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
  + **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
      * 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
    - 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
      * Průmyslově se vyrábí tzv. Ostwaldovým procesem, což je nepřímá katalytická oxidace amoniaku
        + 1. Katalytická oxidace amoniaku platinou
        + 2. Oxidace oxidu dusnatého
        + 3. Reakce oxidu dusičitého s vodou
      * 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
      * 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 –
      * Redukční –
  + **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
      * 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
        + 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
      * Vynásobením hmotnostního zlomku stem se získá hmotnostní procento
    - Objemový zlomek ϕ
      * ϕA
      * 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
      * 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
      * 