# Ge, Sn, Pb

* Elektronová konfigurace: ns2 np2 (n-1)d0
* Cín a olovo jsou kovy, germanium je polokov
* Oxidační stavy: +IV, +II – pro sloučeniny germania je nejstabilnější +IV a pro sloučeniny olova +II, sloučeniny cínu je stejně dobře stabilní v obou těchto oxidačních stavech. Sloučeniny s ox. St. IV jsou kovalentní, kdežto s ox. St. II jsou spíše iontové.
* Nejvyšší teplotu tání má germanium
* Jsou poměrně málo reaktivní, pouze olovo se na vzduchu pokrývá tenkou vrstvičkou oxidu a uhličitanu. Ve slabých roztocích kyselin a zásad se nerozpouští, ale v silných oxidujících kyselinách se cín i olovo rozpouští.
* Oxidy GeO, SnO a PbO a příslušné hydroxidy jsou amfoterní (tzn., že se můžou chovat jako kyselina i zásada), jsou to dobrá redukovadla
* Tvoří hydridy GeH4, SnH4 a PbH4, z nichž pouze GeH4 je stálý plyn, ostatní nejsou stálé
* Cín a olovo se používají do slitin (bronzy, pájky, liteřina, ložiskový kov)

## Germanium [Ar] 4s2 4p2 4d0

* Vyskytuje se v nerostech a uhlí, získává se z popílku po spalování uhlí nebo z odpadů při výrobě zinku
* **Výroba:**
	+ GeO2 + 2 H2 $→$ Ge + 2 H2O
	+ GeCl4 + 2 Zn $→$ Ge + 2 ZnCl2
* **Použití:** Germanium spolu s galliem nebo antimonem tvoří polovodič typu p nebo n

## Cín [Kr] 5s2 5p2 5d0 4f0

* V přírodě se nachází 10 izotopů cínu
* Má tři modifikace:α, β, γ, z nichž β je nejstabilnější a nejodolnější vůči vzduchu, vodě a zředěným roztokům kyselin a zásad, při zahřívání na 161 °C přechází do γ-modifikace a naopak při 13,2 °C se mění na α-cín, což je šedý prášek (této přeměně se říká „cínový mor“)
* **Výroba:** SnO2 + 2 C $→$ Sn + 2 CO
* cín se používá na výrobu staniolu, bižuterie, a jako povrchová úprava kovů proti korozi
* SnCl4 – používá se na metalizování skel a na organickou syntézu, vzniká reakcí z prvků: Sn + 2 Cl2 →SnCl4
* SnO2 se používá na glazury a smalty

## Olovo [Xe] 6s2 6p2 6d0 5f0

* V přírodě se vyskytuje jako galenit PbS, který zvětrává na anglesit PbSO4 a cerussit PbCO3
* **Výroba:**
	+ 2 PbS + 3 O2 → 2 PbO + 2 SO2
	+ PbO + C → Pb + CO
	+ 2 PbO + PbS → 3 Pb + SO2
* jeho izotopy se nachází v rozpadových řadách
* Nejměkčí a nejtěžší z běžných kovů
* Dobrý vodič tepla a el. proudu
* Sloučeniny olova jsou toxické!!!
* PbCrO4 – žlutý pigment , Pb(OH)2 . 2 PbCO3 – olověná běloba
* Pb3O4 –vzniká oxidací kyslíkem: 4 PbO + O2 → Pb2O2 + 2 PbO2 (oxid diolovnato-olovičitý) pigment, zákl. nátěr na železo (protikorozní)
* Kovové olovo a oxid olovičitý jsou elektrody v olověných akumulátorech