

Chemie prvků

Rozšíření prvků v přírodě

Prvky se vyskytují v přírodě ryzí (v elementární formě), častěji ve formě různých sloučenin. Každá ze složek přírodního prostředí (hydrosféra, litosféra, atmosféra) má svoje typické složení. Obecně je zastoupení prvků v přírodě následující:

Tab 1: Přírodní prostředí (1% cca 10^{20} kg)

Pořadí	Z	Prvek	w (%)
1	8	O	49,5
2	14	Si	25,8
3	13	Al	7,6
4	26	Fe	4,7
5	20	Ca	3,4
6	11	Na	2,6
7	19	K	2,4
8	12	Mg	2,0
9	1	H	0,9
10	22	Ti	0,4
11	6	C	0,1
12	7	N	0,03
Z ... protonové číslo			

Tab 2: Lidské tělo

Pořadí	Z	Prvek	w (%)
1	8	O	63
2	6	C	20
3	1	H	10
4	7	N	3
5	20	Ca	2
6	15	P	1
K, S, Cl, Na, Mg		Σ	0,73
ostatní			0,3

Biologické dělení prvků

Prvky biogenní: vyskytují se v biologických objektech, jsou pro tyto objekty esenciální (nezbytné).

Prvky ostatní:

- toxické - např. Hg, Cd, Pb
- nebiogenní - např. Al

Biogenní prvky se dělí

- **makroprvky:** jsou obsaženy v biologických objektech ve velkém množství (jednotky až desetiny procent) - C, N, O, H, P, Ca
- **oligoprvky:** jsou obsaženy v biologických objektech v menším množství (desetiny až setiny procent) - Na, K, Mg, Fe, S, Cl
- **mikroprvky:** jsou obsaženy v biologických objektech ve velmi malém množství (tisíciny procenta a méně) - Cu, Mn, B, Si, F, I

Těchto 18 prvků se vyskytuje ve všech objektech. Dále se variabilně vyskytuje dalších asi 50 prvků.

Biogeochemický cyklus

Biogenní i ostatní prvky vyměňuje biologický objekt se svým okolím, jedná se o tok hmoty. Hnací silou je energie slunečního záření. Vzhledem k prostředí se jedná o **biogeochemický cyklus**. Existence cyklu souvisí s následujícím:

- životní procesy biologických objektů jsou neoddělitelně spjaty s výměnou látky a energie mezi objektem a jeho okolím
- délka života je omezena, po určité době organismy umírají (zčásti nebo zcela)
- životní procesy produkují odpad organického charakteru, který je rozložen, mineralizován, vzniká soubor volných živin
- minerální živiny jsou dále zpracovány rostlinami a zabudovány do jejich biomasy; cyklus se uzavírá

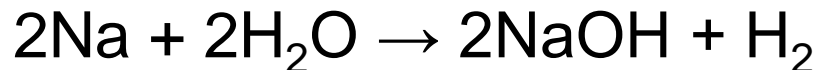
Každý prvek má svůj biogeochemický cyklus. Tento byl původně přirozený, dnes se skládá z části přirozené a části antropogenně ovlivněné

Periodický systém prvků

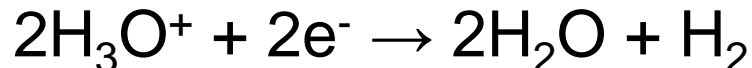
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	VIII	VIII	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0		
<div>Vodík</div> <div>1</div> <div>H</div> <div>1,00794(7)</div>	<div><div></div>nekovy</div> <div><div></div>alkalické kovy</div> <div><div></div>alkalické zemní kovy</div> <div><div></div>vzácné plyny</div> <div><div></div>halogeny</div> <div><div></div>metalloidy</div> <div><div></div>přechodné kovy</div> <div><div></div>jiné kovy</div> <div><div></div>vzácné zemní prvky</div>																<div>Helium</div> <div>2</div> <div>He</div> <div>4,002602(2)</div>		
<div>Lithium</div> <div>3</div> <div>Li</div> <div>6,941(2)</div>	<div>Beryllium</div> <div>4</div> <div>Be</div> <div>9,012182(3)</div>	<div><div></div>název prvku</div> <div><div></div>protonové číslo</div> <div><div></div>značka prvku</div> <div><div></div>relativní atomová hmotnost</div>										<div>Kyslík</div> <div>8</div> <div>O</div> <div>15,9994(3)</div>	<div>Neon</div> <div>10</div> <div>Ne</div> <div>20,1797(8)</div>						
<div>Sodík</div> <div>11</div> <div>Na</div> <div>22,989770(2)</div>	<div>Hořčík</div> <div>12</div> <div>Mg</div> <div>24,3050(6)</div>	<div>Bor</div> <div>5</div> <div>B</div> <div>10,811(7)</div>	<div>Uhlík</div> <div>6</div> <div>C</div> <div>12,0107(8)</div>	<div>Dusík</div> <div>7</div> <div>N</div> <div>14,00674(7)</div>	<div>Kyslík</div> <div>8</div> <div>O</div> <div>15,9994(3)</div>	<div>Fluor</div> <div>9</div> <div>F</div> <div>18,9984032(5)</div>	<div>Neon</div> <div>10</div> <div>Ne</div> <div>20,1797(8)</div>	<div>Hliník</div> <div>13</div> <div>Al</div> <div>26,981538(2)</div>	<div>Křemík</div> <div>14</div> <div>Si</div> <div>28,0855(3)</div>	<div>Fosfor</div> <div>15</div> <div>P</div> <div>30,973761(2)</div>	<div>Síra</div> <div>16</div> <div>S</div> <div>32,066(6)</div>	<div>Chlór</div> <div>17</div> <div>Cl</div> <div>35,4527(9)</div>	<div>Argon</div> <div>18</div> <div>Ar</div> <div>39,948(1)</div>	<div>Gallium</div> <div>31</div> <div>Ga</div> <div>69,723(1)</div>	<div>Germanium</div> <div>32</div> <div>Ge</div> <div>72,61(2)</div>	<div>Arzen</div> <div>33</div> <div>As</div> <div>74,92160(2)</div>	<div>Selen</div> <div>34</div> <div>Se</div> <div>78,96(3)</div>	<div>Brom</div> <div>35</div> <div>Br</div> <div>79,904(1)</div>	<div>Krypton</div> <div>36</div> <div>Kr</div> <div>83,80(1)</div>
<div>Drasník</div> <div>19</div> <div>K</div> <div>39,0983(1)</div>	<div>Vápník</div> <div>20</div> <div>Ca</div> <div>40,078(4)</div>	<div>Skandium</div> <div>21</div> <div>Sc</div> <div>44,955910(8)</div>	<div>Titan</div> <div>22</div> <div>Ti</div> <div>47,867(1)</div>	<div>Vanad</div> <div>23</div> <div>V</div> <div>50,9415(1)</div>	<div>Chrom</div> <div>24</div> <div>Cr</div> <div>51,9961(6)</div>	<div>Mangan</div> <div>25</div> <div>Mn</div> <div>54,938049(9)</div>	<div>Železo</div> <div>26</div> <div>Fe</div> <div>55,845(2)</div>	<div>Kobalt</div> <div>27</div> <div>Co</div> <div>58,933200(9)</div>	<div>Nikl</div> <div>28</div> <div>Ni</div> <div>58,6934(2)</div>	<div>Měď</div> <div>29</div> <div>Cu</div> <div>63,546(3)</div>	<div>Zinek</div> <div>30</div> <div>Zn</div> <div>65,39(2)</div>	<div>Gallium</div> <div>31</div> <div>Ga</div> <div>69,723(1)</div>	<div>Indium</div> <div>49</div> <div>In</div> <div>114,818(3)</div>	<div>Cin</div> <div>50</div> <div>Sn</div> <div>118,710(7)</div>	<div>Antimon</div> <div>51</div> <div>Sb</div> <div>121,760(1)</div>	<div>Tellur</div> <div>52</div> <div>Te</div> <div>127,60(3)</div>	<div>Jod</div> <div>53</div> <div>I</div> <div>126,90447(3)</div>	<div>Xenon</div> <div>54</div> <div>Xe</div> <div>131,29(2)</div>	
<div>Rubidium</div> <div>37</div> <div>Rb</div> <div>85,4678(3)</div>	<div>Stroncium</div> <div>38</div> <div>Sr</div> <div>87,62(1)</div>	<div>Yttrium</div> <div>39</div> <div>Y</div> <div>88,90586(2)</div>	<div>Zirkonium</div> <div>40</div> <div>Zr</div> <div>91,224(2)</div>	<div>Niob</div> <div>41</div> <div>Nb</div> <div>92,90638(2)</div>	<div>Molybden</div> <div>42</div> <div>Mo</div> <div>95,94(1)</div>	<div>Technecium</div> <div>43</div> <div>Tc</div> <div>(98,9063)</div>	<div>Ruthenium</div> <div>44</div> <div>Ru</div> <div>101,07(2)</div>	<div>Rhodium</div> <div>45</div> <div>Rh</div> <div>102,90550(2)</div>	<div>Palladium</div> <div>46</div> <div>Pd</div> <div>106,42(1)</div>	<div>Stříbro</div> <div>47</div> <div>Ag</div> <div>107,8682(2)</div>	<div>Kadmium</div> <div>48</div> <div>Cd</div> <div>112,411(8)</div>	<div>Indium</div> <div>49</div> <div>In</div> <div>114,818(3)</div>	<div>Cin</div> <div>50</div> <div>Sn</div> <div>118,710(7)</div>	<div>Antimon</div> <div>51</div> <div>Sb</div> <div>121,760(1)</div>	<div>Tellur</div> <div>52</div> <div>Te</div> <div>127,60(3)</div>	<div>Jod</div> <div>53</div> <div>I</div> <div>126,90447(3)</div>	<div>Xenon</div> <div>54</div> <div>Xe</div> <div>131,29(2)</div>		
<div>Cesium</div> <div>55</div> <div>Cs</div> <div>132,90545(2)</div>	<div>Baryum</div> <div>56</div> <div>Ba</div> <div>137,327(7)</div>	<div>57-70</div> <div>Lantha- noidy</div>	<div>Hafnium</div> <div>72</div> <div>Hf</div> <div>178,49(2)</div>	<div>Tantal</div> <div>73</div> <div>Ta</div> <div>180,9479(1)</div>	<div>Wolfram</div> <div>74</div> <div>W</div> <div>183,84(1)</div>	<div>Rhenium</div> <div>75</div> <div>Re</div> <div>186,207(1)</div>	<div>Osmium</div> <div>76</div> <div>Os</div> <div>190,23(3)</div>	<div>Iridium</div> <div>77</div> <div>Ir</div> <div>192,217(3)</div>	<div>Platina</div> <div>78</div> <div>Pt</div> <div>195,078(2)</div>	<div>Zlato</div> <div>79</div> <div>Au</div> <div>196,96656(2)</div>	<div>Rtuť</div> <div>80</div> <div>Hg</div> <div>200,59(2)</div>	<div>Thallium</div> <div>81</div> <div>Tl</div> <div>204,3833(2)</div>	<div>Olovo</div> <div>82</div> <div>Pb</div> <div>207,2(1)</div>	<div>Bismut</div> <div>83</div> <div>Bi</div> <div>208,98038(2)</div>	<div>Polonium</div> <div>84</div> <div>Po</div> <div>(209,9824)</div>	<div>Astat</div> <div>85</div> <div>At</div> <div>(209,9871)</div>	<div>Radon</div> <div>86</div> <div>Rn</div> <div>(222,0176)</div>		
<div>Francium</div> <div>87</div> <div>Fr</div> <div>(223,0197)</div>	<div>Rádium</div> <div>88</div> <div>Ra</div> <div>(226,0254)</div>	<div>89-102</div> <div>Akti- noidy</div>	<div>Rutherfordium</div> <div>104</div> <div>Rf</div> <div>(261,110)</div>	<div>Dubnium</div> <div>105</div> <div>Db</div> <div>(262,1144)</div>	<div>Seaborgium</div> <div>106</div> <div>Sg</div> <div>(263,1186)</div>	<div>Bohrium</div> <div>107</div> <div>Bh</div> <div>(264,12)</div>	<div>Hassium</div> <div>108</div> <div>Hs</div> <div>(265,1306)</div>	<div>Meitnerium</div> <div>109</div> <div>Mt</div> <div>(268)</div>	<div>Ununnilium</div> <div>110</div> <div>Uun</div> <div>(269)</div>	<div>Ununnilium</div> <div>111</div> <div>Uuu</div> <div>(272)</div>	<div>Ununnilium</div> <div>112</div> <div>Uub</div> <div>(277)</div>								

Vodík

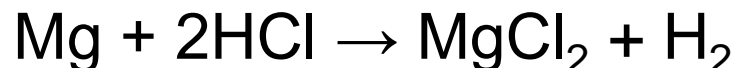
- Vodík je prvním prvkem v PSP, proto má elektronovou konfiguraci $1s^1$
- Vodík je nejrozšířenější prvek ve vesmíru a třetí nejrozšířenější prvek na Zemi.
- Vyskytuje se volný i vázaný ve sloučeninách.
- Volný vodík např. v plynném obalu hvězd, na Zemi se volný vodík nevyskytuje. Největší množství vodíku je obsaženo ve vodě.
- Je to významný biogenní prvek.
- Laboratorní příprava například reakcí elektropozitivních kovů s vodou:



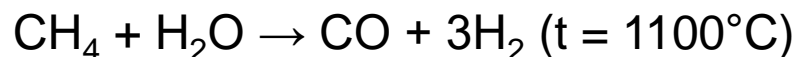
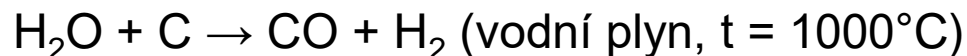
- Elektrolýzou vody, která obsahuje malé množství H_2SO_4 nebo NaOH pro zvýšení vodivosti



- Nebo reakcí zředěných kyselin s elektropozitivními kovy



- Průmyslově se vodík vyrábí reakcí vodní páry s koksem nebo methanem



Vodík

•Použití

- Vodík se používá při výrobě amoniaku, methanolu, chlorovodíku a dalších.
- Dále se používá např. na hydrogenaci olejů
- Při výrobě kovů se uplatňuje jako redukční činidlo.
- Kyslíko-vodíkové a vodíkové hořáky se používají k řezání a sváření.
- Vodík se může používat i jako raketové palivo.
- Deuterium (^2D) se připravuje z těžké vody (D_2O), která se vyrobí elektrolytickým obohacením vody. Používá se při sledování reakčních mechanismů, popřípadě jako deuterovaná rozpouštědla, jejichž uplatnění je například v nukleární magnetické resonanci (NMR).
- Tritium (^3T) vzniká působením kosmického záření na vzdušný dusík:
 $^{14}\text{N} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{12}\text{C} + ^3_1\text{T}$
- Připravuje se působením neutronů na lithium:
 $^6\text{Li} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^3_1\text{T} + ^4_2\alpha$
- Tritium se používá na sledování pohybu spodních vod a na studium reakčních mechanismů.

Kyslík

- V periodické tabulce prvků leží kyslík ve 2. periodě v VIa skupině. Elektronegativita kyslíku je velmi vysoká, hned po fluoru je to druhá nejvyšší hodnota v PSP.
- Kyslík má k dispozici dva elektrony, s nimiž tvoří vazbu, nejčastěji se tedy v molekulách vyskytuje v oxidačním čísle -2. Zbylé elektrony jsou přítomny jako 2 volné elektronové páry.
- **Výskyt**
- Kyslík je nejrozšířenějším prvkem na Zemi. Vyskytuje se ve dvou alotropických modifikacích. Volný se vyskytuje ve formě **atmosférického kyslíku O₂**, popřípadě jako součást ozonové vrstvy, tedy jako **ozon O₃**. O₂ v zemské atmosféře tvoří 20,948 % jejího složení.
- Vázaný ve sloučeninách (jako voda a jako složka většiny hornin, minerálů a půd)
- Kyslík je významným makrobiogenním prvkem.

Kyslík

- Laboratorní příprava: tepelným rozkladem některých solí kyslíkatých kyselin, nejvhodnější pro tyto účely je chlorečnan draselný (KClO_3), který uvolňuje kyslík při zahřívání na 400 až 500°C:



- Nebo tepelný rozklad manganistanu draselného při 215 – 230 °C



- Průmyslově: **frakční destilací zkapalněného vzduchu** při teplotě asi -183°C.
- Vlastnosti:
- plyn bez barvy, zápachu a chuti
- extrémně reaktivní plyn - **hoření** nebo explozivní reakce (např.: reakce s uhlíkem a vodíkem).

Ozon – O_3

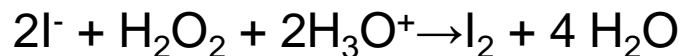
Ozonová vrstva - ochrana Země před intenzivním UV zářením Slunce

Kyslík

- Použití:
- Autogenní sváření a řezání kovů, kdy dochází ke spalování acetylenu v proudu kyslíku.
- Kyslíkem se plní dýchací přístroje a kyslíkové stany.
- Při otravách jedovatými plyny se kyslík inhaluje jako antidotum.
- Používá se k intenzifikaci metalurgických procesů (tavení železných a neželezných kovů).
- V kapalném stavu slouží jako pohon raket a kosmických lodí.

Kyslík

- Sloučeniny:
- Voda: H_2O
- Peroxid vodíku: H_2O_2
- Peroxid se používá jako oxidační i redukční činidlo, popřípadě na desinfekci či ve vlasové kosmetice



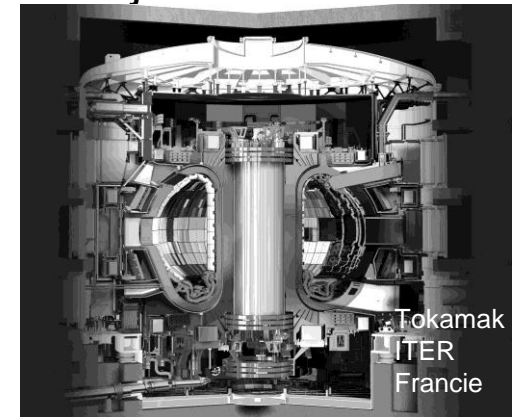
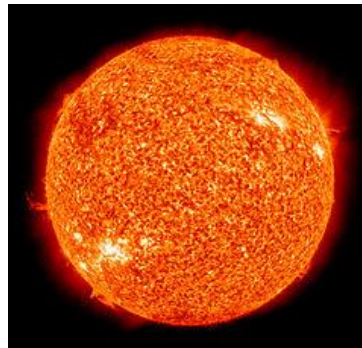
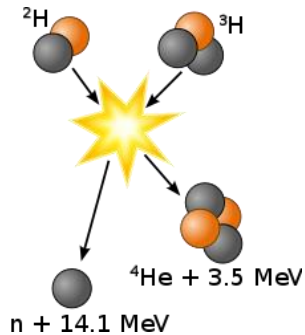
- Desinfekční peroxid: 3% roztok

Kyslík

- Sloučeniny:
- **Oxidy**
- Oxidy jsou sloučeniny kyslíku s dalšími atomy. S výjimkou lehčích vzácných plynů jsou známy oxidy všech prvků periodické tabulky. Z chemického hlediska, tedy podle toho jak reagují s vodou, dělíme oxidy na několik podskupin.
- kyselé: většinou oxidy nekovů (CO_2 , SO_2 , NO_2)
- bazické: oxidy elektropozitivních prvků (Na_2O , CaO , Ti_2O_3)
- amfoterní: oxidy méně elektropozitivních prvků (BeO , ZnO , Al_2O_3)
- neutrální: oxidy, které nereagují s vodou ani s vodnými roztoky kyselin nebo hydroxidů (CO , N_2O)
- Další dělení může být z hlediska vodivosti:
- výborné izolanty (např. MgO); polovodiče (např. NiO); dobré vodiče (ReO_3)
- Posledním dělením je rozdělení podle struktury:
- molekulové (CO , CO_2 , OsO_4); řetězové (HgO , CrO_3 , Sb_2O_3); vrstevnaté (SnO , As_2O_3 , Re_2O_7)

Vzácné plyny

- Valenční vrstva je zcela zaplněna
- Získávají se frakční destilací zkapalnělého vzduchu
- Ar 0,93% ve vzduchu
- He 2. nejrozšířenější ve vesmíru - ve hvězdách – vzniká termojadernou fúzí



Halogeny

- velmi reaktivní, a proto se v přírodě vyskytují pouze ve sloučeninách.
- V minerálech se vyskytuje **Fluor** ve formě **Kazivce (Fluoritu) CaF_2** , **Kryolitu Na_3AlF_6** a **Apatitu $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$** . Je ale také obsažen v kostech a zubní sklovině.
- Naproti tomu **chlor** je v přírodě mnohem více rozšířen. V minerálech většinou jako **NaCl halit**, **KCl Sylvín**, MgCl_2 , tyto soli jsou většinou rozpuštěny i v mořské vodě. V živé přírodě se vyskytuje velmi rozšířeně v žaludku jakožto trávicí šťáva. Dále se chlor (Cl^-) vyskytuje v krvi a ostatních tělních tekutinách, kde určuje osmotický tlak tekutiny.
- **Brom** se v přírodě vyskytuje v minerální formě v bromidech, podobně jako chlor. Nalezneme ho v mořské vodě.
- **Jód** se v přírodě vyskytuje v mořských řasách, chaluhách, houbách a korálech, kde je přítomen ve formě jodidů i jodičnanů. Malé množství jódu je také obsaženo v mořské soli. Podporuje funkci štítné žlázy.
- **Astat** je uměle připravený prvek, který byl k halogenům zařazen podle protonového čísla, nikoli podle jeho vlastností. Ty se totiž v mnohých případech liší.

Fluor

- **Fluor** je za normálních podmínek žlutozelený plyn.
- S většinou prvků se slučuje přímo, s vodíkem velmi explozivně
- ox. čísla 0 a -I
- Většina vyrobeného fluoru (70 – 80%) se používá k výrobě fluoridu uranového (UF_6) pro potřeby jaderných elektráren
- Dále se fluor používá na výrobu fluoridu sírového (SF_6), který funguje jako nevodič a také se tak používá.
- Vyrábí se z něj fluorační činidla pro organickou chemii: ClF_3 , BrF_3 a IF_3 (Lewisovy kyseliny) a nebo se používá se k výrobě inertních mazacích tuků nebo fluorovaných olejů.
- SF_6 – plyn 6x těžší než vzduch - je schopen při vdechnutí měnit hlas – snižuje viz. [youtube.com](https://www.youtube.com)

Fluorovodík

- **Fluorovodík HF** je bezbarvý ostře páchnoucí plyn
- Vyrábí se působením kyseliny sírové na kalcit:
- $\text{CaF}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \rightarrow 2\text{HF}(\text{g}) + \text{CaSO}_4(\text{s})$.
- Vodný roztok, **kyseliny fluorovodíková** je nejslabší halogenovou kyselinou a volně disociuje na F^- a na H_3O^+ .
- Je silně toxická. Nepřímo způsobuje zvýšenou dráždivost nervů. Žíravý účinek HF na pokožku je způsoben dehydratací, nízkým pH a specifickým toxickým účinkem vysoké koncentrace iontů F^- , ty z tkáně odebírají Ca^{2+} jako CaF_2 , úbytek Ca^{2+} má za následek vznik relativního nadbytku K^+ v tkáních a to je příčinou zvýšené citlivosti nervů.
- Viz. Breaking Bad Season 1 – Tak to nefunguje
- HF leptá sklo: $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, proto se uchovávají v lahvích z umělé hmoty. Fluorovodíková je dýmavá bezbarvá kyselina, která silně leptá sliznice.

Fluoridy

- **NaF** na fluoridizaci vody, nakonzervování dřeva a na výrobu fungicidů a insekticidů
- **SnF₂** se přidává do zubních past k prevenci zubního kazu
- **UF₆** použití v jaderné energetice
- Nedostatek fluoridů způsobuje defekty a zpomalený růst tvrdých tkání, zpomaluje vývoj zubů a zvyšuje jejich náchylnost ke vzniku zubního kazu. Naopak nadbytek fluoridů vede k fluoróze kostí, kalcifikaci šlach a vazů, osteoskleróze a rovněž k fluoróze zubů.
- Zubní kaz – v kyselém prostředí dochází k demineralizaci zubní skloviny. Fluoridové ionty urychlují remineralizaci tvorbou fluoroapatitu $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$

Chlor

- Je zelenožlutý jedovatý plyn. Po vdechnutí vzniká v plicích reakcí s vodou kyselina chlorná a chlorovodíková. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$
- Chlor se používá na výrobu chlorovaných organických sloučenin (halogenderiváty, vinylchlorid, polyvinylchlorid, freony...).
- Dále se používá na bělení papíru, textilu a celulózy či na dezinfekci pitné a užitkové vody (v plaveckých bazénech a odpadních stokách), která může probíhat buď rozkladem NaClO za vzniku radikálu chloru, nebo ještě dále reagovat s vodou za vzniku ještě reaktivnějšího biradikálu kyslíku.
- Jiným použitím je výroba anorganických sloučenin (HCl , HClO , NaClO_3 atd.)

Chlor

- **Kyselina chlorovodíková HCl** se vyrábí spalováním vodíku v chloru, případně rozpouštěním chloru ve vodě. Koncentrovaná je 38%.
- Používá se na moření oceli a jiných kovů, při kterém se odstraňuje krusta oxidů, na koagulaci latexu, na rozklad kostí (a jiného org. materiálu), které se používají jako surovina k výrobě želatiny, na výrobu chloroprenu a PVC
- **Důležité chloridy:** salmiak NH_4Cl , chlorid draselný KCl (na výrobu draselných hnojiv (KNO_3)), Chlorid železitý FeCl_3 (roztoky se používají v elektrotechnice při výrobě plošných spojů jako leptadlo)
- Chlorid sodný NaCl - potravinářský a chemický průmysl.
- V potravinářství se kromě běžné úpravy potravin používá při konzervaci masa nasolením.
- V chemickém průmyslu je surovinou pro výrobu sodíku, jedlé sody, chlóru, kyseliny chlorovodíkové a mnoha dalších sloučenin. NaCl se vyrábí se buď přímou syntézou prvků: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ a nebo se může připravit reakcí halogenovodíkových kyselin s oxidy nebo hydroxidy, případně se solemi slabých kyselin: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Chlor

- **Chlornany** (ClO)⁻ jsou silná oxidační, desinfekční a bělicí činidla. Vznikají zaváděním chlóru do roztoků hydroxidů:
- $2\text{NaOH}_{(\text{aq})} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO}_{(\text{aq})} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- NaClO + NaCl + Cl₂ se používá pod obchodním názvem **Savo** a má bělicí účinky (oxidační činidlo)
- Dalším desinfekčním činidlem je **chlorové vápno** Ca(ClO)₂ · 2H₂O.
- **Chlorečnany** (ClO₃)⁻ vznikají zaváděním chlóru do hydroxidu:
- $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
- Chlorečnan sodný (NaClO₃) je totální herbicid **travex**, používá se při sušení sojových bobů. Chlorečnan draselný (KClO₃) tvoří důležitou složku zápalných směsí pro hlavičky zápalek, funguje také jako třaskavina.

Síra



- Elektronová konfigurace [Ne] 3s² 3p⁴
- Nekovový chemický prvek žluté barvy, poměrně hojně zastoupený v přírodě. Patří do skupiny chalkogenů.
- Síra hoří na vzduchu modrým plamenem za vzniku oxidu siřičitého SO₂ a v malém množství i oxidu sírového SO₃.
- Reaguje s kyselinami, které mají oxidační vlastnosti:
- $S + 2 HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2 NO$
- V chemickém průmyslu se elementární síra používá především pro vulkanizaci kaučuku. Množství síry přidané do směsi pak určuje tvrdost získaného produktu. Dále je elementární síra základní surovinou pro výrobu kyseliny sírové.
- Síra je významnou složkou různých fungicidů, tedy prostředků působících proti růstu hub a plísní. Síření sklepů i sudů pro uchovávání vína či piva efektivně brání množení nežádoucích plísní a mikroorganismů.
- Síra je složkou dvou esenciálních aminokyselin (cysteinu a methioninu)

Síra

- **FeS_2 pyrit**, **PbS galenit**, **ZnS sfalerit**, **CuFeS_2 chalkopyrit**,
- **sádrovec $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$** , **baryt BaSO_4** , **kamenec $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$** , **celestin SrSO_4** , **auripigment As_2S_3** , **arsenopyrit FeAsS** , **sádra $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$**



Kyselina sírová

- Je bezvodá hustá, viskózní kapalina. Triviálně se jí říká **vitriol**. Je neomezeně mísitelná s vodou. 98,3% této kyseliny tvoří **azeotropickou** směs, tedy směs, která má při teplotě varu stejné složení jako její pára, a proto ji nelze destilací oddělit.
- Při koncentrované kyseliny vodou dochází k vzniku velkého množství tepla, proto je nutné lít kyselinu do vody a ne naopak.
- Má vysokou elektrickou vodivost, která je způsobena **autoprotolýzou**:
- $2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{HSO}_4)^- + (\text{H}_3\text{SO}_4)^+$
- H_2SO_4 je významná pro svoji **dehydratační** schopnost, ve zředěné formě rozpouští neušlechtilé kovy za vývoje vodíku, zatímco horká koncentrovaná kyselina rozpouští některé ušlechtilé kovy, ačkoliv zlato účinkům H_2SO_4 odolává:
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Kyselina sírová i oleum se používají v rozmanitých odvětvích průmyslu. Používá se na při výrobě barev, léčiv, výbušnin, při výrobě plastů, syntetických vláken ale třeba i při rafinaci ropy a nebo při úpravách rud.

Sírany

- sírany $(\text{SO}_4)^{2-}$ a hydrogensírany $(\text{HSO}_4)^{-}$. Tyto se používají na výrobu hnojiv (sírany alkalických kovů), při rafinaci ropy, výrobě papíru a nátěrových barev, výrobě mýdel a detergentů a při výrobě umělých vláken.
- Sírany se mohou připravovat značným množstvím reakcí kyseliny sírové například s kovy (vodný roztok kyseliny), oxidy, hydroxidy, solemi...
- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
- $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Většina síranů je ve vodě dobře rozpustná, málo rozpustné jsou sírany kovů alkalických zemin, stříbra a olova.
- Průmyslově významnou je reakce s fosforečnanem vápenatým, jejímž produktem je směs síranu vápenatého, monohydrogenfosforečnanu vápenatého, dihydrogenfosforečnanu vápenatého a volné kyseliny fosforečné známá jako fosforečné hnojivo superfosfát.
- Dalším významným síranem je sádra, tedy $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$. Sádra se vyrábí termickým rozkladem sádrovce, tedy dihydrátu CaSO_4 , takzvaným vařákovým způsobem při 180°C . Po smíšení s vodou dochází k opětné hydrataci.

Sulfan a sulfidy

- Sulfan neboli sirovodík (H_2S) se vyskytuje v sopečných plynech, v minerálních vodách, vzniká při rozkladu bílkovin atd. Připravuje se působením kyselin na sulfidy:
- $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- Obecně je sulfan bezbarvý, nepříjemně páchnoucí plyn, který je velmi jedovatý. Naštěstí jsou ale lidské smyslové buňky na většinu sirných derivátů tak citlivé, že nás zápach donutí opustit místnost dříve, než se stačíme otrávit.
- Vodný roztok H_2S je slabou dvojsytnou kyselinou, která tvoří dva druhy solí: sulfidy (S^{2-}) a hydrogensulfidy (HS^-).
- $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}$; $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{HCl}$
- $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeS} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
- Sulfidy těžkých kovů jsou nerozpustné a většinou barevné.
- Sulfid stříbrný Ag_2S je černá látka, nerozpustná ve vodě.
- Tato látka se postupně vytváří na všech stříbrných předmětech a způsobuje jejich typické šednutí a ztrátu lesku.

Oxid siřičitý SO₂

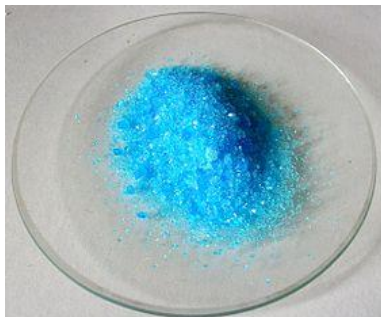
- Nežádoucí a škodlivý vedlejší produkt při spalování uhlí a topných olejů, čímž dochází ke **znečišťování ovzduší**.
- Ničí naše životní prostředí, podporuje korozi, způsobuje kyselé deště, ničí jehličnaté lesy, způsobuje záněty průdušek. Je to bezbarvý jedovatý plyn s dusivým, štiplavým zápachem, který nehoří ani hoření nepodporuje.
- Vyrábí se spalováním síry nebo sulfanu, popřípadě pražením pyritu (disulfid železnatý):
- $\text{NaSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$; $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

Oxid siřičitý SO₂

- Nežádoucí a škodlivý vedlejší produkt při spalování uhlí a topných olejů, čímž dochází ke **znečišťování ovzduší**.
- Ničí naše životní prostředí, podporuje korozi, způsobuje kyselé deště, ničí jehličnaté lesy, způsobuje záněty průdušek. Je to bezbarvý jedovatý plyn s dusivým, štiplavým zápachem, který nehoří ani hoření nepodporuje.
- Vyrábí se spalováním síry nebo sulfanu, popřípadě pražením pyritu (disulfid železnatý):
- $\text{NaSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$; $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- České elektrárny používají jako metodu pro odsíření spalin převážně mokrou vápencovou vypírku. V absorberu (nádobě o průměru 15 m a výšce 40 m) procházejí kouřové plyny několikastupňovou sprchou, která rozstříkuje vápencovou suspenzi, tj. rozemletý vápenec ve vodě.
- $\text{CaCO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- Vzniklý produkt - tzv. energosádrovec - lze výhodně využít pro výrobu sádry, stavebních dílů, cementu a stabilizátu.

Skalice

- **Modrá skalice** $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ je nerozpustná v nepolárních ale rozpustná v polárních rozpouštědlech. Používá se v galvanotechnice jako elektrolyt ale také jako fungicid (moření osiv, ošetření brambor, vinařství, ovocnářství)
- **Zelená skalice** $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ vzniká v přírodě samovolně zvětráváním pyritu. Používá se k úpravě pitných, povrchových a technologických vod (nejúčinněji v zásadité oblasti pH) a k čištění odpadních vod. Na odstranění lišejníků.
- **Bílá skalice** $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ na vzduchu dehydratuje, tedy ztrácí vodu. Používá se na moření textilií, na konzervaci (impregnaci) dřeva, je součástí elektrolytu pro galvanické pozinkování, vyrábí se z něj lipoton (bílý pigment) a ve své nejčistší formě se používá v očním lékařství jako desinfekce (zředěná).



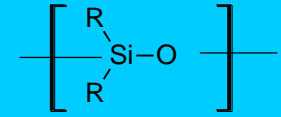
Křemík

- Křemík je po kyslíku druhý nejrozšířenější prvek v zemské kůře. Volný se ale nevyskytuje, nachází se ve sloučeninách, a to pouze s kyslíkem.
- Minerál SiO_2 -**křemen**, dále jako SiO_2 v pískovcích, jílech
- Křemík je modrošedá, lesklá velmi tvrdá látka se strukturou podobnou diamantu; je polovodič, měrný odpor s rostoucí teplotou klesá
- Křemík je i přes svou afinitu ke kyslíku značně **odolný vůči působení vzduchu a vody**, protože se jeho povrch pokrývá vrstvou oxidu křemičitého.
- Velmi čistý křemík se vyrábí redukcí křemene nebo písku čistým koksem v elektrické obloukové peci:
- $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \rightarrow \text{Si} + 2\text{CO}$
- Vyrábí se z něj solární články, počítačové čipy atd.

Sklo

- Nejdříve se dokonale promísí sklářský písek (SiO_2) s uhličitanem vápenatým, uhličitanem sodným, sodou, potaží, boraxem, oxidem hlinitým a dalšími vytvoří se **Sklářský kmen**. Ten se zahřeje na teplotu 1400 až 1500°C roztaví se, z roztavené skloviny se odstraňují bublinky plynů přidáním **čeřících látek** As_2O_3 ; teplota musí být vysoká kvůli potřebě nízké viskozity.
- Po odstranění plynů se tavenina pomalu ochlazuje.
- Rozdělení skla:
- **Křemenné sklo** s čistým křemenným pískem SiO_2 se používá v laborce a je křehké.
- **Tabulkové sklo** se používá běžně, není odolné vůči teplotě; Na_2CO_3 , CaCO_3 .
- **Draselné sklo** je odolné vůči mechanickým vlivům; příměs potaše K_2CO_3 .
- **Borosilikátové sklo** je odolné vůči změnám teplot, používá se k výrobě těžkotavitelných trubiček; příměs B_2O_3 , K_2CO_3 .
- **Olovnaté sklo** má vysoký index lomu; čím více Pb tím je měkčí, používá se v optice, na čočky v bižuterii; příměs Pb_xO_y .
- **Mléčné sklo** je zakaleno přítomností As_2O_3 nebo SnO_2 a některých fosforečnanů

Silikony



- **Polysiloxany – silikony**
- Jsou to organoprvkové polymery, dobře tepelně odolné, hydrofobní, tedy fyziologicky nezávadné. Využívají se jako tělní implantáty, oleje, plasty, lepidla a impregnace. Lineární silikony bývají ve formě olejů, mastí, mazadel, impregnací. Sem patří například SILAN – aviváž. Jsou li to zesíťované polymery, tvoří pryskyřice a kaučuky.
- **Silikonové pryskyřice** slouží jako izolace elektrického a strojního zařízení, vyrábí se z nich lamináty pro desky plošných spojů, používají se na zapouzdření součástek (rezistory, integrované obvody - pomocí lisování). Vyrábí se z nich barvy odolné k vysokým teplotám (kuchyňské nádobí).
- **Silikonové oleje** - hydraulické oleje a plní se jimi kapalinové tlumiče. Mohou být použity i jako autoleštidla či pleťové vody na opalování a rtěnky.
- **Silikonové kaučuky** jsou materiály, ze kterých se vyrábí izolační pouzdra kabelů a těsnící vložky, membrány, kyslíkové masky, zdravotnické hadice, kosmické skafandry i implantáty.

Uhlík

- **4. skupina; konfigurace $1s^2, 2s^2, 2p^2$**

- Uhlík se v přírodě vyskytuje jako volný prvek (ve formě grafitu a diamantu) a nebo vázaný ve sloučeninách, především v uhličitanech Ca, Mg a dalších elektropozitivních prvků. Je také složkou atmosféry a to ve formě CO_2 . Jeho koncentrace v atmosféře neustále roste, dnes již dosahuje hodnot 0,0036%. Ve formě organických sloučenin je uhlík široce zastoupen ve formě uhlí a ropy. Podle výskytu v zemské kůře se řadí na 17. místo. Uhlík je ale nutné vnímat jako základní prvek organických sloučenin.

- V přírodě se uhlík vyskytuje běžně ve formě dvou stabilních izotopů: ^{12}C , který tvoří 98,9% a ^{13}C s průměrným výskytem 1,1%. Reakcí atomů dusíku ^{14}N , přítomných v atmosféře s kosmickým zářením vzniká nestabilní izotop ^{14}C , který se rozpadá s poločasem 5 715 let.

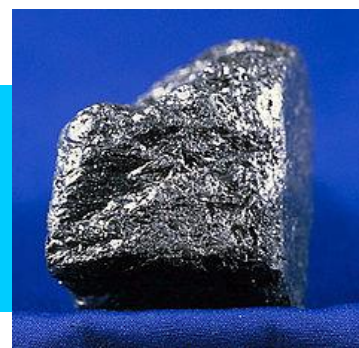
Uhlík

- **Radiouhlíková metoda datování fosílií**

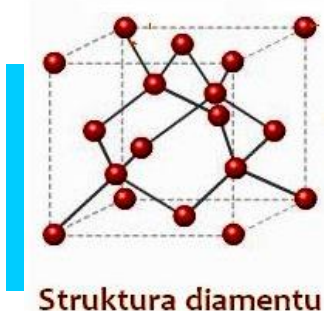
- K určování stáří fosílií organického původu se často používá tzv. **radiouhlíková** metoda. V přírodě se kromě nejčastějšího izotopu uhlíku ^{12}C vyskytuje v menším množství i izotop ^{14}C . Izotop ^{14}C vzniká v atmosféře působením kosmického záření na dusík ($^{14}\text{N} + n \rightarrow ^{14}\text{C} + p$). Tento izotop uhlíku pak společně s dalšími látkami živé organismy dýchají a v organických sloučeninách zabudovávají do svého těla. Během života a v okamžiku smrti proto v živém organismu existuje určitý poměr mezi množstvím uhlíku ^{12}C a ^{14}C . Po smrti organismu přísun uhlíku do organismu prakticky ustane. Izotop uhlíku ^{12}C je velmi stabilní, izotop ^{14}C se rozpadá s poločasem rozpadu okolo 5730 roků, díky čemuž se poměr množství uhlíku ^{12}C a ^{14}C v mrtvé tkáni s časem mění (uhlíku ^{14}C ubývá). Změříme-li tedy poměr množství ^{12}C a ^{14}C , můžeme ze známé doby poločasu rozpadu ^{14}C a ze známého poměru uhlíků ^{12}C a ^{14}C v atmosféře celkem spolehlivě odhadnout stáří dané organické látky (typicky s přesností na stovky let).



Grafit



- Grafit je složen z planárních hexagonálních sítí uhlíkových atomů, kde vzdálenost mezi uhlíky uvnitř vrstvy je 141,5 pm a mezi vrstvami 335,4 pm. Mezi vrstvami grafitu je velká vzdálenost. Každý z atomů uhlíku je pevně vázán se třemi sousedícími atomy uhlíku a kolmo na něj jsou orientovány p_z orbitály všech uhlíkových atomů. Tím vzniká rozsáhlý **nelokalizovaný π systém**, který umožňuje volný pohyb elektronů; to způsobuje zabarvení, neprůsvitnosti, kovový lesk, el. vodivost. Jednotlivé vrstvy jsou drženy pohromadě van der Waalsovými silami.
- Grafit se snadno štípe rovnoběžně se základní rovinou, což vysvětluje šupinkový vzhled a měkkost. Je to černý polokov s velkou optickou odrazivostí, který je schopen vést elektrický proud.
- Grafit se používá jako redukční činidlo, při výrobě oceli, jako žáruvzdorný materiál, mazivo nebo brzdové obložení. Vyrábí se z něj tužky. V jaderných reaktorech se používá jako moderátor neutronů. Z grafitu se také vyrábí elektrody.



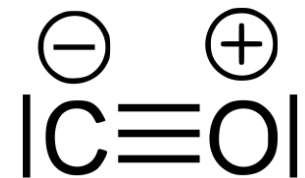
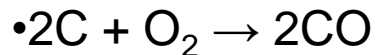
Diamant



- Minerál musí být izolován mechanicky drcením, vyplavováním a vedením materiálu přes namaštěné pásy, do kterých se diamanty zapíchají, zpracování hornin částečně vysvětluje vysokou cenu diamantu jako drahokamu.
- Největším výrobcem diamantů jako drahokamů je Jižní Afrika (nejvíce vyrábí Zaire). Největší nalezený diamant (25.1.1905) byl Cullinan (3106 karátů = 621,2 gramu), měl přibližně rozměry 10 cm x 6,5 cm x 5 cm.
- Diamanty lze připravit z grafitu působením vysokého tlaku (10 GPa) a vysoké teploty (1200 – 2800 K). Největší syntetické diamanty váží asi 1 karát.
- V diamantu je každý atom uhlíku vázán 4 sousedními atomy ve vrcholech tetraedru. Na Mohsově stupnici tvrdosti je diamantu přidělena 10, tedy stupeň nejvyšší.
- Krystaluje v krychlové soustavě, dá se štípat v různých směrech, může se řezat a brousit do ploch drahokamů. Je to nejtvrdší a nejodolnější materiál, který má největší tepelnou vodivost ze všech známých látek (5× větší než měď), proto se diamantové řezací nářadí nepřehřívá.
- Přírodní diamant se používá na výrobu šperků (nejdražší drahokam), ty syntetické se používají na řezání, vrtání a leštění.

Oxidy

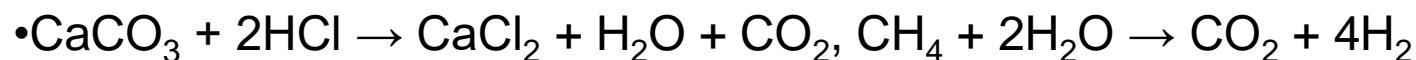
• **Oxid uhelnatý** (CO) je bezbarvý plyn, bez zápachu. Je hořlavý, hoří na oxid uhličitý. Je jedovatý, protože vytváří komplex s hemoglobinem, který je 300x pevnější, než komplex hemoglobinu s kyslíkem, tím brání přenosu kyslíku červenými krvinkami. CO vzniká při výrobě mnoha kovů, redukcí jejich oxidů koksem a nebo nedokonalou oxidací uhlíku:



Oxidy



• **Oxid uhličitý** (CO_2) je nedýchatelný, nehořlavý a velmi stálý plyn. V přírodě vzniká z kouřových plynů vznikajících spalováním uhelnatých paliv, z vrtů přírodního plynu, z fermentačních procesů, vzniká také dýcháním živočichů. Laboratorně se připravuje působením kyselin na uhličitany, zatímco průmyslově se získává jako vedlejší produkt při výrobě vodíku:



• Používá se na vytváření inertní atmosféry, sycení nápojů, jako čistící plyn a na výrobu močoviny. Dále se z něj vyrábí uhličitany (M_2CO_3 a MHCO_3 ($\text{M} = \text{Na}, \text{K}, \text{NH}_4$ atd)).

• Naplňují se s ním hasící přístroje. Používá se i k trhacím pracím v dolech, při drcení masa na hamburgery atd.

• Pevný CO_2 se užívá se jako chladicí médium (výroba zmrzliny, uchovávání masa, zmražených potravin), jako laboratorní chladivo, prostě jako mrazící látka. Označujeme jej jako **suchý led** (-78 °C).

• Oxid uhličitý je jedním ze skleníkových plynů. Jeho uvolňováním do atmosféry dochází ke tvorbě plynové vrstvy se stratosféře, která blokuje sluneční paprsky, které se od Země odrazily a nepouští je ven, nýbrž opět směřují dovnitř. Přispívají tak ke globálnímu oteplování.

Kyselina uhličitá

- **Kyselina uhličitá** (H_2CO_3) ve své čisté formě není známa.
- Její vodný roztok se chová jako slabá dvojsytná kyselina. Vzniká reakcí vody s oxidem uhličitým:
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- Tvoří dvě řady solí, **uhličitaný** (CO_3)²⁻ a **hydrogenuhličitaný** (HCO_3)⁻.
- **NaHCO₃ jedlá soda**, kypřící prášek do pečiva
- CaCO₃ uhličitan vápenatý vápenec, výroba páleného vápna.
- **CaCO₃** se podílí na tvorbě **krasových jevů**. Nejprve dojde k reakci pevného nerozpustného uhličitanu vápenatého (vápence) v jeskyni s oxidem uhličitým a vodou, čímž vzniká rozpustný hydrogenuhličitan, který poté “kape” směrem dolů, čímž vznikají krápníky. Celou reakci vystihuje tato rovnice. Mimo jiné je to i reakce, kterou vzniká tvrdá voda.
- **$\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 (\text{aq})$**