidációs szám-változással járó reakciók rendezésének lépései

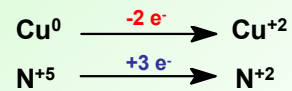
1. A reakciót minőségileg jól kell felírni. Legalább azok az anyagok szerepeljenek, amelyekben változik az oxidációs szám.



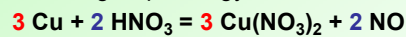
2. Állapítsuk meg az atomok oxidációs számait, és válasszuk ki azokat, amelyeknél változást tapasztalunk.



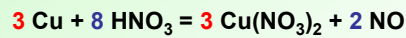
3. Írjuk fel az oxidációt és a redukciót kifejező folyamatokat:



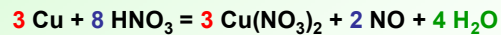
4. Használjuk fel az egyenletben megállapított együtthatókat:



5. A jobboldalon van 6 olyan nitrátion, amelyben a nitrogén oxidációs száma nem változott. Ezzel korrigálni kell a baloldalon a salétromsav együtthatóját:

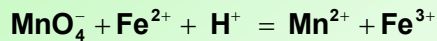


6. Ellenőrizzük a bal- és jobboldalt. Láthatjuk, hogy a baloldalon 8 hidrogénnel és 4 oxigénnel több van. Ezért egészítsük ki a jobboldalt 4 mol vízzel:

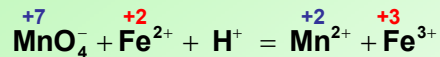


### Az oxidációs szám-változással járó reakciók rendezésének lépései

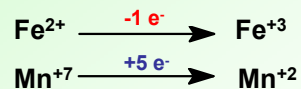
1. A reakciókat ionos formában is fel lehet írni. Az egyenletben csak azokat az oxidációs számokat kell feltüntetni, amelyek változnak.



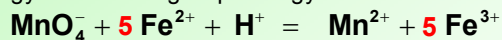
2. Állapítsuk meg az atomok oxidációs számait, és válasszuk ki azokat, amelyeknél változást tapasztalunk.



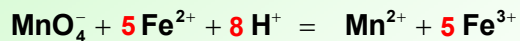
3. Írjuk fel az oxidációt és a redukciót kifejező folyamatokat:



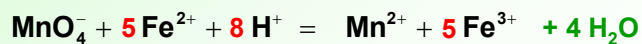
4. Használjuk fel az egyenletben megállapított együtthatókat:



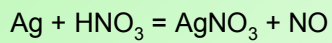
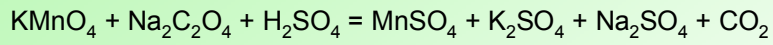
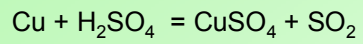
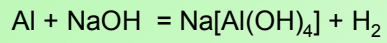
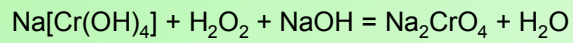
5. Az egyenletekben nem csak az anyagmennyiségeknek, hanem a töltéseknek is egyezniük kell. Ezért a töltések összegét a baloldalon is +17-re kell kiegészíteni. Ezért a hidrogénion együtthatója 8 lesz:



6. Ellenőrizzük a bal- és jobboldalt. Láthatjuk, hogy a baloldalon 8 hidrogénnel és 4 oxigénnel több van. Ezért egészítsük ki a jobboldalt 4 mol vízzel:



## Gyakorlás



Írjuk fel és rendezzük a fenti egyenleteket ionegyenlet formájában is!