

## PODSKUPINA MANGÁNU

Do VIIa podskupiny periodickej sústavy sa zaraďujú prvky *podskupiny mangánu*: mangán, technécium a réniom.

Atómy všetkých troch prvkov majú elektrónovú konfiguráciu valenčných orbitálov  $((n-1)d^5(ns)^2$ . Napriek tomu sa prvok s najnižším atómovým číslom, mangán, vlastnosťami podstatne líši od ďalších dvoch prvkov, technécia a rénia. Z hodnôt kovalentných i iónových polomerov, ako aj z kovových polomerov možno usúdiť, že vlastnosti rénia sú veľmi ovplyvnené lantanoidovou kontrakciou, takže sú podobné vlastnostiam technécia. Jej dôsledkom je aj vysoká hustota a vysoký bod topenia rénia, ktoré prevyšuje len volfrám.

### ATÓMOVÉ VLASTNOSTI PRVKOV PODSKUPINY MANGÁNU:

	Mn	Tc	Re
Ionizačná energia [eV]			
M = M <sup>+</sup> + e	7,432	7,28	7,87
M <sup>+</sup> = M <sup>2+</sup> + e	15,636	15,26	16,6
M <sup>2+</sup> = M <sup>3+</sup> + e	33,69	29,54	...
M <sup>3+</sup> = M <sup>4+</sup> + e	52	...	...
Kovový polomer [nm]	0,127	0,135	0,137
Iónový polomer			
M <sup>2+</sup>	0,080	...	...
M <sup>3+</sup>	0,066	...	...
M <sup>4+</sup>	0,060	...	0,07
M <sup>7+</sup>	0,046	0,056	0,056
Kovalentný polomer [nm]	0,1178	0,1271	0,1283
Elektronegativita podľa Paulinga	1,5	1,9	1,9

Hoci všetky tri prvky majú sedem valenčných elektrónov a vzhľadom na to ich maximálny oxidačný stupeň je VII, jednako manganistany sa svojimi silnými oxidačnými vlastnosťami výrazne líšia od technecistanov a renistanov. Najstálejšími zlúčeninami mangánu sú zlúčeniny mangánaté, naproti tomu zodpovedajúce zlúčeniny technécia a rénia v oxidačnom stupni II nie sú známe.

### VLASTNOSTI PRVKOV PODSKUPINY MANGÁNU AKO JEDNODUCHÝCH LÁTOK

	Mn	Tc	Re
Bod topenia [°C]	1244(3)	2172	3180
Bod varu [°C]	1962	4877	5627
Hustota [g.cm <sup>-3</sup> ]	7,2 (20°C)	...	20,53
Atomizačné teplo pri 25°C [kJ.mol <sup>-1</sup> ]	280	649	791
Tvrdosť v Mohsovej stupnici	5	...	...
Štandardný potenciál M <sup>2+</sup>   M [V]	-1,18	...	...
Merná elektrická vodivosť pri 0°C [MS.m <sup>-1</sup> ]	...	...	5

Uvedené prvky majú však aj niektoré spoločné znaky, napr. ich oxidy typu MO<sub>2</sub> sú značne

stabilné. Podobnosť sa prejavuje aj oproti susedným prvkom v rámci periódy: všetky tvoria anióny typu  $\text{MO}^{2-}_4$ , napr. v chrómanoch, mangánanoch a železanoch. V oxidačnom stupni VII možno pozorovať aj podobnosť s prvkami VIIb podskupiny, halogénmi, keďže napr. atómy  $\text{Cl}^{\text{VII}}$  a  $\text{Mn}^{\text{VII}}$  majú formálne podobnú (osemelektrónovú) konfiguráciu vonkajšej elektrónovej vrstvy. Napríklad manganistany i chloristany majú tetraedrickú štruktúru aniónov, sú izomorfné (vytvárajú zmesové kryštály), majú oxidačné vlastnosti a pod.

## MANGÁN

### SPÔSOB VÄZBY

Pri atóme mangánu je všetkých päť 3d orbitálov obsadených po jednom elektróne, čo je také stabilné usporiadanie, že sa najľahšie odovzdávajú dva elektróny zo 4s-orbitálu, tým je podmienená mimoriadna stálosť oxidačného stupňa II. Atóm mangánu v zlúčeninách mangánatých má najčastejšie oktaedrickú koordináciu. Zlúčeniny mangánaté sú paramagnetické. Magnetický moment vysokospinových mangánatých komplexov, t.j. Komplexov s ligandami vytvárajúcimi slabé ligandové pole symetrie  $O_h$ , ako je napr.  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ , zodpovedá elektrónovej konfigurácii d-orbitálov  $(t_{2g})^3 (e_g)^2$  s piatimi nespárenými elektrónami ( $\mu_{\text{ef}} \approx 5,92$  B.M.). Pri nízokspinových mangánatých komplexoch, s ligandami vytvárajúcimi silné ligandové pole symetrie  $O_h$ , napr.  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$ , magnetický moment zodpovedá elektrónovej konfigurácii d-orbitálov  $(t_{2g})^5$  s jedným nespáreným elektrónom ( $\mu_{\text{ef}} \approx 1,73$  B.M.).

Vysokospinové oktaedrické zlúčeniny mangánaté a manganité s konfiguráciou  $(t_{2g})^3 (e_g)^2$ , prípadne  $(t_{2g})^3 (e_g)^1$ , sú kineticky labilné a ľahko podliehajú substitučným reakciám vo vodnom roztoku. Naproti tomu nízokspinové oktaedrické komplexy mangánu s konfiguráciou  $(t_{2g})^6 (t_{2g})^5$  a  $(t_{2g})^4$ , napr.  $[\text{Mn}^{\text{I}}(\text{CN})_6]^{5-}$ ,  $[\text{Mn}^{\text{II}}(\text{CN})_6]^{4-}$  a  $[\text{Mn}^{\text{III}}(\text{CN})_6]^{3-}$ , sú kineticky inertné.

Všetky zlúčeniny mangánu, ktoré majú elektróny v d-orbitáloch, sú farebné. Intenzívne sfarbené sú však aj zlúčeniny manganisté, napriek tomu, že atóm  $\text{Mn}^{\text{VII}}$  neobsahuje v d-orbitáloch elektróny. Absorpcia viditeľného žiarenia je tu podmienená iným typom elektrónových prechodov ako d  $\leftarrow$  d-prechodmi.

Okrem zlúčení mangánatých, manganičitých a manganistých, ktoré sú najbežnejšie, sa mangán vyskytuje vo všetkých oxidačných stupňoch od VII po -III. Obdobne ako pri zlúčeninách iných prechodných prvkov, nízke oxidačné stupne sú stabilizované ligandami, schopnými vytvárať datívne  $\pi$ -väzby, napr. molekulami CO, kým vysoké stupne prednostne vznikajú s ligandmi s vysokou elektronegativitou (atómy  $\text{O}^{\text{II}}$ ).

### MANGÁN AKO JEDNODUCHÁ LÁTKA

**Mangán** je striebrobieľy kov vzhľadom podobný železu. Na rozdiel od železa nie je feromagnetický. Kryštalizuje v troch modifikáciách v závislosti od spôsobu prípravy. Aluminotermicky vznikajú kubické modifikácie  $\alpha$  a  $\beta$  so zložitou štruktúrou, ktoré sú krehké a veľmi tvrdé (rýpu aj sklo). Elektrolyticky sa tvorí modifikácia  $\gamma$  s kubickou plošne centrovanou štruktúrou, ktorá je ohybná, ťažná a mäkká.

Mangán je neušľachtilý kov, ktorý sa môže rozpustiť v kyslík aj v zásaditých roztokoch na mangánaté zlúčeniny, pričom sa uvoľňuje vodík. V práškovom stave reaguje aj s vodou a patrí teda medzi najelektropozitívnejšie kovy podobne ako hliník. Na rozdiel od kovov, ktoré sú v periodickej sústave pred ním (napr. od chrómu), mangán sa nepasivuje, lebo oxidová vrstvička na povrchu ho nechráni pred ďalším účinkom oxidacných činidiel.

Oxidačno-redukčné vlastnosti mangánu a jeho zlúčenín vo vodnom roztoku v neprítomnosti ligandov, ktoré by sa s atómom mangánu viazali pevnejšie než molekula vody alebo anión OH<sup>-</sup>, vyjadrujú oxidačno-redukčné diagramy.

## ZLÚČENINY MANGÁNU

### Zlúčeniny mangánaté

Spomedzi zlúčenín mangánu je v kyslom a neutrálnom prostredí najstálejší oxidačný stupeň Mn<sup>II</sup> (mangánaté zlúčeniny), ktorý je obvykle reprezentovaný ružovo sfarbeným **katiónom hexaakvamangánatým**  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Naproti tomu v zásaditom prostredí môže málo rozpustný biely **hydroxid mangánatý**  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  jestvovať len v neprítomnosti kyslíka, ktorým sa rýchlo oxiduje na tmavohnedý nerozpustný hydratovaný oxid mangánatý, prípadne až na čiernu zrazeninu hydratovaného oxidu manganičitého. Redukciou vyšších oxidov mangánu vodíkom vzniká zelený **oxid mangánatý**  $\text{MnO}$ , vo vode takmer nerozpustný.

*Mangánaté soli* jestvujú so všetkými známymi aniónmi. Vo vode rozpustné soli sa vyskytujú v roztoku obvykle v podobe katiónu  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . V tuhom stave jestvujú obvykle v podobe ružovo sfarbených kryštalohydrátov, z ktorých najdôležitejšie sú  $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  a  $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . Z málo rozpustných solí má upotrebenie v analytickej chémii pleťovo sfarbený **sulfid mangánatý**  $\text{MnS}$  a na bielo sfarbený heptahydrát fosforečnanu mangánatého  $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , ktoré sa využívajú na dôkaz mangánových iónov.

Rozpustnosť mangánatých solí sa vo všeobecnosti podobá rozpustnosti podobných solí horečnatých a železnatých, čo je podmienené rovnakým nábojom a blízkymi iónovými polomermi iónov  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$ , ako aj ich schopnosťou vytvárať analogické ióny  $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ .

### Zlúčeniny manganité, manganičité, manganičnany a mangánany

*Manganité soli* sú vo vodnom roztoku nestále a samovoľne sa disproportionujú:

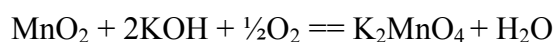


Vo vodnom prostredí sú teda stále len také zlúčeniny manganité, ktoré sú nerozpustné, napr.  $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , alebo také, ktoré vytvárajú rozpustné veľmi stále komplexy, napr.  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3-}$  alebo  $[\text{MnF}_4]^-$ . Z halogenidov manganatých je v tuhom skupenstve známy len červenofialovo sfarbený **fluorid manganitý**  $\text{MnF}_3$  a jeho dihydrát  $\text{MnF}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Šedočierno sfarbený kryštalický **oxid manganitý**  $\text{MnO}_2$  je pomerne stály, pretože sa nerozpúšťa v zásaditom ani v neutrálnom prostredí (oxiduje len veľmi silné redukčné činidlá, napr. jodidy alebo sírovodík). Naproti tomu v kyslom prostredí má silné oxidačné vlastnosti, napr. kyselinu chlorovodíkovú oxiduje na chlór. Vzhľadom na to nebol v čistom stave izolovaný napr. chlorid manganitý  $\text{MnCl}_4$ , poznáme však **fluorid manganitý**  $\text{MnF}_4$ .

Hydratovaný hnedočierno sfarbený oxid manganitý  $\text{MnO}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$  možno pripravovať redukciou vodného roztoku manganistanu draselného v zásaditom prostredí. Je reaktívnejší ako kryštalický  $\text{MnO}_2$ . Používa sa najmä v organickej chémii ako oxidačné činidlo.

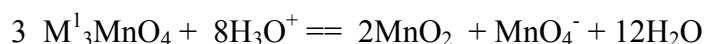
V zásaditom prostredí (tavením s hydroxidom draselným) sa oxid manganitý oxiduje vzdušným kyslíkom na tmavozeleno sfarbený mangánan



*Mangánany*  $\text{M}^1_2\text{MnO}_4$  sú vo vode dobre rozpustné. Stále sú len v silno zásaditom prostredí, kým v neutrálnom prostredí sa rýchlo disproportionujú:

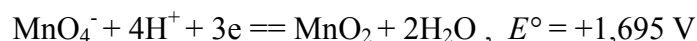
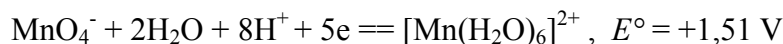


Mngánany sa siričitanom sodným redukujú na tmavohnedé *manganičnany*  $\text{M}^1_3\text{MnO}_4$ . Manganičnany sa kyslíkom ľahko oxidujú a v kyslom vodnom roztoku sa disproportionujú



### Zlúčeniny manganisté

*Manganistany*  $\text{M}^1\text{MnO}_4$  sú veľmi silné oxidačné činidlá, a to ako v kyslom prostredí

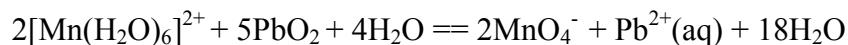
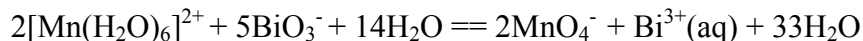


tak aj v zásaditom prostredí

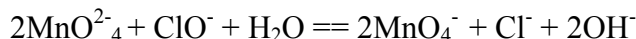


Vzhľadom na to len najsilnejšie oxidačné činidlá sú schopné zoxidovať mangán z

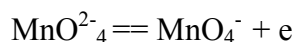
niektorých nižších oxidačných stupňov na manganistan, napr. bizmuničitan sodný alebo oxid olovičitý v prostredí kyseliny dusičnej



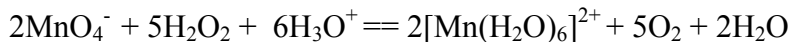
Mangánan sa privádzaním chlóru do zásaditého roztoku zoxiduje vzniknutým chlórnanom na manganistan



Výhodným spôsobom prípravy manganistanu, využívaným aj priemyselne, je elektrochemická oxidácia mangánu



Silné oxidačné vlastnosti manganistanu draselného  $\text{KMnO}_4$ , ktorý je najobvyklejším manganistanom, sa využívajú najmä v analytickej chémii na stanovenie rozličných redukujúcich látok (*manganometria*), napr. železnatých solí alebo peroxidu vodíka



Koniec reakcie indikuje zánik intenzívneho purpurového sfarbenia manganistanového aniónu (prítomný mangánatý kation je v roztoku len veľmi slabo ružový).

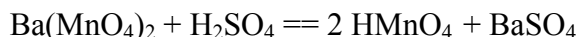
Zlúčeniny oxidov mangánu s vodou veľmi zreteľne ilustrujú pokles ich zásaditých vlastností a vzrast kyslého charakteru so vzrastom oxidačného stupňa mangánu.

#### ACIDOBÁZICKÉ VLASTNOSTI HYDRÁTOV OXIDOV MANGÁNU

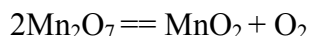
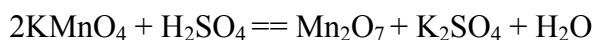
Oxidačný stupeň	Vzorec	Acidobázický charakter	Typická soľ	Sfarbenie
II	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	zásaditý	$\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	ružové
III	$\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{XH}_2\text{O}$	slabo zásaditý	$\text{MnF}_3$	červenofialová
IV	$\text{MnO}_2 \cdot \text{XH}_2\text{O}$	amfotérny	$\text{Mn}(\text{SO}_3)_2$	hnedočierne
VI	$(\text{H}_2\text{MnO}_4)$ nestála	kyslý	$\text{K}_2\text{MnO}_4$	zelené
VII	$\text{HMnO}_4$	silno kyslý	$\text{KMnO}_4$	purpurové

Kyselina mangánová nie je známa, **kyselina manganistá**  $\text{HMnO}_4$  jestvuje len vo vodnom roztoku. Možno ju pripraviť reakciou manganistanu bárnateho  $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$  so zriedenou kyselinou

sírovou, pričom vzniká nerozpustný síran bárnatý



Účinkom koncentrovanej kyseliny sírovej na tuhé manganistany vzniká **oxid manganistý**  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  v podobe explozívnej tmavozelenej olejovitej látky



V nadbytku koncentrovanej kyseliny sírovej sa manganistan draselný rozpúšťa na zelený roztok obsahujúci **katióny trioxomanganisté**  $\text{MnO}_3^+$

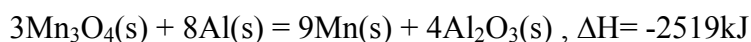


## VÝSKYT V PRÍRODE, PRÍPRAVA A POUŽITIE MANGÁNU

Mangán je v prírode veľmi rozšírený (0,032mólových % v zemskej kôre). Vyskytuje sa výlučne v podobe zlúčenín, z ktorých najdôležitejšie sú oxidy burel čiže pyroluzit  $\text{MnO}_2$ , braunit  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , manganit  $\text{MnO}(\text{OH})$  a hausmanit  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ , ktorý je podvojným oxidom  $2\text{MnO} \cdot \text{MnO}_2$ . Významný je aj dialogit  $\text{MnCO}_3$ . Mangánové rudy často obsahujú železo.

Čistý mangán nemožno pripraviť redukciou oxidovuhlíkom pre veľkú tendenciu mangánu reagovať s uhlíkom na karbid trimangánu  $\text{Mn}_3\text{C}$ . Hlavná priemyselná metóda výroby čistého mangánu je elektrolýza roztoku síranu alebo chloridu mangánateho v elektrolyzéri, kde anódový a katódový priestor sú oddelené diafragmou. Anódová časť elektrolyzéra obsahuje silno kyslý roztok mangánatej soli (pH=1), kým v katódovej časti, kde sa vylučuje kovový mangán, je roztok takmer neutrálny (pH≈7,5). Je to preto, lebo z kyslého roztoku mangánatej soli by sa mangán nevytlúčil ( $E^\circ = -1,18\text{V}$ ).

Mangán možno pripraviť aj aluminotermicky. Reakcie hliníka s oxidmi mangánu sú veľmi exotermické, napr.:

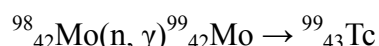


Zo značnej časti mangánových rúd, obsahujúcich železo, sa nevyrába čistý mangán, ale jeho zliatiny so železom, tzv. *feromangán* (75 až 80% Mn) a *zrkadlovina* (15 až 20% Mn). Tieto zliatiny sa vyrábajú redukciou zmesi oxidov železa a mangánu uhlíkom. Používajú sa vo veľkom množstve pri výrobe ocele. Mangán tu má dve hlavné funkcie. Najdôležitejšia je jeho veľká reaktivita pri vysokých teplotách, ktorá umožňuje odstrániť z roztavenej ocele zvyšky rozpustených zlúčenín kyslíka a síry, ktoré v podobe oxidu alebo sulfidu mangánateho prechádzajú do trosky, čím sa zlepšuje kvalita ocele. Druhým spôsobom využitia mangánu je príprava mangánových ocelí

(obsahujúcich 10% Mn), ktoré sú veľmi tvrdé a odolné proti opotrebeniu.

## TECHNÉCIUM A RÉNIUM

**Technécium** sa v prírode nevyskytuje. Jeho izotop  $^{97}\text{Tc}$  (polčas rozpadu 90 dní) bol pripravený v roku 1937 bombardovaním molybdénu deutérónmi. Všetky izotopy technécia sú rádioaktívne. Jeho pomerne stabilný izotop  $^{99}\text{Tc}$  (polčas rozpadu  $2,2 \cdot 10^5$  rokov) vzniká jadrovou reakciou



a je aj produktom štiepenia uránu v jadrových reaktoroch.

**Rénium** je veľmi vzácny prvok, v prírode bol objavený až v roku 1925. Vyskytuje sa najmä ako prímes v molybdenite.

Napriek ich vzácnosti chemické vlastnosti oboch prvkov sú už pomerne dobre preskúmané. V zlúčeninách sa vyskytujú v oxidačných stupňoch od -I do VII.

Pri technécii najstálejšie sú oxidačné stupne VII a IV, pri réniu oxidačné stupne VII, V, VI a III. Obidva prvky iba zriedkavo tvoria vo vodných roztokoch katióny.

	Počet d-elektrónov centrálného atómu v zlúčenine		
<b>-I</b>	$d^8$		$\text{K}[\text{Re}(\text{CO})_5]$
<b>0</b>	$d^7$	$\text{Tc}_2(\text{CO})_{10}$	$\text{Re}_2(\text{CO})_{10}$
<b>I</b>	$d^6$	$[\text{Tc}(\text{CN})_6]^{5-}$	$[\text{Re}(\text{CN})_6]^{5-}$
<b>II</b>	$d^5$	$[\text{TcCl}_2(\text{diars})_2]$	$[\text{ReCl}_2(\text{diars})_2]$
<b>III</b>	$d^4$	$[\text{TcCl}_2(\text{diars})_2]^+$	$\text{Re}_2\text{Br}_6$
<b>IV</b>	$d^3$	$[\text{TcCl}_6]^{2-}$ , $\text{TcO}_2$	$[\text{ReCl}_6]^{2-}$ , $\text{ReF}_4$
<b>V</b>	$d^2$	$\text{TcOBr}_3$	$\text{ReOF}_3$ , $[\text{Re}(\text{CN})_8]^{3-}$
<b>VI</b>	$d^1$	$\text{TcF}_6$	$\text{ReF}_6$ , $\text{ReO}_3$
<b>VII</b>	$d^0$	$\text{KTCO}_4$ , $\text{Tc}_2\text{S}_7$	$\text{KReO}_4$ , $\text{ReF}_7$

Z aniónov najobvyklejšie sú tetraedrické anióny  $\text{TcO}_4^-$  a  $\text{ReO}_4^-$ , ktoré na rozdiel od aniónu  $\text{MnO}_4^-$  majú len málo výrazné oxidačné vlastnosti.

Technécium a rénius sa chemickými vlastnosťami navzájom značne podobajú a líšia sa výrazne od mangánu.

## ZLÚČENINY TECHNÉCIA A RÉNIA

Oxidáciou technécia a rénia na vzduchu vznikajú prchavé oxidy  $Tc_2O_7$  a  $Re_2O_7$  (na rozdiel od mangánu, kde oxid  $Mn_2O_7$  nemožno pripraviť priamov syntézov). Sú to hydroscopické látky, rozpustné vo vode na silné kyseliny  $HTcO_4$  a  $HReO_4$ , ktoré tvoria bezfarebné soli (na rozdiel od manganistanov, ktoré sú purpurovofialové).

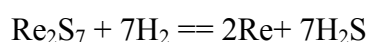
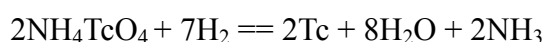
Tepelne najstálejším oxidom technécia je **oxid technecičitý**  $TcO_2$ , ktorý bez rozkladu sublimuje pri  $1000^\circ C$ . Možno ho pripraviť tepelným rozkladom **technecistanu amónneho**



**Oxid reničitý**  $ReO_2$ , ktorý vzniká redukciovou **oxidu renistého**  $Re_2O_7$ , je menej stály a zahrievaním sa disproportionuje



Technécium a réniom možno pripraviť redukciovou *technecistanov*  $M^I TcO_4$  a *renistanov*  $M^I ReO_4$ , prípadne **sulfidu technecistého**  $Tc_2S_7$  alebo **renistého**  $Re_2S_7$  vodíkom



Vzhľadom na vysoké body topenia možno týmito reakciami technécium a réniom pripraviť len v práškovom stave (odbodne ako molybdén a volfrám). Proti účinkom kyselín sú stálejšie než mangán. Kyselina chlorovodíková a fluorovodíková na réniom prakticky nepôsobia, naproti tomu možno réniom rýchlo rozpustiť v kyseline dusičnej, pričom vzniká **kyselina renistá**  $HReO_4$ .

Technécium a réniom sa od mangánu líšia aj stabilitou *halogenidov*. Kým pri mangáne boli známe len halogenidy mangánaté a fluorid manganitý a manganičitý, pri technécium a najmä pri réniom halogenidy typu  $MX_2$  vôbec neexistujú a stále sú predovšetkým halogenidy s vysokým oxidačným stupňom kovu. Vo všeobecnosti stabilita halogenidov s vysokým oxidačným stupňom kovu stúpa od technécia k réniom a klesá od fluoridu k jodidu. Známe fluoridy a chloridy technécia a rénia sú uvedené v tabuľke

#### FLUORIUDY A CHLORIDY TECHNÉCIA A RÉNIA

			$TcF_6$	
	$TcCl_6$		$TcCl_6$	
	$ReF_4$	$ReF_5$	$ReF_6$	$ReF_7$
$Re_3Cl_9$	$ReCl_4$	$ReCl_5$	$ReCl_6$	