1. **Voda, s-prvky**

* **Voda** – H2O
  + **Kapalné skupenství** – voda
    - **Fyzikální vlastnosti**
      * Chemické vazby mezi atomy svírají úhel 104,45 °
      * Polární sloučenina a rozpouštědlo polárních a iontových látek, při rozpouštění nepolárních látek dochází k solvataci, je amfoterní
      * Tvoří vodíkové vazby – díky nim má vysokou teplotu varu
      * Teplota varu – 100 °C
      * Teplota tání – 0 °C
      * Hustota – 0,998 g/cm3 (20 °C)
      * Viskozita a povrchové napětí klesají se zvyšováním teploty
      * Anomálie vody
        + Největší hustota vody je při 3,95 °C
        + Způsobeno polymerizací vodních molekul vodíkovými vazbami a úhlem mezi atomy vodíku
        + Molekula vody v ledu může mít pouze 4 nejbližší sousedy a v krystalové struktuře vznikají prázdné prostory

Led se tvoří na povrchu vodních ploch a voda nepromrzá do hloubky – přežití vodních organismů

Urychluje zvětrávání – voda zvětšující objem zvětrává horniny

Při zmrznutí dochází ke kypření ornice na polích

* + - * Chemicky čistá voda je velmi slabě vodivá, zvýšením koncentrace iontů příměsí se vodivost zvyšuje
      * Je nestlačitelná – její stlačitelnost nabývá zanedbatelných hodnot
    - **Chemické vlastnosti**
      * Vzniká prudkým až explozivním slučováním vodíku s kyslíkem za uvolnění velkého množství tepla
      * Je vedlejším produktem neutralizace
      * Je obsažena ve spalných plynech při hoření většiny organických látek
      * Reaguje s s-prvky za vzniku hydroxidu a vodíku
      * Reaguje s d-prvky za vzniku oxidů a vodíku
      * **Dělení vody podle izotopického složení**
        + Lehká voda – H2O
        + Polotěžká voda – HDO – přirozená přírodní sloučenina

Využívá se k analýze cirkulace vody v životním prostředí

* + - * + Těžká voda – D2O – v nízké koncentraci v přírodě, využívá se v atomových reaktorech
        + Tritiová voda – T2O – je radioaktivní, tt = 4,48 °C
      * **Dělení vody podle množství rozpuštěních látek**
        + Sladká
        + Slaná – vysoká koncentrace solí, v oceánech a mořích
        + Minerální – vysoká koncentrace iontů a minerálů
        + Tvrdá

Tvrdost trvalá

Obsahuje rozpuštěné sírany, chloridy, dusičnany a křemičitany

Musí být předem chemicky upravena nebo se odstraňuje přidáním Na2CO3 a poté varem

Tvrdost přechodná

Obsahuje rozpuštěný Ca(HCO3)2

Lze ji odstranit varem, kdy se vysráží CaCO3

* + - * + Měkká – málo rozpuštěných minerálů a iontů – dešťová, sníh
        + Destilovaná – chemicky čistá
      * Dělení podle výskytu
        + Moře, oceány, ledovce, spodní voda, jezera, řeky, atmosféra
      * Tenzidy – látky snižující povrchové napětí vody
      * Ionexy – měniče iontů, které dokáží z roztoků zachycovat konkrétní ionty
      * **Pitná, užitková a odpadní voda**
        + Úprava vody na pitnou

Usazování hrubých nečistot v nádržích

Čiření – přidání koagulačního činidla Al2(SO4)3, kdy se vytvoří vločky, které zachycují nečistoty

Filtrace – několikanásobná přes síta a písek

Dezinfekce – odstranění choroboplodných zárodků působením chlóru, ozónu nebo UV záření

Užitková voda se připravuje bez dezinfekce

* + - * + Čistění odpadních vod

Mechanické – lapače písku + česla (hrubá síta)

Biologické – odkalovací nádrže – přidávají se bakterie a vzniká aktivovaný kal, dochází tak k rozkladu organických nečistot

Vzniká vyčištěná voda, biologický kal (na hnojiva) a bioplyn (palivo)

* + **Pevné skupenství** – led
    - Skelný lesk, šesterečná soustava, tvrdost 1,5
    - Druhy ledu: kra, rampouch, sníh, ledovec, kroupy
    - Využití: skladování potravin, kluziště
  + **Plynné skupenství** – vodní pára
    - Bezbarvý plyn bez zápachu
    - Kondenzací vodní páry vznikají oblaka, mraky a srážky
    - V 19. století se stala hybnou sílou průmyslu
* **s1-prvky**
  + jsou I. A prvky, které mají převážně iontový charakter
  + Elektronová konfigurace: ns1
  + Se stoupajícím protonovým číslem klesá teplota tání a zvětšuje atomový poloměr
  + Jsou velmi reaktivní, mají 1 nepárový elektron, jehož oddělením vznikají jednomocné bezbarvé kationy, které jsou stabilní (oxidační číslo +I)
  + Jsou to stříbrolesklé měkké kovy, které jsou vodivé a mají nízkou hodnotu hustoty
  + Kvůli své výbušnosti se uchovávají v petroleji
  + V přírodě se vyskytují pouze ve sloučeninách
  + Zástupci: Lithium, Sodík, Draslík, Rubidium, Cesium, Francium
  + **Lithium** – 3Li
    - Je lehčí než voda, prudce s ní reaguje za vzniku hydroxidu a vodíku
    - Jelikož je velmi měkký lze ho krájet nožem
    - Vyrábí se elektrolýzou taveniny chloridu
    - Využívá se jako příměs do slitin, nebo v lithium-iontových bateriích
  + **Sodík** – 11Na
    - Je lehčí než voda, prudce s ní reaguje za vzniku hydroxidu a vodíku
    - Jelikož je velmi měkký lze ho krájet nožem
    - Vyrábí se elektrolýzou taveniny chloridu
    - Využití
      * silné redukční činidlo
      * na výrobu peroxidů a hydridů
      * kapalný sodík se využívá jako chladící médium
      * sodíkové lampy – sodíkové výbojky
    - Sloučeniny
      * Halit – sůl kamenná – NaCl
        + Využívá se na výrobu chlóru, vodíku a NaOH ze solanky
        + V potravinářství se využívá jako konzervační prostředek
      * Glauberova sůl - Na2SO4 . 10 H2O
      * Chilský ledek – NaNO3
      * Peroxid sodíku – Na2O2
        + reaguje s vodou za vzniku kyslíku a hydroxidu sodného
        + silné oxidační činidlo, které má bělící účinky
      * Hydroxid sodný – NaOH
        + Využívá se na výrobu mýdel a papíru, dále při výrobě celulózy
        + Využívá se také při úpravách bavlny a čištění odpadů
      * Uhličitan sodný – Na2CO3 – soda
        + Vyrábí se Solvayovým způsobem, který má 2 fáze
        + Využívá se na výrobu pracích prášků, mýdel, skla
        + Dále se využívá v textilním a papírenském průmyslu
        + Silně zásaditá
      * Hydrogenuhličitan sodný – NaHCO3 – jedlá soda
        + Využívá se do prášků do pečiva, dále jako náplň hasících přístrojů
        + Vyrábí se například 1. fází Solvayova způsobu
  + **Draslík** – 19K
    - Je lehčí než voda, prudce s ní reaguje za vzniku hydroxidu a vodíku
    - Jelikož je velmi měkký lze ho krájet nožem
    - Vyrábí se redukcí z KCl sodíkem
    - Využívá se jako příměs do slitin, je důležitý pro rostliny a organismy
    - Sloučeniny
      * Draselný ledek – KNO3
      * Sylvín – KCl – je součástí draselných hnojiv
        + Ostatní draselné halogenidy se využívají převážně v laboratořích
  + **Rubidium** a **Cesium** se využívají na konstrukci fotočlánků, **Francium** je radioaktivní prvek s nejnižší elektronegativitou
  + **Barvení plamene**
    - Draslík – fialově
    - Rubidium – fialově
    - Caesium – fialově
    - Sodík – žlutě
    - Lithium – karmínově červeně
  + **Reakce s1-prvků**
    - Téměř všechny reakce lze označit jako redukce, jelikož s1-prvky jsou silná a výborná redukční činidla
    - Využívají se tedy k redukci kovů a polokovů ze sloučenin (nejčastěji z halogenidů)
      * AlCl3 + 3 Na Al + 3 NaCl
    - Reakcí s vodíkem vznikají hydridy
    - Reakcí s kyslíkem
      * Lithium tvoří oxidy
      * Sodík tvoří peroxidy
      * Zbylé I. A prvky tvoří superoxidy
    - Reakcí s vodou vznikají hydroxidy a vodík
    - Reakcí dusíkem za vyšších teplot vznikají nitridy
    - Reakcí s halogeny vznikají velmi bouřlivě halogenidy
  + **Sloučeniny s1-prvků**
    - Hydridy – využívají se v reakcích
    - Peroxidy – silná oxidační činidla
    - Halogenidy – iontová struktura, dobře rozpustné ve vodě, bezbarvé
    - Hydroxidy – bazické sloučeniny, žíraviny, hydroxidy s1-prvků jsou rozpustné ve vodě
    - Uhličitany – soli kyseliny uhličité, minerály
    - Hydrogenuhličitany
* **s2-prvky**
  + jsou prvky II. A skupiny
  + Elektronová konfigurace: ns2
  + Dvojmocné – mají 2 valenční elektrony (oxidační číslo +II)
  + Jsou poměrně reaktivní, avšak méně než s1-prvky
  + Zástupci: Beryllium, Hořčík a kovy alkalických zemin (Vápník, Stroncium, Baryum, Radium)
  + **Beryllium** – 4Be
    - Poměrně vzácný tvrdý a křehký kov s nízkou hustotou
    - Má nejmenší atom s největší ionizační energii (spíše připomíná bór nebo hliník)
    - Tvoří spíše kovalentní vazby
    - Všechny berylnaté sloučeniny jsou jedovaté látky
    - Využívá se jako příměs ve slitinách
    - Sloučeniny
      * Beryl – Be3Al2Si6O18
        + Průmyslově významná ruda tvořící povrchová ložiska, jeho odrůdou je zelený smaragd
      * Oxid berylnatý – BeO
        + Bílá, velmi tvrdá látka s vysokým bodem tání
        + Využívá se v keramickém průmyslu k přípravě glazur
      * Chlorid berylnatý – BeCl2
        + Tvořen dlouhými řetězci, vyskytují se zde donor-akceptorní vazby
  + **Hořčík** – 12Mg
    - Stříbrolesklý, měkký a kujný kov s nízkou hustotou
    - Svými vlastnostmi se odlišuje jak od Beryllia, tak od kovů alkalických zemin, podobá se lithiu
    - Značně rozšířen v zemské kůře a vyskytuje se především ve formě nerozpustných uhličitanů a síranů, které jsou součástí hornin
    - Biogenní prvek
    - Je obsažen v zelené listovém barvivu – chlorofyl
    - Vyrábí se elektrolýzou taveniny chloridu hořečnatého
    - Využití
      * Získávání jiných kovů z jejich sloučenin
      * Při výrobě lehkých slitin
      * Při přípravě Grignardových činidel
      * Hořečnaté kationty fungují jako aktivátory enzymů
    - Sloučeniny
      * Oxid hořečnatý – MgO
        + Bílá, pevná látka
        + Pomalu reaguje s vodou za tvorby hydroxidu hořečnatého
        + Používá se jako žárovzdorný materiál na vyzdívku metalurgických pecí
      * Hydroxid horečnatý – Ba(OH)2
        + Bílá, ve vodě nerozpustná látka
        + V přírodě se vyskytuje jako minerál brucit
      * Magnezit – MgCO3
      * Dolomit – CaCO3 . MgCO3
  + **Kovy alkalických zemin**
    - Zástupci: Vápník, Stroncium, Baryum, Radium
    - Tvoří dvojmocné kationty
    - Jsou to elektropozitivní stříbrolesklé měkké kovy
    - Jsou poměrně reaktivní
    - **Vápník** – 20Ca
      * Nejrozšířenější prvek zemské kůry a biogenní prvek
      * Získává se elektrolýzou taveniny chloridu vápenatého
      * Využívá se k regulaci obsahu uhlíku v litinách a k odstraňování bismutu z olova
      * Sloučeniny
        + Vápenec – CaCO3

Krasové jevy

CaCO3 + CO2 + H2O Ca(HCO)2

Ca(HCO)2 CaCO3 + CO2 + H2O

* + - * + Sádrovec – CaSO4 . 2 H2O
        + Oxid vápenatý – CaO – palené vápno
        + Hydroxid vápenatý – Ca(OH)2 – hašené vápno
        + Karbid vápenatý – CaC2

Vyrábí se v elektrických pecích reakcí oxidu vápenatého s koksem

Reakcí s vodou vzniká acetylen a hydroxid vápenatý

* + - * Výroba sádry: 2 CaSO4 . 2 H2O 2 CaSO4 . ½ H2O + 3 H2O
    - **Stroncium** a **Baryum**
      * Celestit – SrSO4
      * Baryt – BaSO4
      * Vyrábějí se redukcí jejich oxidů hliníkem
      * Rozpustné soli stroncia a barya jsou jedovaté
    - **Radium** – v 10 t uranové rudy se nachází asi 1 mg radia
    - **Barvení plamene**
      * Vápník – cihlově červeně
      * Stroncium – karmínově červeně
      * Baryum – zeleně
      * Radium – karmínově červeně
  + **Sloučeniny s2-prvků**
    - Oxidy – obecný vzorec: MO
      * Jejich zásaditost roste s protonovým číslem
      * Stejným způsobem vzrůstá síla hydroxidů s2-prvků
    - Hydroxidy
      * Be(OH)2 – amfoterní
      * Mg(OH)2 – slabě zásaditý
      * Ca(OH)2 – silně zásaditý
      * Sr(OH)2 – silně zásaditý
      * Ba(OH)2 – se blíží svojí silou alkalickým hydroxidům