

A halogénelemek és szervesetlen vegyületeik – középszint

A klór kristályrácsának típusa molekularács.	
Milyen kölcsönhatás tartja össze a klórmolekulákat szilárd halmazállapotban?	Diszperziós kölcsönhatás
A klór színe, szaga, halmazállapota (standard nyomáson és 25 °C-on), levegőhöz viszonyított sűrűsége	sárgászöld, szúrós szagú gáz, a levegőnél nagyobb sűrűségű
Miért nagyobb a sűrűsége a klórgáznak azonos állapotú levegőnél?	Mert azonos állapotú gázok esetén minél nagyobb a gáz moláris tömege, annál nagyobb a sűrűsége (Avogadro törvénye miatt). A klór moláris molekulatömege 71 g/mol, míg a levegő átlagos moláris tömege 29 g/mol.
A klórt szájával felfelé tartott kémcsőben fogjuk fel, mert sűrűsége a levegő sűrűségénél nagyobb .	
A klór apoláris oldószerekben jól oldódik, mert molekulái apolárisak .	megjegyzés: hasonló a hasonlóban oldódik elv alapján
A klór vízben jól oldódik, mert kémiai reakció megy végbe a klór-és vízmolekulák között .	
A klór oldódása vízben (egyenlet)	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$
A HOCl neve hipoklórossav	
A hipoklórossav képlete HOCl	
A klór fertőtlenítő és baktériumölő hatásának oka: oxidálószer	
Semmelweis Ignác magyar szülészorvos a klór fertőtlenítő hatását kihasználva alkalmazta azt a gyermekágyi láz visszaszorításában .	
A klór fémekkel való reakcióiban oxidálószerként viselkedik.	
A klór reakciója nátriummal (egyenlet) $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$	
A klór reakciója vassal (egyenlet) $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$	Megjegyzés: mivel a klór erőlyes oxidálószer, ezért vas(III)-ionok keletkeznek
A klór reakciója hidrogénnel (egyenlet) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$	
Mi a klórdurranógáz?	Hidrogén-és klórgáz 1:1 térfogatarányú elegye
A klór és a hidrogén reakciója bekövetkezik hevítés vagy UV fény hatására .	
A klór és hidrogén reakciója (sebesség, hőszínezet)	robbanásszerű, exoterm
A jód keményítővel kék színreakciót ad.	
A klór élettani hatása és ennek oka	mérgező, mert oxidálószer

A klór oxidáló hatása révén roncsolja a festékeket, ezért a textilipar színtelenítésre használja.	
A klór oxidáló hatása révén fertőtleníti, ezért baktériummentesítésre, ivóvíz-és szennyvíztisztításra használják.	
A klór elemi állapotban egyedül vulkáni gázokban fordul elő.	
A klór legelterjedtebb vegyülete a nátrium-klorid.	
Miért nem szabad savat (bármilyen sav lehet) és hipót összeönteni?	Mert mérgező klórgáz fejlődik.
A hidrogén-klorid molekula polaritása	poláris
A hidrogén-klorid rács típusa molekularács.	
A hidrogén-klorid rácsát összetartó kölcsönhatás szilárd halmazállapotban	Dipólus-dipólus kölcsönhatás
A hidrogén-klorid színe, szaga, halmazállapota (standard nyomáson és 25 °C-on), levegőhöz viszonyított sűrűsége	Színtelen, szúrós szagú gáz, a levegőnél nagyobb sűrűségű (nagyobb a moláris tömege az azonos állapotú levegőénél)
A hidrogén-kloridot szájával felfelé tartott kémcsőben fogjuk fel, mert sűrűsége a levegő sűrűségénél nagyobb.	
A hidrogén-klorid vízoldhatósága kitűnő.	
A hidrogén-klorid vizes oldatának neve	sósav
A hidrogén-klorid vízoldhatóságának oka: Molekulái polárisak, illetve kémiai reakcióba is lépnek a vízmolekulákkal.	
A hidrogén-klorid vízzel való reakciója (egyenlet)	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
A hidrogén-klorid vizes oldatának kémhatása savas.	
Mivel bizonyíthatjuk a hidrogén-klorid kitűnő vízoldhatóságát?	Szökőkút kísérlettel.
A hidrogén-klorid vizes oldatának neve sósav.	
A sósav savelőssége	erős
Milyen fémekkel reagál a sósav?	A negatív standardpotenciálú fémekkel.
A sósav rézzel nem lép reakcióba , mert a réz pozitív standardpotenciálú.	
A sósav cinkkel reakcióba lép , mert a cink negatív standardpotenciálú.	
A sósav cinkkel való reakciója (egyenlet)	$\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
A cink és sósav reakciója részecskeátmenet szempontjából redoxireakció/elektronátmenettel járó reakció.	megjegyzés: a cink oxidálódik, elektront ad le, a hidrogénionok redukálódnak, elektront vesznek fel
A sósav negatív standardpotenciálú fémekkel hidrogént fejleszt.	

A sósav és nátrium-hidroxid reakciója (egyenlet)	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
A sósav és nátrium-hidroxid reakciója részecskeátmenet szempontjából sav-bázis reakció/protonátmenettel járó reakció.	
A sósav és a kalcium-oxid reakciója (egyenlet)	$\text{CaO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
A sósav fém-oxidokkal való reakciója során fém-klorid és víz keletkezik.	
Mit tapasztalunk, ha ammóniát és hidrogén-klorid-gázt egymással reagáltatunk?	Fehér füst (a levegőben finoman eloszlatott szilárd anyag) képződik.
A hidrogén-klorid és az ammónia reakciója (egyenlet)	$\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
A hidrogén-klorid és ammónia reakciója részecskeátmenet szempontjából sav-bázis reakció/protonátmenettel járó reakció.	
A sósav reakciója mészkővel (egyenlet)	$\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ megjegyzés: az erősebb sav (sósav) kiszorítja a gyengébbet (szénsav) a sójából
A hidrogén-klorid a természetben vulkáni gőzökben , és sósavként az ember-és az emlősök gyomornedvében is megtalálható.	
Milyen szerepet játszik a sósav az emberi és állati gyomorban?	Az elfogyasztott fehérjék lebontását végzi.
A hidrogén-klorid élettani hatása	mérgező
A sósavat a háztartásokban vízkezelésre használják.	
A nátrium-klorid hétköznapi nevei	kősó, konyhasó
A konyhasó rács típusa ionrács.	
A konyhasó színe, szaga, halmazállapota (standard nyomáson és 25 °C-on), vízoldhatósága	Színtelen (fehér színű), szagtalan, szilárd anyag, vízben jól oldódik
Miért oldódik jól a kősó vízben?	Mert ionrácsos kristályokból áll, melyek vízben ionjaikra bomlanak, melyet az ionok hidratációja követ.
Miért magas a kősó olvadáspontja?	Mert ionrácsos anyag, a rácspontokban lévő ionok közötti erős, elsőrendű ionkötések felszakításához nagy energia szükséges.
A kősó a természetben a tengerekben, óceánokban fordul elő legnagyobb mennyiségben.	
A nátrium-kloridot az ipar elsősorban nátriumvegyületek és fémnátrium előállítására, illetve élelmiszerek tartósítására használja.	
A nátrium-hidroxid-oldat és klórgáz reakciója (egyenlet)	$2 \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{NaOCl} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
A hipó hatóanyagának neve	nátrium-hipoklorit

A NaOCl neve	nátrium-hipoklorit
A nátrium-hipoklorit képlete	NaOCl
A hipó előállításának egyenlete	$2 \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{NaOCl} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
A hipó kémhatása lúgos .	
A hipó oxidáló hatása révén fertőtlenít, ezért baktériummentesítésre, ivóvíz-és szennyvíztisztításra használják.	
A hipó oxidáló hatása révén roncsolja a festékeket, ezért a textiliparban és a háztartásokban színtelenítésre használják.	
A hipó oldatában lévő hipoklórossav révén oxidál.	
A hipó rendkívül erős oxidálószer .	
A hipó és sav reakciójakor mérgező klórgáz szabadul fel, ezért nem szabad összeönteni hipót savval!	

A halogénelemek és szervesetlen vegyületeik – emelt szint

A halogénelemek rácstípusa molekularács .	
Milyen kölcsönhatás tartja össze a halogénelemek molekuláit szilárd halmazállapotban?	Diszperziós kölcsönhatás
A fluor színe, szaga, halmazállapota (standard nyomáson és 25 °C-on)	zöldessárga, szúrós szagú gáz
A bróm színe, szaga, halmazállapota (standard nyomáson és 25 °C-on)	vörösbarna, szúrós szagú folyadék
A jód színe, szaga, halmazállapota (standard nyomáson és 25 °C-on)	szürke, a szublimáció során keletkező jódgőzök miatt szúrós szagú szilárd anyag
A jódgőzök színe lila/ibolya .	
Mi az oka a halogénelemek színmélyülésének a főcsoporton belül? (A fluor zöldessárga, a jód viszont már szürke színű.)	A nagyobb rendszámú halogének molekulái nagyobb méretűek, így elektronrendszerük is könnyebben gerjeszthető. (Egyre többféle hullámhosszú fénysugarat képesek elnyelni.)
A halogének olvadás-és forráspontja a főcsoporton belül fentről lefelé nő , mert a molekulák közötti diszperziós kölcsönhatás erőssége a molekulák méretének növekedésével nő .	megjegyzés: a nagyobb molekulák elektronrendszere könnyebben polarizálható, így az indukált dipólusok könnyebben jönnek létre (amely a diszperziós kölcsönhatás alapja)
A halogénelemek élettani hatása elemi állapotban és ennek oka	Mérgezőek, mert oxidálószeresek.

A halogénelemek apoláris oldószerekben jól oldódnak, mert molekuláik apolárisak .	megjegyzés: hasonló a hasonlóan oldódik elv alapján
A halogénelemek vízben kis mértékben (a halogéntől függően) oldódnak, mert kémiai reakció megy végbe a halogén-és vízmolekulák között .	
A bróm oldódása vízben (brómos víz készítése) (egyenlet)	$\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HBr} + \text{HOBr}$
A HOBr neve	hipobrómosav
A jód oldódása vízben (egyenlet)	$\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HI} + \text{HOI}$
A HOI neve	hipojódossav
A Lugol-oldat kálium-jodidos jódoldat (KI+I₂) .	
A Lugol-oldat színe vörösbarna .	
A jód oldhatósága kálium-jodid jelenlétében nő, mert a jód molekulák komplex iont képeznek a jodidionokkal .	Megjegyzés: a komplex ionok jól oldódnak vízben
A jód reakciója jodidionokkal (Lugol-oldat) (egyenlet)	$\text{I}_2 + \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_3^-$
A jód oxigénmentes szerves oldószerekben lila színnel oldódik.	
A jód oxigéntartalmú szerves oldószerekben barna színnel oldódik.	
A bróm szerves oldószerekben barna színnel oldódik.	
A bróm nátrium-hidroxid-oldattal való reakciója (egyenlet)	$2 \text{NaOH} + \text{Br}_2 \rightleftharpoons \text{NaOBr} + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
A bróm nátrium-hidroxid-oldattal való reakciója (egyenlet)	$2 \text{NaOH} + \text{I}_2 \rightleftharpoons \text{NaOI} + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
A halogének hidrogénnel való reakciója a rendszám növekedésével csökken .	
A fluor hidrogénnel már sötétben, alacsony hőmérsékleten is robbanásszerűen reagál.	
A bróm és a jód hidrogénnel – a fluorral és a klórral ellentétben – csak magasabb hőmérsékleten lép reakcióba. A reakció egyensúlyra vezet.	
Semmelweis Ignác magyar szülészorvos a klór fertőtlenítő hatását kihasználva alkalmazta azt a gyermekágyi láz visszaszorításában .	
A halogénelemek oxidálóképessége a rendszám növekedésével csökken , mert elektronegativitásuk/standardpotenciáljuk csökken .	
A jód alkoholos oldatának neve jódtinktúra .	
A jódtinktúra fertőtlenítő hatásának oka a jód oxidáló hatása .	
A jód reakciója alumíniummal (egyenlet)	$2 \text{Al} + 3 \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{AlI}_3$
A bróm reakciója magnéziummal (egyenlet)	$\text{Mg} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{MgBr}_2$

A halogének fémekkel való reakciójában a halogén oxidálószerként viselkedik.	
A nagyobb standardpotenciálú halogénelem képes oxidálni a kisebb standardpotenciálú halogenidionokat.	
A klór reakciója bromidionokkal (egyenlet)	$\text{Cl}_2 + 2 \text{Br}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{Br}_2$
A klór reakciója jodidionokkal (egyenlet)	$\text{Cl}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{I}_2$
A bróm reakciója jodidionokkal (egyenlet)	$\text{Br}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Br}^- + \text{I}_2$
Végbemege-e az alábbi reakció? Miért/Miért nem? $\text{Cl}_2 + 2 \text{Br}^- \rightarrow$ Igen, mert a klór standardpotenciálja nagyobb, mint a brómé/a klór erősebb oxidálószer, mint a bróm.	
Végbemege-e az alábbi reakció? Miért/Miért nem? $\text{Br}_2 + 2 \text{Cl}^- \rightarrow$ Nem, mert a bróm standardpotenciálja kisebb, mint a klóré/ a bróm gyengébb oxidálószer, mint a klór.	
A klór laboratóriumi előállításának egyenlete	$2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl}$ $\rightarrow 2 \text{KCl}$ $+ 2 \text{MnCl}_2$ $+ 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Cl}_2$
A klór képes oxidálni a bromid-és jodidionokat, mert nagyobb a standardpotenciálja a brómnál és a jódnál.	
A klór laboratóriumi előállításának elve a kloridionok oxidációján alapul.	
Miből állítunk elő klórgázt laboratóriumban?	kálium-permanganát (hipermangán) és tömény sósav
A halogéneket az iparban halogenidek (pl.: nátrium-klorid) vizes oldatának elektrolízisével állítják elő.	
Példák ionos halogenidekre	NaCl, CaCl ₂ , KBr, KI
Példák kovalens halogenidekre	HCl, HBr, HI
Miért alakít ki a fluor kizárólag egy, a klór, bróm és jód több, akár 7 kovalens kötést adott molekulákon belül?	Utóbbi három esetén van lehetőség a már párban lévő vegyértékelektronok gerjesztésére (promóció) hiszen a harmadik periódustól kezdve rendelkezésre állnak a megfelelő d-alhéj üres atompályái is.
A halogénatokban a halogénelemek (csak a klór, a bróm és a jód) oxidációs száma pozitív .	
A fluor oxidációs száma vegyületeiben mindig -1 .	
A klór, a bróm és a jód oxidációs számai vegyületeikben -1-től +7-ig terjedhet.	
A brómot a gyógyszeriparban , illetve a fényképészetben használják fel.	
A jódot a festékiparban , illetve a gyógyászatban, mint fertőtlenítőszer használják fel.	
A fluort a műanyagiparban használják fel pl. teflon gyártására.	

A halogének elemi állapotban a természetben ritkán fordulnak elő.	
A klór vizes oldatának fertőtlenítő hatásának magyarázata (egyenlet)	HOCl → HCl + 'O' megjegyzés: a klór vízben való oldásakor keletkező hipoklórossav bomlékony; bomlásakor atomos oxigén szabadul fel, ami rendkívül erős oxidálószer
A hidrogén-bromid molekula polaritása	poláris
A hidrogén-jodid molekula polaritása	poláris
A hidrogén-fluorid molekula polaritása	poláris
A hidrogén-klorid rács típusa	Molekularács
A hidrogén-fluorid rácsát összetartó kölcsönhatás szilárd halmazállapotban	hidrogénkötés
A hidrogén-bromid rácsát összetartó kölcsönhatás szilárd halmazállapotban	Dipólus-dipólus kölcsönhatás
A hidrogén-jodid rácsát összetartó kölcsönhatás szilárd halmazállapotban	Dipólus-dipólus kölcsönhatás
A hidrogén-halogenidek színe, szaga, halmazállapota (standard nyomáson és 25 °C-on)	Szintelen, szúrós szagú gázok
Mivel magyarázható a hidrogén-fluorid kiugró olvadási és forráspontja a többi hidrogén-halogenid közül?	A hidrogén-fluorid molekulái között hidrogénkötések is kialakulnak, míg a többi hidrogén-halogenid molekulái között csak dipólus-dipólus kölcsönhatás kialakulására van lehetőség.
A hidrogén-halogenidek vízoldhatósága kitűnő .	
Milyen fémekkel reagálnak a hidrogén-halogenidek vizes oldata?	A negatív standardpotenciálú fémekkel.
A hidrogén-halogenidek saverőssége a halogénatom rendszámának növekedésével nő , mert minél nagyobb a halogénatom mérete, annál kevésbé vonzza a hidrogént, így az annál könnyebben le tud szakadni hidrogénion formájában.	
A hidrogén-fluorid saverőssége	gyenge
A hidrogén-bromid saverőssége	erős
A hidrogén-jodid saverőssége	erős
A sósav reakciója réz(II)-oxiddal (egyenlet) CuO + 2 HCl → CuCl₂ + H₂O	Megjegyzés: a hidrogén-halogenidek fém-oxidokkal való reakciója fém-halogenidet és vizet eredményez
A hidrogén-bromid oldat reakciója kalcium-oxiddal (egyenlet) CaO + 2 HBr → CaBr₂ + H₂O	Megjegyzés: a hidrogén-halogenidek fém-oxidokkal való reakciója fém-halogenidet és vizet eredményez

A hidrogén-fluorid reakciója szilícium-dioxiddal (egyenlet) $4 \text{HF} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	
Mire használják a hidrogén-fluoridot?	Üvegmaratásra.
Üvegmaratás hidrogén-fluoriddal (egyenlet) $4 \text{HF} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	
A hidrogén-klorid laboratóriumi előállításának egyenlete $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$	
Hogy állítják elő a hidrogén-klorid-gázt laboratóriumban?	Konyhasó és tömény kénsav reakciójával.
Miért tudja a kénsav kiszorítani a szintén erős sósavat a sójából?	Mert a hidrogén-klorid illékonyabb, mint a kénsav.
A hidrogén-kloridot az iparban szerves vegyületek (pl. alkánok) klórozásának melléktermékeként nyerik.	
A kősó kristályára a 6-os koordinációs szám jellemző.	
Az ezüst-halogenidek vízoldhatósága a halogén rendszámának növekedésével csökken , mert az ezüstionok torzítják, polarizálják a halogenidionok elektronfelhőjét. Ez a polarizációs hatás annál nagyobb, minél nagyobb a halogenidion elektronfelhője. Minél nagyobb a polarizáció, annál inkább kovalensbe hajlik az ionkötés, mely az oldhatóság csökkenését eredményezi.	
Miben mutatkozik meg, hogy az ezüst-halogenidekben a kötés egyre kovalensebbé válik a halogén méretének növekedésével?	Egyre rosszabb az oldhatóság (az ezüst-fluorid jól oldódik, a többi ezüst-halogenid csapadék, az ezüst jodid oldhatósága a legrosszabb) és a vegyület színe mélyül (az ezüst-fluorid színtelen, az ezüst-jodid pedig sárga).
Az ezüst-klorid színe fehér .	
Az ezüst-bromid színe sárgásfehér .	
Az ezüst-jodid színe sárga .	
Mire használták az ezüst-bromidot?	Fotópapírok készítésére.
Miért használták az ezüst-bromidot fotópapírok készítésére?	Mert fényérzékeny, így fény hatására bomlik és elemi ezüst válik ki.
Melyik ezüst-halogenid oldódik legrosszabbul vízben?	Az ezüst-jodid.
Milyen reakció játszódik le, ha ezüst-nitrát-oldathoz sósavat öntünk (ionegyenlet)?	$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{AgCl}_{(\text{sz})}$
Milyen reakció játszódik le, ha ezüst-nitrát-oldathoz nátrium-klorid-oldatot öntünk (ionegyenlet)?	$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{AgCl}_{(\text{sz})}$
Milyen reakció játszódik le, ha ezüst-nitrát-oldathoz jodidionokat tartalmazó oldatot öntünk (ionegyenlet)?	$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{I}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{AgI}_{(\text{sz})}$

Milyen reakció játszódik le, ha ezüst-nitrát-oldathoz bromidionokat tartalmazó oldatot öntünk (ionegyenlet)?	$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Br}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{AgBr}_{(\text{sz})}$
Az ezüst-klorid csapadék ammóniaoldatban feloldódik (ionegyenlet)	$\text{AgCl} + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \text{Cl}^-$
HClO ₂	klórossav
HClO ₃	klórsav
HClO ₄	perklórsav
OCI ⁻	hipoklorit ion
ClO ₂ ⁻	klorit ion
ClO ₃ ⁻	klorát ion
ClO ₄ ⁻	perklorát ion
A hipoklórossav saverőssége	gyenge
A hipó kémhatása lúgos , mert a hipoklorit ionok lúgosan hidrolizálnak.	
A hipó kémhatása (egyenlet)	$\text{OCI}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOCl} + \text{OH}^-$
Sósav és hipó reakciója (egyenlet)	$\text{HCl} + \text{HOCl} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Miért használják fertőtlenítésre és fehéritésre a hipót?	Oxidáló hatása miatt, hiszen a hipóban lévő hipoklórossav bomlásakor atomos (naszcensz) oxigén szabadul fel, mely nagyon erősen oxidál.
A hipó oxidáló hatását bizonyító egyenlet (hipoklórossav bomlása)	$\text{HOCl} \rightarrow \text{HCl} + \text{'O'}$