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

$NaCl+H\_{2}O+NH\_{3}+CO\_{2}\rightarrow NaHCO\_{3}+NH\_{4}Cl$

$NaHCO\_{3} \begin{matrix}t\\\rightarrow \end{matrix} Na\_{2}CO\_{3}+CO\_{2}+H\_{2}O$

* + - * + 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 $\rightarrow $ 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 $\rightarrow $ Ca(HCO)2

Ca(HCO)2 $\rightarrow $ 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 $\vec{120° C}$ 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