

DUM č. 19 v sadě

24. Ch-2 Anorganická chemie

Autor: Aleš Mareček

Datum: 26.09.2014

Ročník: 2A

Anotace DUMu: Materiál je určen pro druhý ročník čtyřletého a šestý ročník víceletého studia jako doprovodná prezentace pro výuku a vlastní studium celku halogeny – halogenovodíky, oxidy, kyslíkaté kyseliny a jejich soli.

Materiály jsou určeny pro bezplatné používání pro potřeby výuky a vzdělávání na všech typech škol a školských zařízení. Jakékoliv další využití podléhá autorskému zákonu.



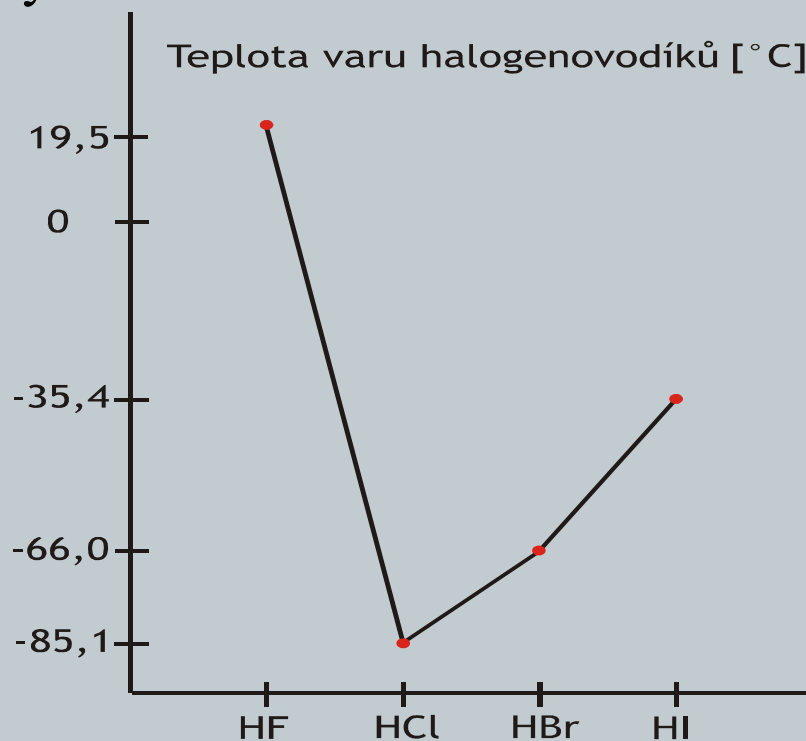
INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Halogeny 2

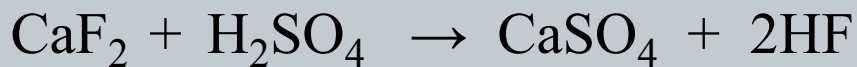
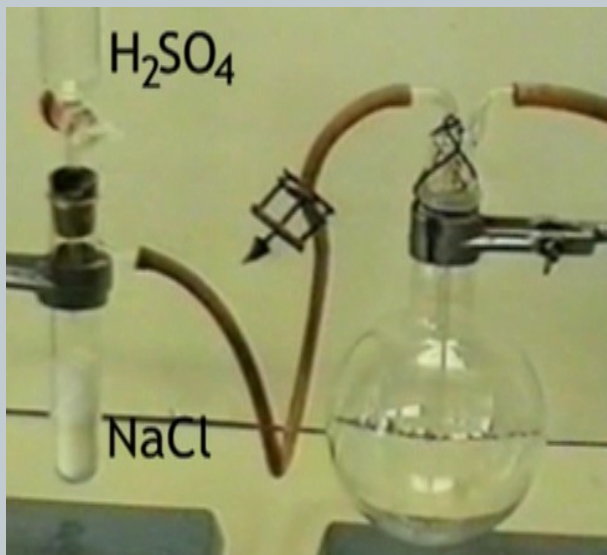
Sloučeniny halogenů

halogenovodíky HX (X = F, Cl, Br, I) jsou bezbarvé, ostře páchnoucí plyny

díky existenci silných vodíkových můstků mezi jeho molekulami, má fluorovodík podstatně vyšší bod varu než ostatní halogenovodíky



fluorovodík a chlorovodík lze připravit reakcí fluoridů a chloridů s kyselinou sírovou



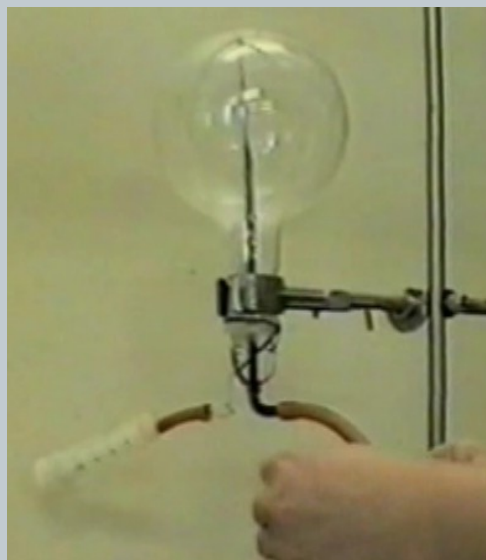
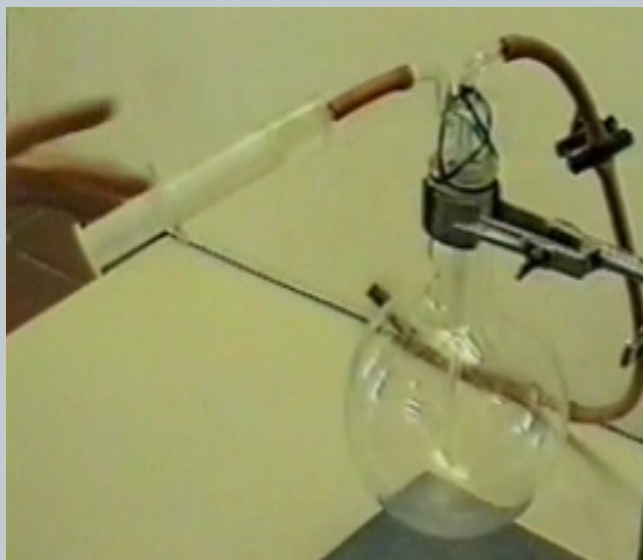
případně



posledně uvedená reakce vystihuje dříve užívaný způsob výroby kyseliny chlorovodíkové – HCl se proto také nazývala kyselina solná

chlorovodík se dobře rozpouští ve vodě

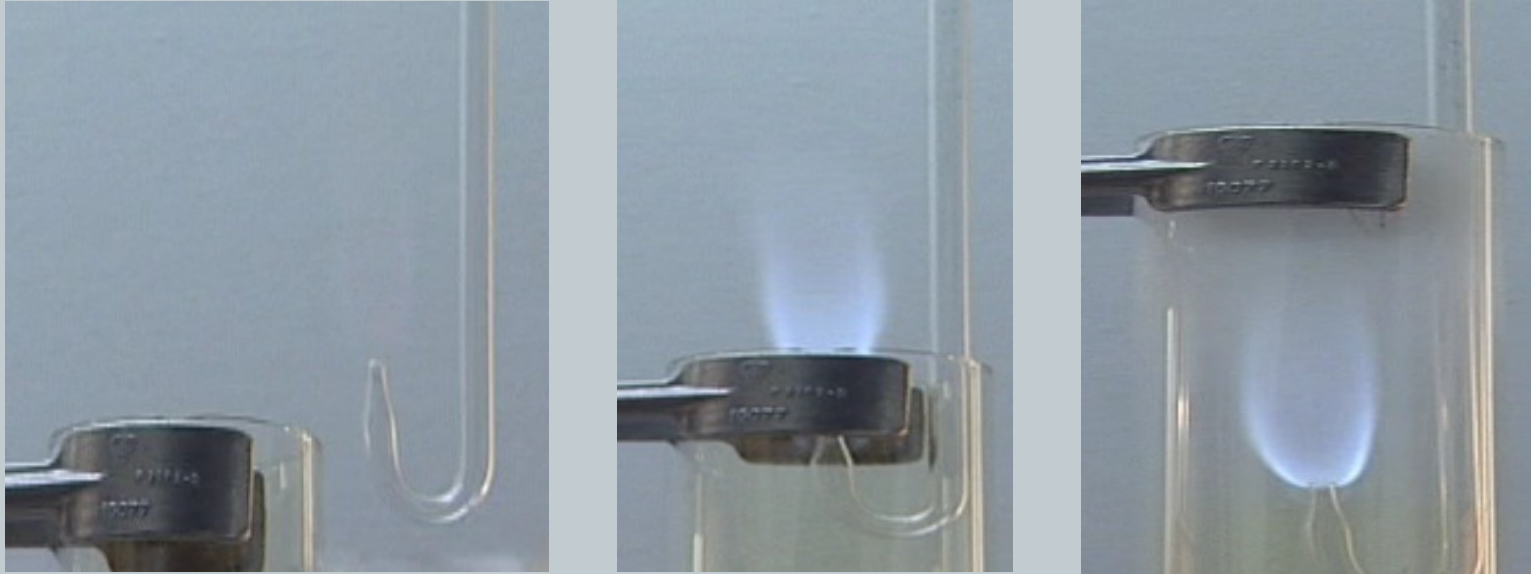
v malém množství vody z injekční stříkačky se rozpustí veškerý chlorovodík z baňky; vzniklý podtlak potom nasává do baňky vodu



dnes se chlorovodík vyrábí přímou syntézou z prvků



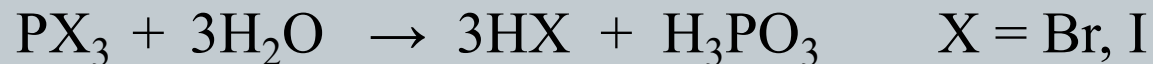
trubice s hořícím vodíkem je vsunuta do válce s chlorem; vzniká chlorovodík



chlorovodík se též získává jako vedlejší produkt při výrobě chlorovaných uhlovodíků

bromovodík a jodovodík z jejich halogenidů konc. H_2SO_4 vytěsnit nelze, protože je kyselina sírová oxiduje na volné prvky

bromovodík a jodovodík se připravují reakcí bromidu nebo jodidu fosforitého s vodou



halogenovodíky se dobře rozpouštějí ve vodě a vzniklé roztoky mají kyselou reakci – označují se jako halogenovodíkové kyseliny

kyselina fluorovodíková je slabá, ostatní halogenovodíkové kyseliny jsou silné; jejich síla roste s rostoucím atomovým číslem halogenu

halogenidy soli halogenovodíkových kyselin se nazývají **halogenidy**

halogenidy se dělí podle struktury na iontové, polymerní a molekulové

a) **iontové halogenidy** jsou halogenidy alkalických kovů, hořčíku a kovů alkalických zemin (vysoké body tání a varu)

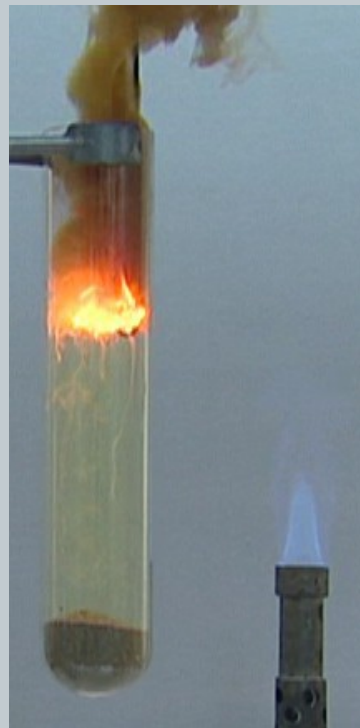
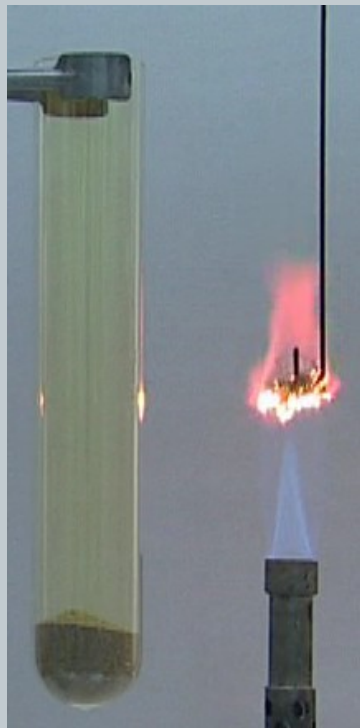
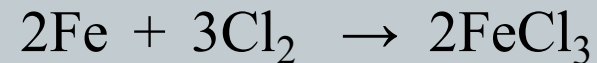
b) **polymerní halogenidy** – atomy halogenů a kovů jsou vázány převážně kovalentními vazbami do řetězců, vrstev a trojrozměrných struktur; patří sem většina chloridů, bromidů a jodidů kovů s vyšší elektronagativitou (nad 1,5) (např. Cu^{II} , Zn^{II} , Fe^{II} , Mn^{II} , Ni^{II})

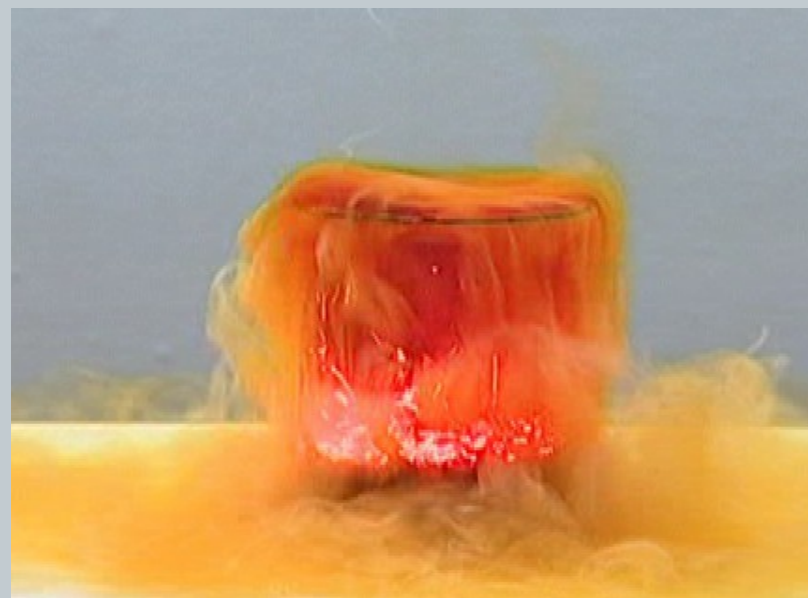
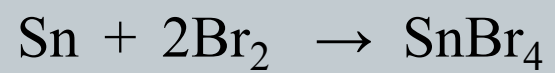
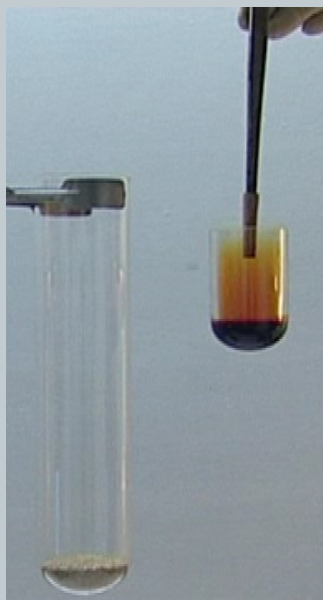
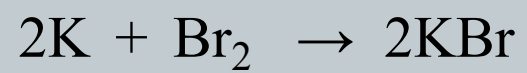
c) **molekulové halogenidy** jsou tvořeny jednotlivými molekulami; atomy halogenu a kovu, polokovu nebo nekovu jsou poutány kovalentními vazbami

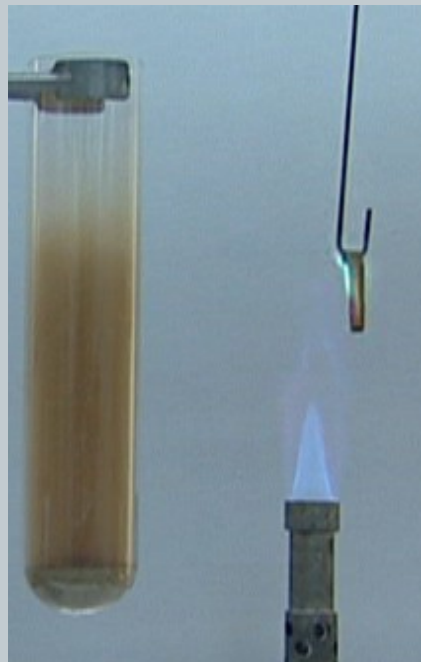
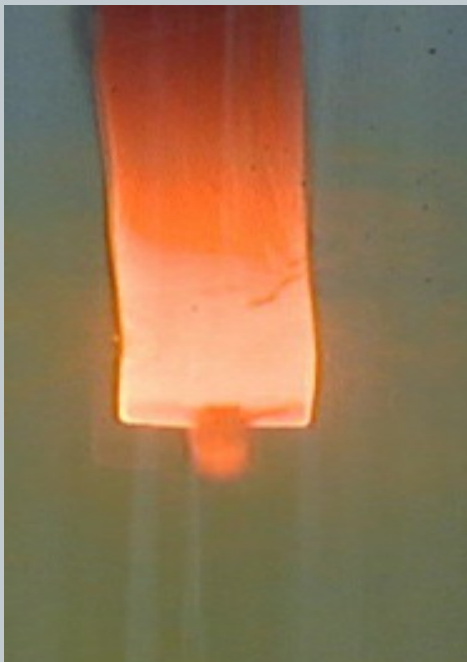
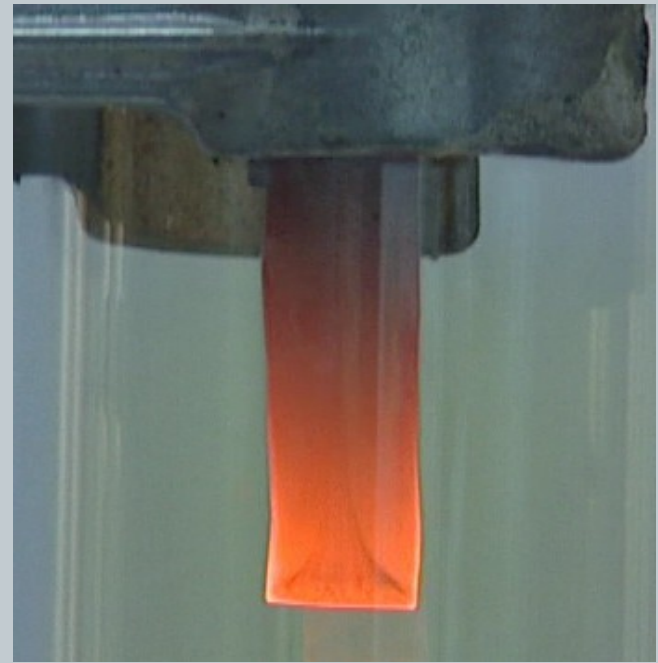
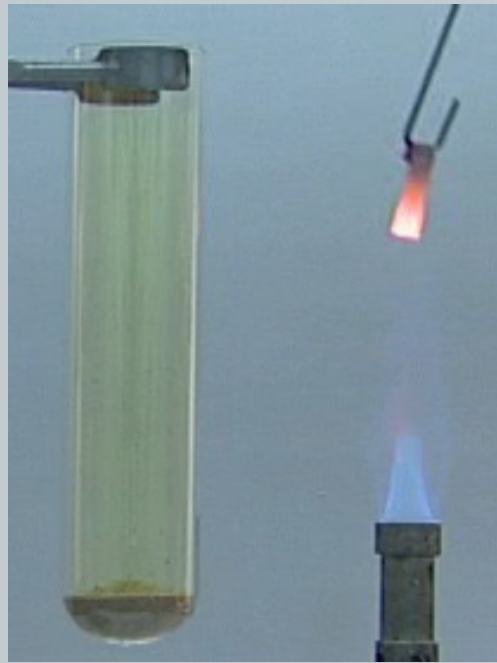
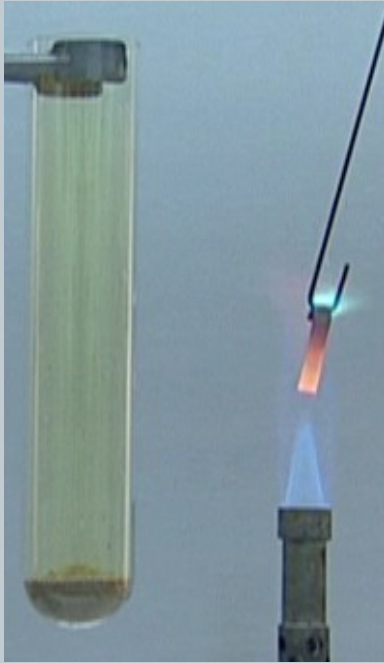
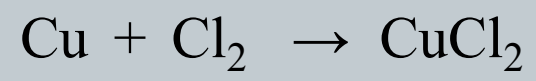
molekulové halogenidy tvoří např. kovy Ti, Sn, Pb, V, W ve vyšších oxidačních stupních a také nekovy a polokovy B, C, Si, N, P, As, S, Se, Te

příprava halogenidů

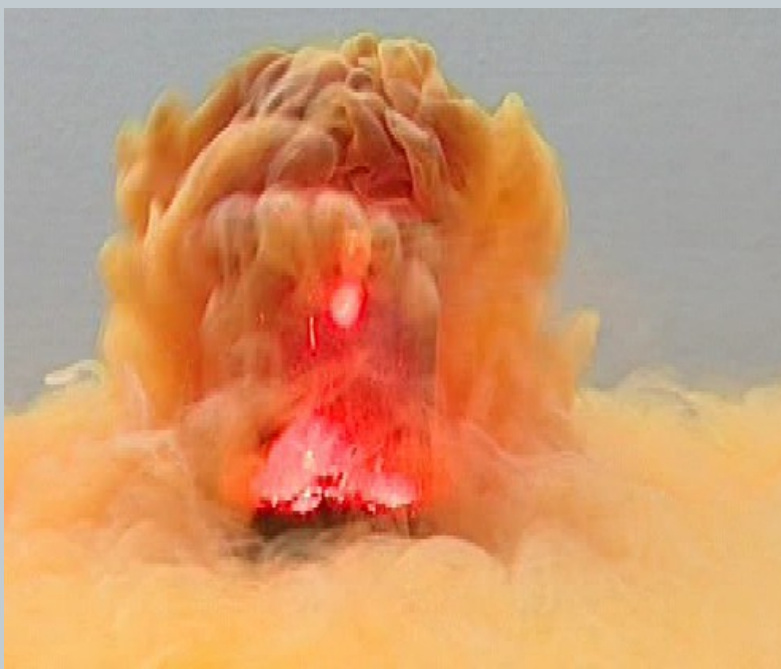
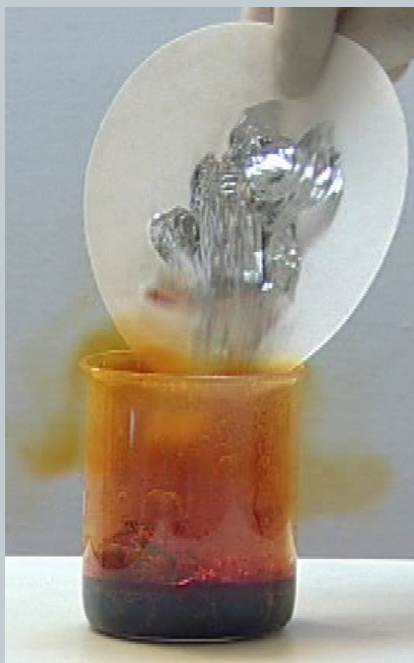
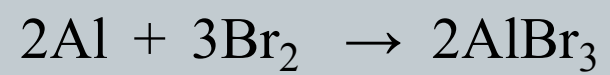
a) přímou syntézou z prvků

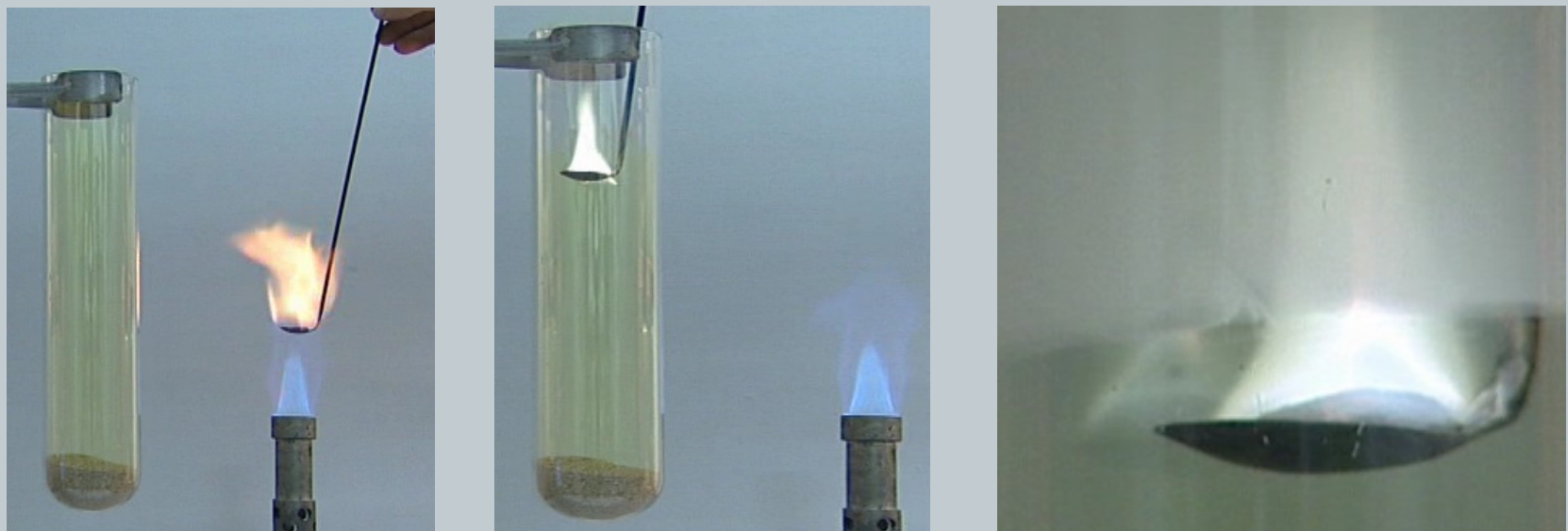
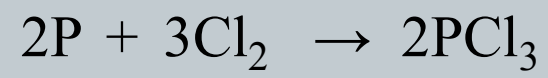
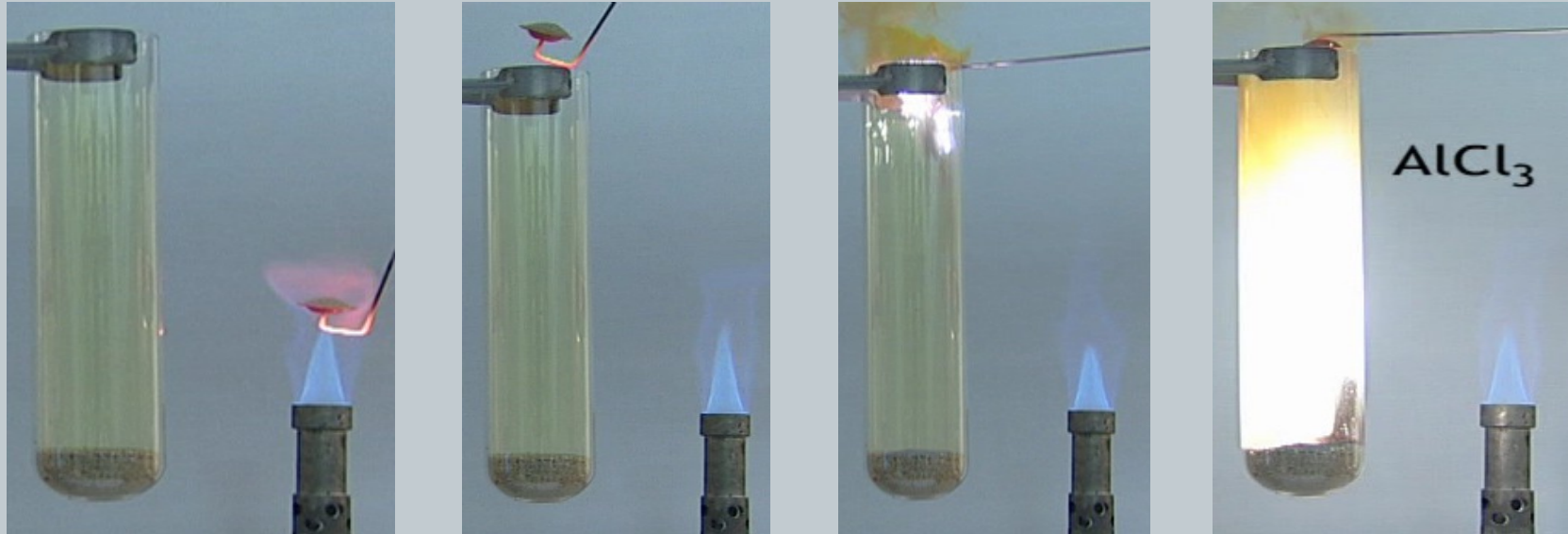
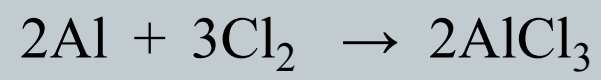




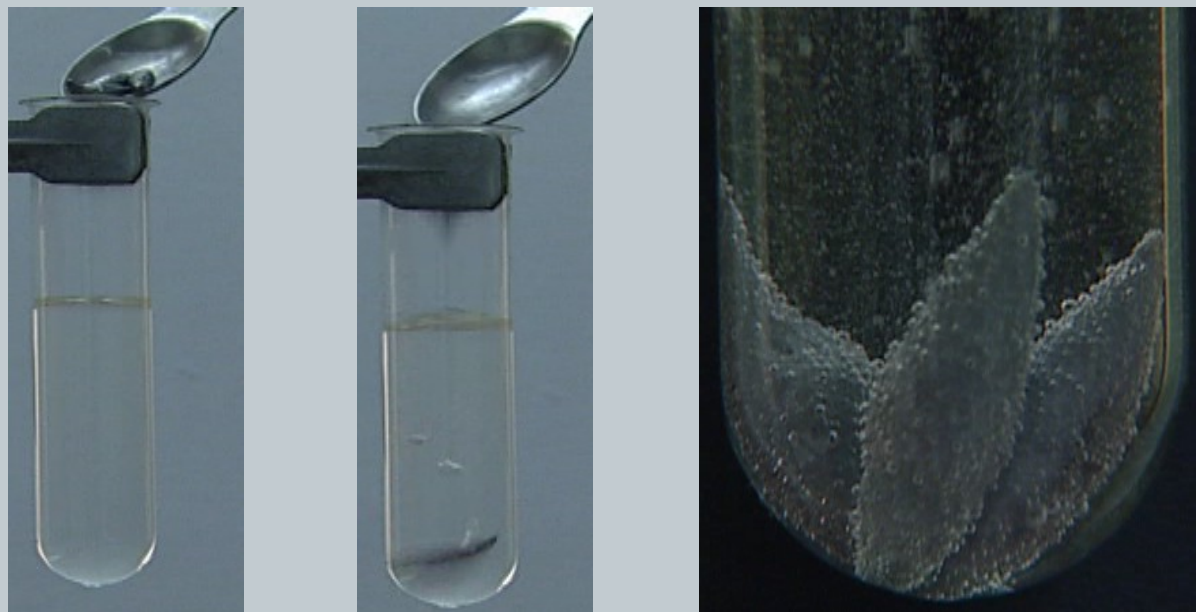
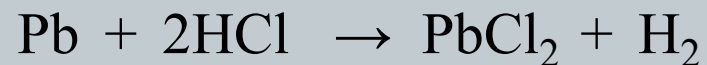


*halogenidy
měďnaté barví
plamen zeleně*

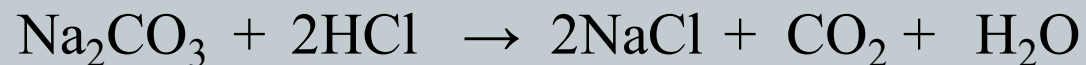
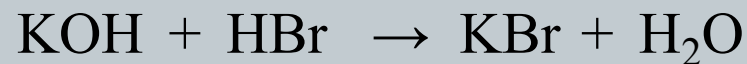
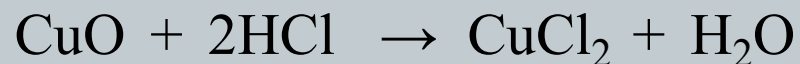




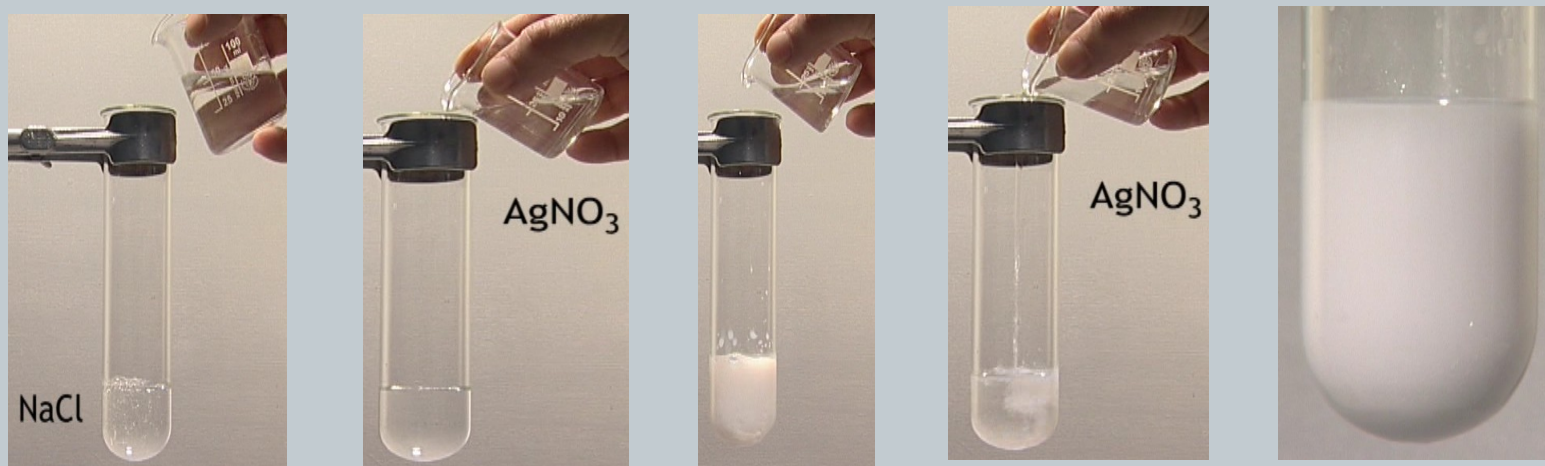
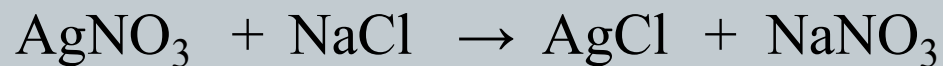
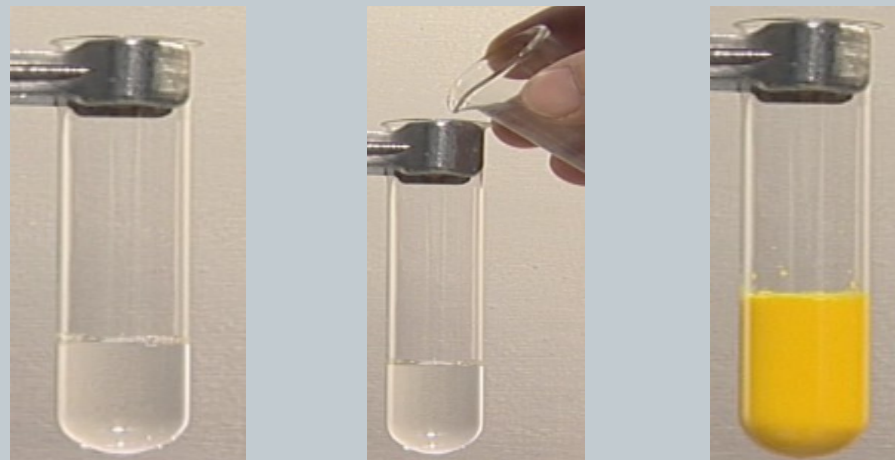
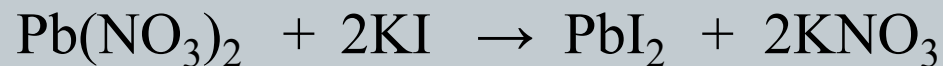
b) rozpouštěním neúšlechtilých kovů v kysedlinách



c) halogenidy lze připravit reakcemi halogenovodíkových kyselin se zásadotvornými nebo amfoterními oxidy, s hydroxidy nebo solemi slabých kyselin



d) málo rozpustné halogenidy se připravují srážecími reakcemi roztoků rozpustných halogenidů nebo halogenovodíkových kyselin s roztoky některých solí



sloučeniny halogenů s kyslíkem

halogeny tvoří s kyslíkem celou řadu sloučenin; nejméně stálé jsou sloučeniny fluoru s kyslíkem a nejstálejší jsou oxidy jodu

sloučenin fluoru s kyslíkem je známá celá řada a ve všech je elektro-
pozitivnější složkou kyslík - hovoříme proto o fluoridech kyslíku

difluorid kyslíku OF₂ je žlutý jedovatý plyn se silnými oxidačními účinky; vzniká rychlým zaváděním F₂ do zředěného roztoku NaOH



difluorid dikyslíku O₂F₂ se připravuje účinkem elektrického výboje na směs kyslíku a fluoru, s řadou látek reaguje explozivně a rozládá se již při -50 °C

chlor tvoří s kyslíkem oxidy: Cl_2O , Cl_2O_3 , ClO_2 , Cl_2O_6 a Cl_2O_7

oxidy chloru jsou nestálé (nejstálejší je Cl_2O_7); nelze je připravit přímou syntézou z prvků

oxid chlorný je žlutozelený plyn se silnými oxidačními účinky

Cl_2O s vodou reaguje za vzniku kyseliny chlorné (je jejím anhydridem) a ve vodných roztocích je s ní v rovnováze



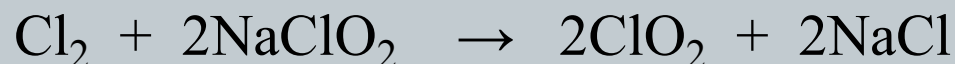
oxid chlorný se vyrábí reakcí plynného chloru s vlhkým uhličitěnem sodným v rotačních reaktorech



oxid chlorný se užívá k výrobě chlornanů hlavně chlornanu vápenatého a k bělení celulosy a textilu

oxid chloričitý je žlutozelený plyn, který kondenzuje na hnědočervenou explozivní kapalinu (bod varu $11\text{ }^\circ\text{C}$); má silné oxidační účinky

oxid chloričitý se vyrábí mísením koncentrovaných vodných roztoků chloritanu sodného a chloru



ClO_2 vzniká také disproportionací kyseliny chlorečné, která se uvolní působením koncentrované kyseliny sírové na chlorečnan



brom tvoří pouze hnědý **oxid bromný** a žlutý **oxid bromičitý**, které jsou stále jen při nízkých teplotách

oxid jodičný je nejstálejším a také nejdéle známým oxidem halogenů

nezávisle na sobě jej připravili již roku 1813 J.L.Gay-Lussac a H. Davy; jeho struktura však byla jednoznačně určena až v roce 1970

kyslíkaté kyseliny halogenů jsou další významnou skupinou sloučenin těchto prvků

jedinou popsanou kyselinou fluoru je **kyselina fluorná HOF**; uvědomte si však, že fluor má i v této kyselině oxidační číslo -I

kyslíkaté kyseliny chloru, bromu a jodu:



síla kyslíkatých kyselin halogenů roste se zvyšujícím se oxidačním číslem centrálního atomu a v rámci skupiny s rostoucím a tomovým číslem halogenu

nejvýznamnější soli kyslíkatých kyselin halogenů jsou chlorečnany sodný a draselný, které se používají k výrobě pyrotechniky

chlorečnan sodný byl také užíván jako totální herbicid

- zdroje:**
1. Greenwood N.N; Earnshaw A : Chemie prvků Informatorium
1993 Praha
 2. Mareček A.; Honza J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl
Nakladatelství Olomouc 1998
 3. Veškeré fotografie a obrázky jsou vlastní