1. **p3 prvky, p4 prvky, roztoky**
* **p3 prvky**
	+ V. A skupina – pniktogeny (pentely)
	+ Elektronová konfigurace: ns2np3
	+ Zástupci: dusík (nekov), fosfor (nekov), arsen (polokov), antimon (polokov), bismut (kov)
	+ Mají 5 valenčních elektronů
	+ S rostoucím protonovým číslem klesá reaktivita
	+ Oxidační číslo: -III až +V
* **Dusík** – 7N
	+ Inertní plyn
	+ Používá se na výrobě amoniaku, kyseliny dusičné, dusíkatých hnojiv…
	+ Používá se jako ochranný plyn, všude kde není žádoucí styk látek se vzdušným kyslíkem
	+ Jeho oxidy jsou součástí výfukových plynů, jsou jedovaté
		- Pomocí katalyzátoru jsou oxidy dusíku přeměněny na dusík
	+ **Výskyt**
		- Volně v atmosféře v dvouatomových molekulách N2 (78 %), vzduch je hlavním zdroje dusíku
		- V anorganických sloučeninách se vyskytuje v minerálech, amonných solích a dusitanech
		- V organických sloučeninách se vyskytuje např. v aminokyselinách
	+ **Vlastnosti**
		- Nejčastěji tvoří násobné kovalentní vazby
			* Ve sloučeninách může být maximálně čtyřvazný
		- Oxidační číslo: -III až +V
		- Vzhledem k vysoké elektronegativitě je schopen vytvářet vodíkové vazby
		- Molekulární dusík je málo reaktivní, bez barvy, zápachu a chuti
		- Atomární dusík je velice reaktivní
		- Vzniká rozkladem N2 za zvýšené teploty a tlaku
	+ **Příprava**
		- Termický rozklad dusitanu amonného
		- $NH\_{4}NO\_{2} \rightarrow N\_{2}+2 H\_{2}O$
	+ **Výroba**
		- Frakční destilace zkapalněného vzduchu, tato metoda je umožněna rozdílným bodem varu kyslíku a dusíku
	+ Přepravuje se v tlakových láhvích označených zeleným pruhem
	+ **Sloučeniny**
		- Amoniak – NH3 – čpavek
			* Bezbarvý plyn štiplavého zápachu
			* Mimořádně dobře rozpustný ve vodě
			* V přírodě se tvoří rozkladem organických látek obsahujících dusík
			* Volný elektronový pár způsobuje zásaditý charakter, schopný vázat H+ za vzniku NH4+
			* Má redukční vlastnosti: redukce mědi za vzniku mědi, dusíku a vody z oxidu mědnatého
			* Je pokládán za nervový jed
			* Připravuje se reakcí chloridu amonného s hydroxidem vápenatým
				+ $NH\_{4}Cl+NaOH\rightarrow NH\_{3}+NaCl+H\_{2}O$
			* Vyrábí se Haber-Boschovou syntézou – přímá syntéza z prvků katalyzovaná železem za zvýšené teploty a tlaku
			* Používá se při výrobě kyseliny dusičné, dusíkatých hnojiv a sody
			* Kapalný se používá jako chladící médium
			* S kyselinami reaguje za vzniku amonných solí
		- Amonné soli
			* Většinou jsou to bezbarvé (bílé) krystalické látky, které jsou dobře rozpustné ve vodě
			* Chlorid amonný – NH4Cl – salmiak
				+ využití náplň baterií, lékařství, pájení kovů
			* Dusičnan amonný – NH4NO3
				+ Průmyslové hnojivo, výbušniny
			* Uhličitan amonný – (NH4)2CO3
				+ součástí kypřících prášků místo jedlé sody
		- Oxid dusný – N2O – rajský plyn
			* bezbarvý plyn s nasládlou vůni a chutí
			* není dobře rozpustný ve vodě
			* používal se k anestezii, zneužíván jako droga
			* používal se jako hnací plyn do bombiček na výrobu šlehačky
			* využívá se ke zvyšování výkonu závodních motorů
		- Oxid dusnatý – NO
			* Bezbarvý jedovatý plyn
			* Lze ho připravit přímou syntézou z prvků za vysoký teplot
			* se na oxid dusičitý
		- Oxid dusičitý – NO2
			* červenohnědý jedovatý plyn
			* silné oxidační činidlo
			* za normálních podmínek tvoří stabilní dimery N2O4
			* Používá se jako okysličovadlo v raketové technice
		- Oxid dusitý – N2O3
			* velmi nestabilní jedovatá kapalina
			* ve vodě vytváří kyselinu dusitou
		- Oxid dusičný – N2O5
			* Bezbarvá krystalická látka
			* reaguje s vodou za vzniku kyseliny dusičné, ale nepoužívá se
		- Kyselina dusitá – HNO2
			* Středně silná kyselina, nestálá, snadno podléhá oxidaci i redukci
				+ stálá jen ve zředěných roztocích, při zahřívání se rozkládá
			* Připravuje se reakcí dusitanů s neoxidujícími kyselinami
				+ $AgNO\_{2}+HCl\rightarrow HNO\_{2}+AgCl$
		- Kyselina dusičná – HNO3
			* Silná kyselina, která se světlem rozkládá (proto se uchovává v tmavých lahvích)
			* S vodou je neomezeně mísitelná, koncentrovaná kyselina: 63-68 %
			* Bílkoviny jejím působením žloutnou
			* Silné oxidační činidlo, oxiduje většinu kovů
				+ Zlato a platinové kovy reagují pouze s lučavkou královskou, což je směs HNO3 a HCl v poměru 1:3
				+ Reaguje-li s neušlechtilým kovem, tak se kov rozpouští za vzniku vodíku a příslušné soli
				+ Reaguje-li s ušlechtilým kovem, vzniká oxid dusíku, dusičnan příslušného kovu a voda
			* Připravuje se reakcí chilského ledku a kyseliny sírové
				+ $NaNO\_{3}+H\_{2}SO\_{4}\rightarrow NaHSO\_{4}+HNO\_{3}$
			* Průmyslově se vyrábí tzv. Ostwaldovým procesem, což je nepřímá katalytická oxidace amoniaku
				+ 1. Katalytická oxidace amoniaku platinou

$4 NH\_{3}+5 O\_{2}\rightarrow 4 NO+6 H\_{2}O$

* + - * + 2. Oxidace oxidu dusnatého

$2 NO+ O\_{2}\rightarrow 2 NO\_{2}$

* + - * + 3. Reakce oxidu dusičitého s vodou

$3 NO\_{2}+ H\_{2}O\rightarrow 2 HNO\_{3}+NO$

* + - * Pasivace kovů
				+ Reakcí s koncentrovanou kyselinou se kovy pokryjí vrstvou oxidu a reakce dále nepokračuje

Typické pro železo, chrom a hliník

* + - * Používá se k výrobě barviv, léčiv, celulózních laků, výbušnin nebo dusičnanů
		- Dusičnany
			* Lze je získat reakcí kyseliny dusičné s kovy, oxidy kovů nebo uhličitany
			* Jsou dobře rozpustné ve vodě
			* Při vyšších teplotách mají oxidační vlastnosti
			* Termicky se rozkládají na dusitany až oxidy
			* Jejich zvýšená koncentrace, společně s dusitany, je zdravotně závadná
		- Dusitany
			* Ve vodě dobře rozpustné látky
			* Dusitan sodný – NaNO2
				+ Prudký jed
				+ Používá se ke konzervaci masa (E 250)
		- Dusíkatá hnojiva
			* Dusičnan amonný – NH4NO3
			* Síran amonný – (NH4)2SO4
			* Močovina – CO(NH2)2
			* Kyanamid vápenatý – CaCN2 – dusíkaté vápno
			* Dále k přírodním dusíkatým hnojivům patří např. močůvka či chlévský hnůj
		- Bezkyslíkaté dusíkaté sloučeniny
			* Amidy – NH2-
			* Imidy – NH2-
			* Nitridy – N3-
			* Azidy – N3-
* **Fosfor** – 15P
	+ Biogenní prvek
	+ **Výskyt**
		- V přírodě se vyskytuje pouze ve formě svých sloučenin
		- Anorganické
			* Ca5(PO4)3(Cl, F, OH) – apatit
			* Ca3(PO4)2 – obsažený v kostech a zubech živočichů
			* Fosforit – usazená hornina biogenního původu, obsahuje P4O10
		- Organické: nukleonové kyseliny, fosfolipidy, koenzymy NAD+ a NADP+, ATP
	+ **Vlastnosti**
		- Fyzikálními vlastnostmi se podobá kovům
		- Vazebné možnosti jsou podobné jako u dusíku, charakter vazby s kovy i nekovy je většinou kovalentní
		- Na rozdíl od dusíku netvoří vodíkové můstky
		- Laboratorně se fosfor většinou nepřipravuje
	+ **Modifikace fosforu**
		- Bílý fosfor
			* Voskově měkký a prudce jedovatý, je značně reaktivní
			* Lehce se krájí
			* Na vzduchu samozápalný
			* Značně reaktivní, vytváří 4atomové molekuly
			* Ve vodě nerozpustný, dobře rozpustný v organických rozpouštědlech
			* Vyrábí se z apatitu redukcí koksem v přítomnosti křemene v elektrické peci
			* Součástí jedů na hlodavce a zápalných bomb
		- Červený fosfor
			* Méně reaktivní než bílý, není jedovatý
			* Ve vodě je nerozpustný
			* Tvoří dlouhé řetězce
			* Vyrábí se zahřátím bílého fosforu na teplotu 350 °C bez přístupu vzduchu
			* Slouží k výrobě zápalek a pyrotechniky
		- Černý fosfor
			* Je krystalická, tmavě šedá látka s kovovým leskem
			* Dobře vede elektrický proud
			* Je nejstabilnější a nejméně reaktivní
	+ Používá se k výrobě důležitých sloučenin, např. kyselina fosforečná či fosfáty a přidává se do slitin
	+ **Sloučeniny**
		- Fosfan – PH3
			* Obdoba amoniaku, avšak vazby jsou slabší
			* Za běžných podmínek je to bezbarvý, prudce jedovatý plyn nepříjemného česnekového zápachu
			* Čistý je na vzduchu samozápalný
			* Má redukční vlastnosti
		- Oxid fosforitý – P4O6
			* Bílá, jedovatá, vosku podobná krystalická, snadno tající látka
			* Tvořena dimerními molekulami
			* Vzniká spalováním fosforu za omezeného přístupu kyslíku
			* Je kyselý a s vodou poskytuje roztok kyseliny fosforité
			* Snadno se oxiduje
		- Oxid fosforečný – P4O10
			* Bílá, sněhu podobná sloučenina, která při teplotě 358,9 °C sublimuje
			* Tvořena dimerními molekulami
			* Vzniká spalováním fosforu v nadbytku kyslíku a ochlazením par ve velkých komorách
			* Má mimořádnou dehydratační schopnost, proto se často používá k vysoušení látek
			* Po osvětlení zeleně světélkuje
		- Kyselina fosforitá – H3PO3
			* Bezbarvá krystalická látka, ve vodě dobře rozpustná
			* Má hygroskopické účinky
			* Používá se jako redukční činidlo
		- Kyselina trihydrogenfosforečná – H3PO4
			* Trojsytná, středně silná kyselina
			* Je stálá, nemá oxidační vlastnosti
			* Krystalická, čirá látka
			* Vyrábí se rozkladem fosforečnanů kyselinou sírovou
			* Používá se ve farmacii jako přísada do roztoku peroxidu vodíku, neboť zpomaluje jeho rozklad nebo k povrchové úpravě kovů
			* Dále se používá při výrobě hnojiv, léčiv, pracích prostředků
		- Soli kyseliny trihydrogenfosforečné
			* Fosforečnany
				+ Jsou ve vodě rozpustné jen jako soli alkalických kovů
			* Hydrogenfosforečnany
				+ Jsou ve vodě rozpustné jen jako soli alkalických kovů
			* Dihydrogenfosforečnany
				+ Jsou ve vodě rozpustné
		- Fosforečná hnojiva
			* Podstatou jejich výroby je přeměna nerozpustných fosforečnanů na rozpustné Dihydrogenfosforečnany účinkem silných kyselin
				+ Výchozí surovinou je apatit nebo fosforit
				+ $Ca\_{3}(PO\_{4})\_{2}+2 H\_{2}SO\_{4}\rightarrow Ca(H\_{2}PO\_{4})\_{2}+2 CaSO\_{4}$
			* Nejběžnější je tzv. superfosfát (směs dihydrogenfosforečnanu vápenatého a síranu vápenatého), dále pak např. KH2PO4
* **p4 prvky**
	+ VI. A skupina – chalkogeny
	+ Elektronová konfigurace ns2np4
	+ Zástupci: kyslík (nekov), síra (nekov), selen (polokov), tellur (polokov), polonium (kov)
	+ 6 valenčních elektronů
	+ Oxidační čísla: -II až VI (pouze polonium má max. IV)
		- Mají kladné oxidační stupně vůči elektronegativnějšímu kyslíku a fluoru
	+ Selen a tellur jsou pevné krystalické jedovaté látky
		- Získávají se z odpadů při výrobě sloučenin síry
	+ Všechny chalkogeny jsou tvořeny více izotopy
	+ Kyslík je za normálních podmínek plyn a výrazně se liší od ostatních chalkogenů, které jsou pevné látky a jsou si svými vlastnostmi podobné
	+ „Chalko“ znamená rudotvorné, chalkogeny se vyskytují v rudách
		- Selen a tellur doprovází síru, polonium se nachází v uranových dolech
	+ Všechny chalkogeny (kromě kyslíku) využívají d-orbitaly ke tvorbě kovalentních vazeb
	+ Za normálních podmínek jsou poměrně stálé, za zvýšených teplot reagují s většinou prvků
* **Síra** – 16S
	+ Biogenní prvek
	+ Žlutá pevná látka
	+ Používá se k výrobě kyseliny sírové, sirouhlíku, zápalek, střelného prachu pesticidů
	+ Používá se k vulkanizaci kaučuku (výroba pneumatik, lyží)
	+ **Výskyt**
		- Elementární – volně se vyskytuje v přírodě
		- Sírany – Glauberova sůl, sádrovec, baryt
		- Sulfidy – sfalerit, galenit, rumělka, pyrit
	+ **Vlastnosti**
		- Nerozpustná ve vodě, rozpustná v nepolárních rozpouštědlech
		- Špatný vodič tepla i elektrického proudu
		- Za normálních podmínek je α-síra stálá
			* Jejím zahříváním na 95 °C vzniká β-síra, jejímž zahříváním na 120 °C se mění skupenství síry na kapalné
		- Středně reaktivní látka, slučuje se přímo s mědí, stříbrem za normální teploty
			* Za zvýšené teploty reaguje i s nekovy jako je fluor i chlor
		- Má oxidační i redukční vlastnosti
			* Oxidační – $Fe+2 S \rightarrow FeS\_{2}$
			* Redukční – $S+HNO\_{3} \rightarrow H\_{2}SO\_{4}+NO$
	+ **Alotropické modifikace síry**
		- Krystalická
			* Nejčastěji kosočtverečná (α-síra) nebo jednoklonná (β-síra)
				+ Obě konfigurace tvoří osmi-atomové molekuly
		- Amorfní
			* Sirný květ (žlutý prášek) – vzniká rychlým ochlazením jejich par
			* Plastická síra – vzniká rychlým ochlazením její taveniny
				+ Po jejím ztuhnutí není rozpustná ani v organických rozpouštědlech
	+ **Výroba**
		- Hlavním zdrojem síry je její těžba
		- Pražení sulfidů
		- Z technický plynů, ve kterých se nachází H2S
	+ **Sloučeniny**
		- Rudy síry
			* Rudy sulfidické – pyrit, sfalerit, rumělka
			* Rudy síranové – sádrovec, baryt, Glauberova sůl
			* Rudy siřičitanové
		- Sulfan – H2S – sirovodík
			* Bezbarvý, zapáchající, prudce jedovatý plyn
			* Má redukční vlastnosti
			* Zapálením na vzduchu hoří namodralým plamenem za vzniku vody a oxidu siřičitého nebo síry
			* Vzniká reakcí sulfidů s kyselinami
			* Jeho rozpouštěním ve vodě vzniká kysele reagující roztok – kyselina sirovodíková, která tvoří dvě řady solí – sulfidy a hydrogensulfidy
				+ Sulfidy

Sulfidy alkalických kovů a kovů alkalických zemin jsou iontové a rozpustné ve vodě

Sulfidy ostatních kovů mají kovalentní charakter a jsou ve vodě nerozpustné

Sulfidy d-prvků mají různé barvy, používají se jako pigmenty

Lze je připravit reakcí sulfanu a roztoku příslušné soli

Jejich pražením vzniká oxid kovu a oxid siřičitý, čehož se využívá při výrobě kovů

* + - Oxid siřičitý – SO2
			* Bezbarvý, štiplavý, jedovatý plyn dráždicí dýchací sliznici
			* Snadno zkapalnitelný
			* Je nežádoucí složkou ovzduší, podílí se na vzniku kyselých dešťů
			* Vzniká spalováním síry nebo nekvalitního uhlí
			* Připravuje se rozkladem roztoků siřičitanů kyselinami
			* Vyrábí se pražením sulfidů
			* Projevuje se jako redukční činidlo, pouze v přítomnosti silnějších redukčních činidel funguje jako oxidační činidlo
			* Jeho rozpouštěním ve vodě vzniká slabá kyselina siřičitá H2SO3
			* Používá se k výrobě kyseliny sírové a celulózy, dále pak k odbarvování, konzervování, síření sudů a jako antioxidant
		- Oxid sírový – SO3
			* Pevná látka s polymerní strukturou
				+ obsahuje cyklické molekuly (SO3)3
			* Plynný je monomerní
			* Silně hygroskopický
			* Oxidační činidlo
			* Připravuje se termickým rozkladem některých síranů
			* Vyrábí se katalytickou oxidací oxidu siřičitého
				+ $2 SO\_{2}+O\_{2}→ 2 SO\_{3}$
			* S vodou reaguje za vzniku kyseliny sírové H2SO4
		- Kyselina siřičitá – H2SO3
			* Slabá dvojsytná kyselina
			* Vzniká reakcí oxidu siřičitého s vodou, vzniklý roztok je slabě kyselý, avšak molekuly kyseliny siřičité jsou v něm obsaženy jen v nepatrném množství
				+ Většina molekul SO2 zůstává tzv. hydratované formě
			* Má silné redukční vlastnosti
			* Tvoří dvě řady solí: hydrogensiřičitany, siřičitany
				+ Jsou to silná redukční činidla
				+ Alkalické siřičitany a hydrogensiřičitany jsou dobře rozpustné, zbylé jsou málo rozpustné ve vodě
				+ Hydrogensiřičitany

Připravují se zaváděním oxidu siřičitého do vodného roztoku nebo suspenze hydroxidů či uhličitanů

Jejich redukcí vznikají soli kyseliny dithioničité H2S2O4

Jejich kondenzací vznikají disiřičitany

Hydrogensiřičitan vápenatý – Ca(HSO3)2

Používá se při získávání celulózy ze dřeva

* + - * + Siřičitany

V roztocích se snadno oxidují na sírany

Používají se jako konzervanty, desinfekční prostředky nebo bělící činidla

Siřičitany alkalických kovů se připravují reakcí hydrogensiřičitanů s hydroxidem

Siřičitan sodný – Na2SO3

Používá se k odstraňování chloru v papírenském a textilním průmyslu a je základní součástí fotografických vývojek

* + - Kyselina sírová – H2SO4 – vitriol
			* Silná dvojsytná kyselina
			* Viskózní kapalina, ochotně se mísící s vodou za uvolňování tepla
				+ Proto se při ředění lije kyselina do vody
			* Je hygroskopická – váže na sebe vzdušnou vlhkost a vodu
			* Koncentrovaná (98%) má silné oxidační, dehydratační a korozivní účinky
				+ Organické látky jejím vlivem uhelnatí
				+ Nereaguje s kovy jako je např. olovo, železo, zlato a platina, reaguje např. s mědí za vzniku CuSO4, SO2 a H2O
			* Zředěná se chová jako silná kyselina, oxidační schopnosti ztrácí a reaguje pouze s méně ušlechtilými kovy
			* Vyrábí se nejčastěji kontaktním způsobem
				+ 1. spalováním síry či pražením sulfidů se vyrobí SO2
				+ 2. Oxid siřičitý katalyticky oxiduje na oxid sírový

$2 SO\_{2}+O\_{2}→ 2 SO\_{3}$

* + - * + 3. SO3 je zaváděn do roztoku zředěné kyseliny sírové, a tím se zvyšuje její koncentrace

Zvýšením koncentrace vzniká oleum (dýmavá kyselina sírová), jejíž obecný vzorec lze vyjádřit jako nSO3 . H2O, které se pak ředí na požadovanou koncentraci kyseliny sírové

Oleum obsahuje molekuly kyseliny disírové H2S2O7 a trisírové H2S3O10

Oxid sírový lze zavést i do vody a tím vznikne kyselina sírová, v praxi se ale tento způsob nepoužívá, jelikož je reakce silně exotermická

* + - * Nitrozní metoda výroby se dnes již téměř nevyužívá
			* Používá se při výrobě hnojiv, anorganických sloučenin, barviv, léčiv, výbušnin, plastů, viskózových vláken a titanové běloby
			* Dále se pak využívá v papírenském průmyslu, jako elektrolyt v olověných akumulátorech, dehydratační činidlo, katalyzátor nebo při rafinaci ropy
			* Tvoří dvě řady solí: hydrogensírany, sírany
				+ Většina síranů (vyjma BaSO4 a PbSO4) a všechny hydrogensírany jsou dobře rozpustné ve vodě
				+ Podvojné sírany se nazývají kamence a získávají se společnou krystalizací jednoduchých síranů z vodného roztoku
				+ Hydrogensírany

Jsou známe jen od alkalických kovů

Připravují se reakcí kyseliny sírové s hydroxidy, sírany nebo chloridy alkalických kovů

Jejich kondenzací vznikají disírany

* + - * + Sírany

Připravují se reakcí kyseliny sírové s kovy, jejich oxidy nebo uhličitany

Modrá skalice – CuSO4 . 5 H2O

Vyrábí se rozpouštěním měděných odpadů v horké koncentrované kyselině sírové

Používá se k důkazu vody, impregnaci dřeva, konzervování vycpanin, moření osiva a jako materiál pro výrobu minerálních barev

Bílá skalice – ZnSO4 . 7 H2O

V přírodě se nachází jako minerál goslarit

Vyrábí se reakcí zinku se zředěnou kyselinou sírovou

Používá se k impregnaci dřeva, je součástí barviv pro potisk tkanin a k výrobě bílého pigmentu (litopon)

Zelená skalice – FeSO4 . 7 H2O

Vyrábí se reakcí železa se zředěnou kyselinou sírovou

Používá se k úpravě pitných, povrchových vod a k čištění odpadních vod

Používá se k výrobě pigmentů

* + - Kyselina thiosírová – H2S2O3
			* Nestálá kyselina
			* Vzniká reakcí oxidu sírového se sulfanem při teplotě -78 °C
			* Thiosírany
				+ Atomy síry vázané v thiosíranech nejsou ekvivalentní
				+ Připravují se zaváděním plynné směsi oxidu siřičitého a sulfanu do roztoků hydroxidů alkalických kovů
				+ Reakcí se silnými oxidačními činidly vznikají sírany
				+ Reakcí se slabšími oxidačními činidly vznikají tetrathionany
				+ Thiosíran sodný – Na2S2O3

Složka ustalovače používaného v černobílé fotografii

* **Roztoky**
	+ Jsou homogenní směsi dvou a více látek
		- Směsi – viz. maturitní otázka č. 1
	+ Rozpouštění je děj, při němž roztoky vznikají a dochází při něm k promísení látek na molekulární úrovni
	+ Za rozpouštědlo je považována ta látka, která je v soustavě nadbytku
	+ V roztoku vzniklém smísením látky kapalné s látkou pevnou či plynou je rozpouštědlem kapalina
		- Pokud se jedná o homogenní směs nejrůznějších látek s vodou, je za rozpouštědlo téměř vždy považována voda
	+ **Dělení roztoků podle skupenství**
		- Pevné – např. slitiny kovů
		- Kapalné – např. cukr nebo kyslík rozpuštěný ve vodě
		- Plynné – např. vzduch
	+ **Dělení roztoků podle vlastností rozpouštěné látky**
		- Roztoky neelektrolytů
			* Vznikají při rozpouštění látek, jejichž molekuly obsahují pouze nepolární nebo slabě polární vazby a přecházejí do roztoku jako celek
			* V roztoku jsou obklopeny molekulami rozpouštědla a vzájemně na sebe působí slabými van der Waalsovými silami
			* Vzniklé roztoky nevedou elektrický proud
			* Př.: roztok jodu v chloridu uhličitém, roztok glukosy ve vodě
		- Roztoky pravých elektrolytů
			* Vznikají při rozpouštění iontových sloučenin v polárních rozpouštědlech
			* Při jejich rozpouštění dochází k vytrhávání jednotlivých iontů ze struktury krystalu molekulami rozpouštědla
			* Vzniklý roztok obsahuje volně pohyblivé, elektricky nabité částice, a proto je elektrický vodivý
		- Roztoky potencionálních elektrolytů
			* Elektricky vodivé roztoky vznikají také při rozpouštění sloučenin s polárně kovalentními vazbami
			* Jejich molekuly mohou být molekulami polárního rozpouštědla roztrženy a vzniklé ionty se pak rozptýlí mezi molekulami rozpouštědla
	+ **Složení roztoků**
		- Neomezeně mísitelné látky
			* Vytvářejí homogenní směs, bez ohledu na to, v jakém poměru jsou míseny
			* Patří mezi ně všechny plynné látky a také některé kapaliny
			* Např. soustava vzniklá mísením ethanolu s vodou
		- Omezeně mísitelné látky
			* Tvoří homogenní směs jen v určitém rozsahu vzájemných poměrů
			* Patří sem většina soustav vzniklých mísením pevných a kapalných látek
			* Nenasycený roztok
				+ Za dané teploty a tlaku v něm ještě lze rozpustit další množství látek
			* Nasycený roztok
				+ Za dané teploty a tlaku v něm již nelze rozpustit další množství látek
			* Rozpustnost určité látky v daném rozpouštědle se většinou udává hmotností látky, která se za dané teploty a tlaku rozpustí v určitém váhovém nebo objemovém množství rozpouštědla za vzniku nasyceného roztoku
				+ Rozpustnost látek v závislosti na teplotě a tlaku udávají křivky rozpustnosti
		- Nemísitelné látky
			* Jsou látky vzájemně nerozpustné (rozpouští se velmi malé množství)
			* Např. olej a voda
			* Naprosto nemísitelné látky prakticky neexistují
	+ **Koncentrace roztoků**
		- Hmotnostní zlomek w
			* $w\_{A}=\frac{m\_{A}}{m}$
			* Vynásobením hmotnostního zlomku stem se získá hmotnostní procento
		- Objemový zlomek ϕ
			* ϕA $= \frac{V\_{A}}{V}$
			* Vynásobením objemového zlomku stem se získá objemové procento
			* Celkový objem roztoku by byl roven součtu objemů jednotlivých složek pouze v ideálním případě
				+ Pro reálné roztoky platí, že součet objemových procent všech složek tvořících roztok není roven stu
		- Molární koncentrace
			* $c=\frac{n}{V}$
			* Udává počet molů určité látky rozpuštěné v 1 dm3 roztoku
		- Koncentrace některé složky roztoku vyjádřena objemovým zlomkem, procentem či molární koncentrací je závislá na teplotě soustavy
		- Koncentrace některé složky roztoku vyjádřena hmotnostním zlomkem či procentem je na teplotě soustavy nezávislá
		- **Ředění roztoků:**
			* Směšovací rovnice
				+ m1 . w1 + m2 . w2 = (m1 + m2) . w3
				+ V1 . c1 + V2 . c2 = V . c
			* Křížové pravidlo
			* 