Přehled učiva 1. ročníku gym.

1. Chemie jako přírodní věda
2. Názvosloví anorganické Sloučenin
3. Stavba atomů, radioaktivita
4. Periodická soustava prvků
5. Chemická vazba
6. Látkové množství
7. Chemická reakce
8. Klasifikace reakcí
9. Termochemie
10. Kinetika chem. reakcí
11. Teorie kyselin a zásad
12. Vodík, Kyslík a jejich sloučeniny
13. P – prvky
14. S – prvky

Chemie jako přírodní věda

Přírodní věda spolu s Bi, Geologie, Fy...
Zabývá se:

- Vlastnostmi látek (jakým způsobem závisí na struktuře)
- Vznik a zánik látek
- Vzájemné přeměny látek

Chemická reakce – Děj při, kterém zanikají vazby v molekulách reaktantů a vznikají novéch v produktech. Dochází ke změně struktury => vlastností látek

Rozdělení chemie (obory)

1. Obecná – všeobecné zákonitosti, platnost ve všech oborech
2. Anorganická chemie – chemie prvků a jejich sloučenin
3. Organická chemie – chemie uhlíku a jeho sloučenin
4. Analytická chemie – důkaz přítomnosti a množství prvku ve sloučeninách

Hraniční obory

5. Fyzikální chemie
6. Biochemie
7. Biofyzika
8. Geochemie
9. Jaderná chemie

Historie chemie

1. **<u>Starověká chemie</u>**
   - Demokritos – vše z atomů, atom je dále nedělitelný
   - Thales – vše je z vody
   - Aristoteles – vše je ze čtyř základních živlů (voda, oheň, vzduch, země)
2. **<u>Středověká chemie</u>**
   - Alychmie – před vědecká chemie *Džabír*
   - Iantrochemie – výroba léčiv, *Paracelsus* (pojmy jako alkohol, zinek atd.)
   - 1. chemická teorie – *Teorie flogistonu*
     - Zkoumala hoření látek a trvdila, že při hoření se uvolňuje tzv. *flogiston*
3. **<u>Vědecká chemie</u>**
   - Lomosov, Lavoiser – zákon zachování hmotnosti
   - Dalton – atomová teorie (1808)
   - Wöhler – připravil org. sloučeninu (močovinu) z anorganických látek. (roku 1828)
   - Butlerov, Kekule – strukturní teorie benzenu
   - Měndělejev – Periodický zákon => tabulka
4. **<u>Moderní chemie</u>**
   - Albert Einstein – teorie relativity
   - Marie Curie Sklodowská – Radium, Polonim => NC 1911
   - Irene a Frederik Curie Joliot – umělá radioktivita => NC 1935

- Jaroslav Heyrovský – polarografie => NC 1959
- Otto Wichterle – kontaktní čočky, plasty
- Watson, Crick – struktura DNA

Základní chemické zákony

1. **Zákon zachování energie a hmotnosti.**
   - Dochází pouze k přeměnách mezi formami
   - Součet hmotnosti reaktantů se rovná hmotnosti produktů
2. **Zákon stálých poměrů slučovacích**
   - Poměr hmotnostích prvků ve sloučenině je konstatní a nezávislý na přípravě
   - CO_2 –> Ar: 12: 2 * 16 –> *3 : 8* <– poměr C ku O
3. **Zákon násobných poměrů slučovacích**
4. **Avogadrův zákon**
   - Stejné objemy plynů budou při stejné *teplotě* a *tlaku* obsahovat stejný počet molekul
   - 1l 0_2
   - 1l $C0_2$
   - 1l H_2

   Plyny
   1 mol ~ 22,4 litrů
   1 mol ~ 6,023 * 10^{23}
5. **Daltonova atomová teorie**
6. **Zákon o objemech plynů**
7. **Periodický zákon**
   - Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonových čísel (Měndělejev použil relativní hmotnost)

Základní pojmy

Atom – základní stavební částice (jednotka)

Obal – e^-

Jádro – p^+ a n^0

Protonové číslo – Z $_1H$

Neutronové číslo – N

Nukleonové číslo – A, A = Z+N ^3H

Izotopy – atomy stejného prvku lišící se *nukleonovým* číslem:

^1_1H Protonium

^2_1H Deuterium

^3_1H Tricium

Nuklidy – atomy se stejným počtem protonů a neutronů

Molekula – H_2O, HCl, H_2SO_4 – částice složená z atomů, které jsou vázány chemickými vazbami.

Sloučenina – látka složená ze stejných molekul.

Prvek – atomy ze stejným protonovým číslem (Z)

Názvosloví anorg. sloučenin

Značky prvků

- Berzelius – 19. století
- Význam Fe
  - Prvek železo
  - jeden atom železa
  - jeden mol železa

3 H_2O – tři molekuly vody
O_2 – jedna dvouatomová molekula kyslíku
3 He – 3 atomy hélia
Ti – jeden atom titanu

Oxidační číslo

- píše se římskou číslicí
- $H^I N^V O^{-II_3}$ $H^I_2 O^{-II}$ $H^I F^{-I}$
- definice: oxidační číslo je náboj, který by atom prvku ve sloučenine měl, kdyby elektrony každé vazby, které daný atom tvoří, byly přiděleny tomu elektronegativnějšímu atomu.
  $H^I - O^{-II} - H^I$ – elektronegativnější je kyslík tudíž má o dva elektrony navíc
  $H^I - F^{-I}$

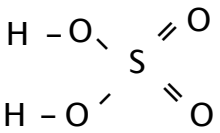
- Elektronegativita – schopnost atomů přitahovat elektronové vazby

Pravidla pro určování oxidačních čísel

1. Součet všech oxidačních čísel v molekule je vždy **0 !** $H_3^I P^V O_4^{-II}$
2. Součet všech oxidačních čísel v iontu je roven náboji $(S^{VI} O_4^{-II})^{-2}$
3. Atomy v základním stavu mají oxidační číslo vždy **0 !** Fe^0
4. Atomy téhož prvku vázané v molekule O_2^0
5. **Kyslík**
   O^0
   O^{-II}
   O^{-I} – v peroxidech $H_2^{-I} 0_2^{-I}$
6. **Vodík**
   H^0
   H^I
   H^{-I} – ve sloučeninách s 1. a 2. skupinou
7. U nepřechodných prků (A skupiny) je *největší* možné oxidační číslo rovno číslu skupiny!
   N – 5. skupina => max V
   Br – 7.. skupina => max VII

Vaznost – číslo, které udává kolikati vazbami je daný atom vázán v molekule

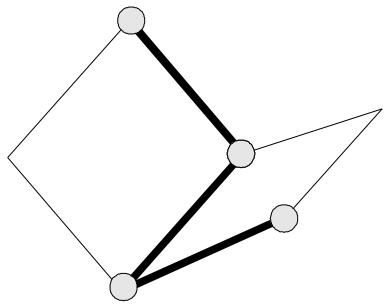
H_2O – $H-O-H$ => vodík má vaznost 1 a kyslík 2

H_2SO_4 – 

síra má vaznost 6

Typy chemických vzorců

1. Souhrný (sumární, molekulový) – celkový počet jednotlivých atomů v molekule H_2O
2. Strukturní – popisuje strukturu (všechny vazby) $H-O-H$
3. Racionální – znázorňuje charakteristické skupiny „zkrácení strukturního“ ethan – HC_3-CH_3
4. Stechimetrický – udává poměr počtu atomů HO – peroxid vodíků
5. Geometrický – uspořádání v prostoru
6. Elektronový – znázorňuje všechny volné elektronové páry.
   $H-\overline{O}-H$



Oxidy

- O^{-II}
- oxid ....
- $Va_2^V O_5^{-II}$ – oxid vanadičný
  $Si^{IV} O_2^{-II}$ – oxid křemičitý
  $Ba^{II} O^{-II}$ – oxid barnatý
  $Sb_2^{II} O_3^{-II}$ – oxid antimonitý

Hydroxidy

- skupina $(O^{-II} H^I)^{-1}$ – hydroxidový anion!
- $Nikl(OH)_2$ – hydroxid nikelnatý
  $Mn(OH)_4$ – hydroxid manganičitý

h. stříbrný $AgOH$

h. Thalitý $Tl(OH)_3$

h. Amonný NH_4OH

Hydridy

- Dvojprvkové sloučeniny vodíku a jiného prvku
- H^{-I} – pouze 1. a 2. skupina, hydrid … –ný –natý
- $H^{I}H^{III}H^{VII}$ –an –vodík – peroxid vodíku,voda

I	$Li^{I}H^{-I}$ – hydrid lithný CsH – hydrid cesný
II	BeH_2 –hydrid berylnatý MgH_2 – hydroxid hořečnatý
III	BH_3 – boran
IV	CH_4 – methan SiH_4 – Silan
V	$N^{III}H_3$ – amoniak = azan PH_3 – fosnan
VI	$H_2^{-I}O^{-II}$ – voda H_2S – sirovodík= sulfan
VII	HF – fluorovodík HCl – chlorovodík

Kyseliny

Bezkyslíkaté

HF sůl: fluorid F^{-I}

HCl sůl: chlorid Cl^{-I}

HBr sůl: bromid Br^{-I}

HI sůl: iodidy I^{-I}

H_2S sůl: sulfidy S^{-II}

Příklady

Sulfid hlinitý Al_2S_3

Chlorid barnatý $BaCl_2$

$SbBr_3$ – Bromid antimonitý

$CaCl_2$ – Chlorid vápenatý

Kyslíkaté

	obecně	Konkrétní příklad	Sůl + anion
I	$H^{I}..^{I}O^{-II}$	$HClO$	$(ClO)^{-¿}$ sup I .. sup I O sup -II chornan
II			
III	$H^{I}..^{III}O_2^{-II}$	HNO_2	$(NO_2)^{-¿}$ dusitan
IV	$H_2^{I}..^{IV}O_3^{-II}$	H_2CO_3	$(Co_3)^{-2}$ uhličitan
V	$H^{I}..^{V}O_3^{-II}$	HNO_3	$(NO3)^{-¿}$ dusičnan
VI	$H_2^{I}..^{VI}O_4^{-II}$	H_2SO_2	$(SO_4)^{-2}$ síran
VII	$H^{VII}..^{I}O_4^{-II}$	$HClO_4$	$(ClO_4)^{-¿}$ chloristan
VIII			

Fosforečnan hlinitý $AlPO_4$, fosforečnan sodný Na_3PO_4 , bromičitan amonný $(HN_4)_2BrO_3$, síran železitý $Fe_2(SO_4)_3$, sulfid draselný K_2S

$Cr_2(SO_4)_3$ – síran chromitý

$Hg(NO_3)_2$ – dusičnan rtuťnatý

$Nikl_3(PO_4)_2$ – fosforečnan niklnatý

Sytnost kyselin – počet vodíků, které může daná kyselina odštepit H_2SO_2 – 2 sytná; HCl –1 sytná

Některé prvky mohou pro jedno oxidační číslo tvořit více kyselin. => Vzorce se lyší počtem H a O . V názvu udáváme počet vodíků. Mezi takové prvky patří Si I B

$H^{I}B^{III}O_2^{-II}$ – kys. hydrogen boritá

$H_3^{I}B^{III}O_3^{-II}$ – kys. trihydrogen boritá

$H_2^{I}Si^{IV}O_3^{-II}$ – kys. dihydrogen křemičitá

$H_4^{I}Si^{IV}O_4^{-II}$ – kys. tetrahydrogen křemičitá

$H_5^{I}I^{VII}O_6^{-II}$ – kys. pentahydrogen jodistá

$H_3^{I}I^{VII}O_5^{-II}$ – kys. tetrahydrogen jodistá

Hydrogen soli kyselin

- soli kyselin v jejiž anintu zůstává stále nějaký vodík
- H_2SO_4 – $(HSO_4)^{-1}$ hydrogen síran
  H_3PO_4 – $(H_2PO_4)^{-1}$ dihydrogen fosforečnan
  $(HPO_4)^{-2}$ hydrogen fosforečnan
- hydrogen uhličitan měďnatý $Cu(HCO_3)_2$
  hydrogen křemičitan amonný NH_4HSi_3
  hydrogen foosforečnan zlatitý $Au_2(HPO_4)_3$
  hydrogen sulfid lithný $LiHS$

Dikyseliny

Propojí se dvě molekuly kyseliny od kterých se odečte jedna molekula vody.

kys. disírová $(H_2SO_4+H_2SO_4)-H_2O=H_2S_2O_7$

kys. disiřičitá $(H_2SO_3+H_2SO_3)-H_2O=H_2S_2O_5$ nebo $H_2^{I}S_2^{IV}O_5^{-II}$ (křížové pravidlo)

Peroxokyseliny

Kyseliny s jedním kyslíkem navíc, než odpovídající kyselina

k. peroxosírová H_2SO_5

k. peroxosiřičitá H_2SO_4

Thiokyseliny

Kyseliny, které mají místo jednoho kyslíku síru.

k. thiouhličitá H_2CSO_2

k. thiosírová $H_2S_2O_3$

k. thiosiřičitá H_2SO_2

Krystalohydráty

Krystalizují s určitým množstvím vody => obsahují vodu ve struktuře.

$CuSO_4*5H_2O$ pentahydrát síranu měďnatého – modrá skalice

$ZnSO_4*7H_2O$ heptahydrát síranu zinečnatého – bílá skalice

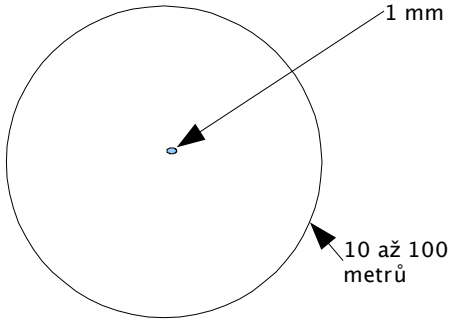
$FeSO_4*7H_2O$ heptahydrát síranu železnatého – zelená skalice

$CaSO_4*2H_2O$ dihydrát síranu vápenatého – sádrovec

3. Stavba atomu, radioaktivita

Historie:

- Aristoteles a Demokritos
- Dalton
  1. všechny látky jsou složeny s atomů
  2. Atomy stejného prvku jsou stejné, atomy různých prvků jsou různé. => A_r ...realtivní atomová hmotnost
  3. Při chemických reakcích atomy nevznikají ani nezanikají
  4. Slučovaní atomů vznikají molekuly



Složení atomu

Poloměr: obal je 10 000 až 100 000 krát větší než jádro.
Hmotnost: jádro 99 % hmotnosti atomu, obal 1%
Náboj:

- e^- ....1 elementární záporný náboj – 1,602 * 10^{-19} C
- p^+ ....1 elementární kladný náboj + 1,602 * 10^{-19} C

Modely atomu

20. století

1. **Rutherford** – *planetární model* – model sluneční soustavy, elektrony obíhají kolem jádra
2. **Bohn [bór]** – *kvantový* – mohou se pohybovat pouze po drahách, každá má svoji energii. Energie se mění po kvantech (= skocích). Nic mezitím.
3. **Broglie [broj]** – elektrony mají dualistický charaktery. Tzn. Můžou se chovat jako vlny a jako částice.
4. **Schrödinger** – matematický model (= rovnice). Rešením rovnice je přesný popis elektronu, například kde se nachází, jakou má energii...

Orbital – prostor kolem jádra, ve kterém se elektron vyskytuje s pravděpodobností minimálně 95 %

Kvantová čísla – 4 čísla charakterizující elektron (energii, prostor) a jsou výsledekm Schrödingerovy rovnice.

<u>n</u> <u>hlavní kvantové číslo</u>

1 (K) 2 (L) 3 (M) 4 (N) 5 (O) 6 (P) 7 (Q) … (teoreticky)

označují vrstvu, hladinu, kde se nachází daný elektron. Čím je elektron dál od jádra, tím má vyšší energii.

<u>l</u> <u>vedlejší kvantové číslo</u>

určuje druh (typ) orbitalu ve kterém se elektrony vyskytují a energii.

Hodnoty: 0,1..... n-1

Pro dosud známé prvky nabývá hodnot 0,1,2,3

Druhý orbit:

l = 0 orbital **s**

l = 1 orbital **p**

l = 2 orbital **d**

l = 3 orbital **f** nekreslí se je složitý

<u>m</u> <u>magnetické kvantové číslo</u>

určuje orientacii orbitalu v prostoru vůdči jádru.

Hodnoty –l .... +l

s (l = 0): m = 0 => 1 orientace (1 orbital)

p (l = 1): m = –1,0,1 => 3 možnosti (3 orbitaly)

d (l = 2): m = –2...2 => 5 možností (5 orbitalů)

f (l = 3): m = –3...3 => 7 možností (7 orbitalů)

s spinové k. číslo

Udává spin elektronu (Jaký má spin)

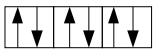
Hodnoty $\frac{+1}{2}$ a $\frac{-1}{2}$

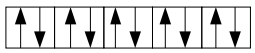
Do jednoho orbitalu se vejdou pouze dva elektrony (liši se spinovým číslem)

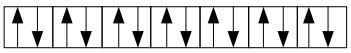
Znázornění orbitalů:

1. Tvary (nepoužívá se)
2. $1s^1$ ← 2 elektrony
   $3d^5$ ← orbital d, l = 2
   1. vrstva, n = 1
3. Orbitaly se kreslí jako čtverečky

s

p 

d 

f 

1 vrstva (n = 1) **MAX 2 el.**

l = 0 => s => 2 el.

2 vrstva (n = 2) **MAX 8 el.**

l = 0 => s => 2 el.

l = 1 => p => 6 el.

3 vrstva (n = 3) **MAX 18 el.**

l = 0 => s => 2 el.

l = 1 => p => 6 el.

l = 2 => d => 10 el.

4 vrstva (n = 4) **MAX 32 el.**

l = 0 => s => 2 el.

l = 1 => p => 6 el.

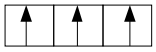
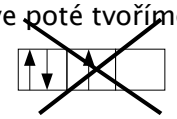
l = 2 => d => 10 el.

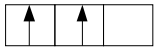
l = 3 => f => 14 el.

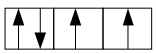
5,6,7... vrstva

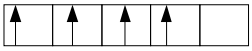
Pravidla pro zaplňování orbitalů

1. Pavliho princip výlučnosti – v každém orbitalu můžou být 2 elektrony, ty se musí lišit spinem.
2. Hundovo pravidlo – orbitaly daného typu se zaplní nejdříve 1 elektronem tyto elektrony mají stejný spin , teprve poté tvoříme elektronové páry, ty musí mít opačný spin.

p^3  

p^2 

p^4 

d^4 

3. Výstavbový princip – pořadí ve kterém se elektrony umistují do orbitalů. l+n, čím je součet nižší tím dříve zaplňujeme. Pokud je součet stejný rozhoduje n.

Pořadí dle energie:
1s | 2s 2p | 3s 3p | 4s **3d** 4p | 5s 4d 5p | 6s **4f** 5d 6p | 7s 5f 6d 7p

n	l	obrital	n+l	pořadí
1	0	s	1	1
2	0 1	s p	2 3	2 3
3	0 1 2	s p d	3 4 5	4 5 7
4	0 1 2 3	s p d f	4 5 6 7	6 8 10 13

Př: Elektronová konfigurace valenční vrstvy

$_{5}B = 2p^1$

$_{82}Pb = 6p^2$

$_{23}V = 3d^3$

Př: Zkrácená elektronová konfigurace

$_{5}B = [_{2}He]2s^2 2p^1$

$_{82}Pb = [_{54}Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

$_{23}V = [_{18}Ar]4s^2 3d^3$

$_{85}At = [_{54}Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$

$_{15}P = [_{10}Ne]3s^3 3p^3$

$_{80}Hg = [_{54}Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

5	0 1 2 3	s p d f	5 6 7 8	9 11 14 17
6	0 1 2 3	s p d f	6 7 8 9	12 15 18 20
7	0 1 2 3	s p d f	7 8 9 10	16 19 21 22

Radioaktivita

Přirozená radioaktivita – shopnost nestabilních atomů se samovolně přeměňovat na jiné atomy (stabilní poměr neutrony : protony 3:2)
Objevili ji M. C. Sklodowská + Bacquerel

Umělá radioaktivita – přeměna prvků účinkem radioaktivního záření (jejich rozpad)
Objevili ji Joliot-Curie (manželé)

Druhy jaderného (radioaktivního) záření

Alfa: Nejslabší, má nejmenší energii => nejméně pronikavé
proud částic $^{4}_{2}He$

Beta: vyšší energie, lze zastavit hliníkem (ale ten je v Humpolci)

Beta +: proud pozitronů $^{0}_{1}l$

Beta –: proud elektronů $^{0}_{-1}l$

Gama: nejvyšší energie, nejpronikavější, zachytit lze olovem. Doprovází záření alfa a beta. Je to pouze energie (podobné světlu).

Rozpadové řady: Ac, Th, U, Np mění se přes prvky na jiné stabilní.

Jaderné reakce

Alfa: $^{A}_{Z}J \rightarrow ^{(A-4)}_{(Z-2)}D + ^{4}_{2}\alpha$

Beta+: $^{A}_{Z}J \rightarrow ^{A}_{(Z-1)}D + ^{0}_{1}l$

Beta –: $^{A}_{Z}J \rightarrow ^{A}_{(Z+1)}D + ^{0}_{-1}l$

Gama: čistá energie, nelze zapsat.

4.Periodická soustava prvků

18 skupin = sloupců

7 period = řádků

Prvky, které leží ve stejné skupině mají stejné (podobné) vlastnosti)

Číslo periody udává číslo poslední obsazené (= valenční) vrstvy.

Číslo skupiny (nepřechodných prvků) (to římské) udává počet valenčních elektronů a zároveň nejvyšší možné oxidační číslo

Nepřechodné

S-prvky

Valenční elektron pouze v orbitalu *s.*

Prvky 1. a 2. skupiny.

P-prvky

Prvky 13. (III) až 18. (VIII) skupiny

Valenční elektrony jsou v orbitalech *s,p*.

p = max. 6 el => 6 skupiny

Přechodné

D-prvky

Prvky 3. až 12. skupiny (což je 10 skupin)

Do orbitalu *d* max. 10 el. => 10 skupin

Valenční *s,d*

Vnitřně přechodné

F-prvky

Pod tabulkou (6. a 7. perioda)

Valenční *s,f*

Alkalické kovy – celá 1. skupina bez H.

Kovy alkalických zemin – 4 prvky ze 2. skupiny a to Ca, Sn, Ba, Ra

Chalkogeny – O, S, Se, Te, Po

Halogeny – 7. skupina F, Cl, Br, I, At

Vzácné plyny – 8. skupina He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Vlastnosti prvků

1. **Poloměr atomu**

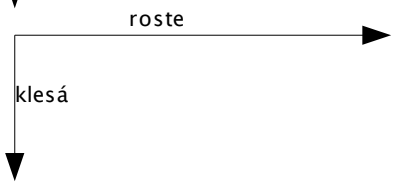
   Roste náboj jádra (roste počet protonů)

   Roste počet elektronů ale neustále do jedné vrstvy (když se pohybujeme horizontálně) => jádro více přitahuje elektrony k sobě.

2. **Elektronegativita**

   Schopnost prvku přitahovat si elektrony.

   Čím méně elektronů tím větší elektronegativita (má málo vrstev)



3. **Kovový charakter**

4. **Ionizační energie**

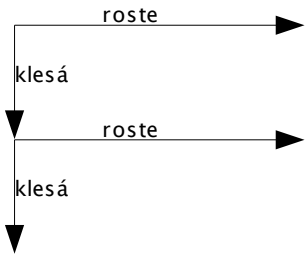
   Energie, kterou musíme dodat, abchom odštěpily eletron.

   Čím je vetší, tím méně energie stačí dodat.

5. **Elektronová afinita**

   Energie, která se uvolní když atom příjme elektron.

   Čím větší atom, tím méně energie se uvolní.



5. Chemická vazba

Molekula – částice složená z atomů, které jsou vázány chemickými vazbami.

Stejnorodé (homonukleární) – O_2, Cl_2, N_2

Různorodé (heteronukleární) – H_2O, H_2SO_4, Hcl

Makromolekula – složená ze dlouhých řetězců – polystyren, DNA, škrob

Molekulové ionty – molekuly s nábojem

NH_4^+ – kation amonný

OH^- – anion hydroxidový

H_3O^+ – kation oxoniový

HSO_3^- – anion síranový

NO_3^- – anion dusičnanový

NO_2^- – anion dustitanový

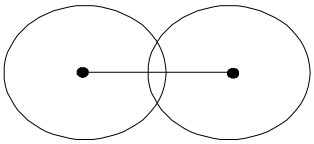
CO_3^{2-}– anion uhličitanový

Chemická vazba – soudržné síly, které drží atomy pospolu v molekule.

Podmínky vzniku:

1. Atomy se musí dostatečně přiblížit (tak akorát).
2. Musí dojít k překrytí orbitalů (poté mají společné pole působnosti).
3. Elektrony, které mají vytvořit vazbu musí mít opačný spin.

Charakteristika vazby:



1. Délka vazby – vzdálenost jader.
2. Disociační energie – energie, kterou potřebujeme dodat, aby se vazba rozštěpila.
3. Vazební energie – energie, která se uvolní při vzniku vazby $[\frac{kJ}{mol}]$

Typy vazeb

1. Nepolární (kovalentní)
2. Polární
3. Iontová
4. Koordinačně kovalentní (z jednoho elektronu jdou dva elektrony (celá vazba) a jsou „ubytovány“ v orbitalu druhého)

Kovalentní vazba

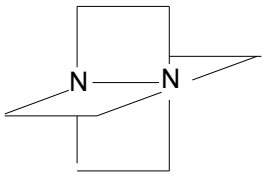
Každý atom poskytne jeden elektron, sdílejí elektronový pár.

Násobnost vazby

- Jednoduchá

  H_2 H – H

  Představuje ji typ vazby sigma σ, ta leží přesně na spojinici atomů.



- Dvojná

  O_2 O=O

  Představuje ji typ vazby sigma σ a pí π

- Trojná

  N_3 N≡N

  Představuje ji typ vazby sigma σ a 2x pí π

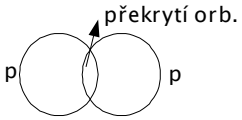
Kovalentní vazba vzniká mezi atomy s podobnou elektronegativitou, nejčastěji mezi stejnými prvky. Do rozdílu 0,4.

Znázornění vazby:

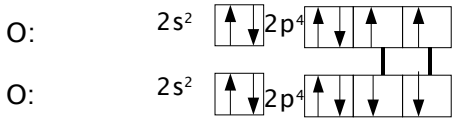
1. –
2. Překrytí orbitalů

Příklad 1:

H_2:

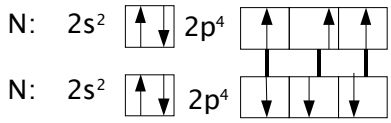


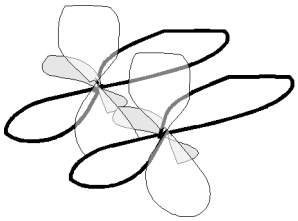
O_2:



N_2:

N≡N





Polární vazba

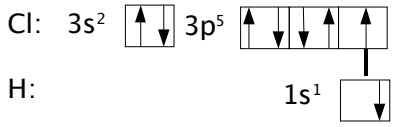
Vzniká mezi atomy, kde rozdíl elektronegativit je větší než 0,4 ale menší než 1,7.

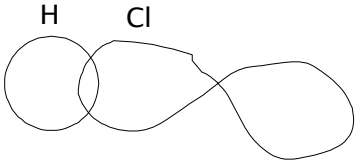
Elektronegativnější atom si vazbu více přitahuje k sobě. (Nejsou rovnoměrně rozloženy)

HCl:

$$HCl$$

$$^{(\delta+)}H \rightarrow Cl^{(\delta-)}$$





Iontová vazba

Vzniká mezi atomy, kde je rozdíl elektronegativit větší než 1,7. Někdy ji říkáme extrémě polární vazba.

Atom si elektronový přitahuje celý.

$$Na \rightarrow Cl$$

$$Na^{+}Cl^{-}$$

Kordinačně kovalentní vazba

(Denor-Akceptorní vazba)

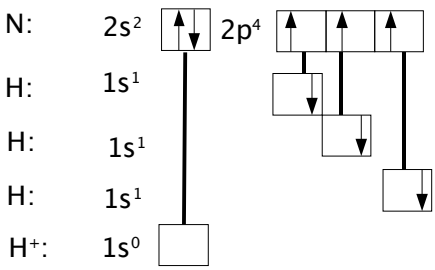
Vzniká mezi dvěma atomy, když jeden atom poskytne celý elektronový pár. A druhý atom poskytne orbital.

Spíše ve složitějších koordinačních sloučeninách (= komplexních) sloučeninách.

Donor = dárce 2 elektronů.

Akceptor = příjemce, poskytuje prázdný orbita.

Kation amonný: $NH_4^+(NH_3+H^+)$

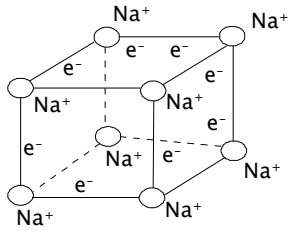


Kovová vazba

Vyskytuje se v krystalech kovů.

Způsobuje všechny typické vlastnosti kovů:

- Vodivost tepla, elektřiny
- Kovový lesk
- Kujnost, tažnost



Kov tvoří specifické krystaly => krystalická mřížka. Obsahuje ionty kovů, každý atom poskytuje své valenční elektrony ostatním (do společného vlastnictví).

Elektrony jsou delokalizovány (=> elektronový plyn), volně se pohybují v prostoru.

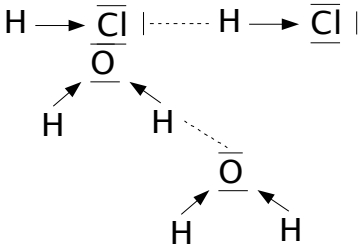
Slabé „vazby“

Vazebné interakce,

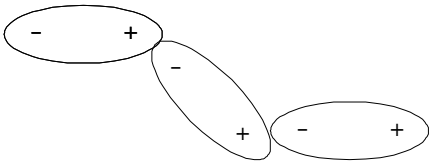
Mnohem menší energie => slabší než ostatní vazby => snadno se odštěpí.

Existují ve všech sloučeninách. Působení mezi molekulami.

- Vodíkový můstek
- Vazba mezi vodíkem a atomem, který... (AND)
  1. Má vysokou elektronegativitu
  2. Musí mít volný elektronový pár
  3. Na tento atom musí být navázaný vodík.
- Mezi molekulami => intermolekulální
- Příklad:

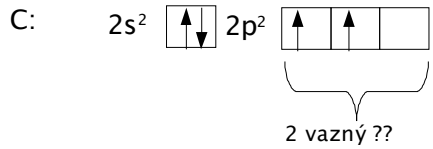


- Uvnitř molekuly => intramolekulární
- Jejich existence fyzikální vlastnosti jako teplotu varu, tání.
- van der Wallsovy síly
- Přitažlivé síly mezi molekulami, existují ve všech sloučeninách. Vzájemné přitahování mezi dipóly.
- Vznikají při pohybu, nebo při dostatečné elektronegativitě.

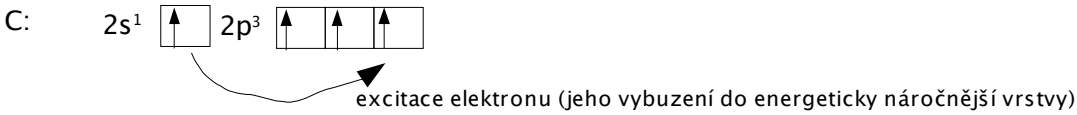


Hybridizace

Uhlík je u všech organických sloučenin čtyřvazný (CH_4).



Musí proběhnout rozpárování elektronů, dodáním energie:

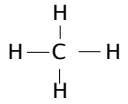


C*: 2s 2p

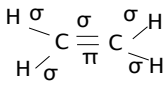
Menší energie Větší energie

Hybridizace – sjednocení energie elektronů, které tvoří rovnocenné vazby podle toho, které elektrony z kterých orbitalů se sjednotí. Rozlišujeme typy: (nespočet)

C*: 2s 2p

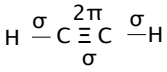


C*: 2s 2p

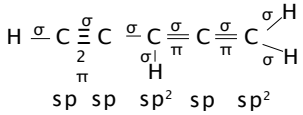


3. sp

C*: 2s 2p



Příklad: (postup: zjištujeme kolik mají sigma vazem, ty musí být rovnocené=>...)



6. Látkové množství

Značka: $n[mol]$

Definice: Jeden mol obsahuje tolik částic (atomů nebo molekul) jako je atomů ve 12 gramech uhlíku $^{12}_{6}C$.

Avogadrova konstanta $N_A = 6{,}023 * 10^{23}\, mol^{-1}$, je to počet částic (...) v jednom molu.

A_R – relativní atomová hmotnost
M_R – relativní molekulová hmotnost
} pouhý poměr kolikrát je těžší nežu uhlík, proto je bez jednotek!

M_R – molární hmotnost = hmotnost jednoho molu. Číslo je stejné jako u relativní molekulové hmotnosti, jen přidáme jednotku $[\frac{g}{mol}]$, je dán vzorečkem $M_R = \frac{m}{n}$.

1 mol plynu je přibližně 22,4 litru.

1. Určete látkové množství HCl v 60 gramech chlorovodíku.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{60}{36{,}5} = 1{,}6\, mol$$

2. Určete hmotnost $1\, dm^3$ chlóru Cl_2 za normálních podmínek.

$$1\, mol \ldots\ldots 71\, g \qquad 71\, g \ldots\ldots 22{,}4\, l \qquad m = \frac{71}{22{,}4} = 3{,}2\, g$$
$$1\, mol \ldots\ldots 22{,}4\, l \qquad x \ldots\ldots 1\, l$$

3. Porovnejte hmotnost $1\, dm^3$ CO_2 a SO_2 .

$$CO_2 < SO_2$$

4. Kolik molů, kolik litru vodíku vznikne reakcí 1 molu zinku s HCl

$$2\, HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Když do reakce jde zinku 1 mol, pak uvolněný vodík bude taky 1 mol.

5. Určete hustotu oxidu siřičitého

$$\frac{m}{V} = \frac{64}{22{,}4} = 2{,}86\, g\, dm^{-3}$$

Příklad 1: Kolik molů vody je v 1000 g skalice modré?

$m(CuSO_4 * 5H_2O) = 1000\,g$ => 1 mol skalice obsahuje 5 molů vody!

$n(H_2O) = ?\,mol$

$M_R = (CuSO_4 * 5H_2O) = 250\,g\,mol^{-1}$

$250\,g\ skalice \ldots\ldots\ldots 5\,molů\ vody$

$1000\,g\ skalice \ldots\ldots\ldots x\ molů\ vody$

$$x = \frac{(1000 * 5)}{250} = 20\,molů$$

Příklad 2: Kolik molekul je ve 127 gramů jódu (I_2)

$1\,mol\ I_2 \ldots\ldots\ldots 254\ gramů$

$1\,mol \ldots\ldots\ldots\ldots 6{,}023 * 10^{23}\ molekul$

$254\,g \ldots\ldots\ldots 6{,}023 * 10^{23}$

$127\,g \ldots\ldots\ldots x$

$$x = \frac{(127 * 6{,}023 * 10^{23})}{254} = 3{,}0115 * 10^{23}$$

Příklad 3:

$1\,mol \ldots\ldots\ldots 22{,}4\,litrů$

$6{,}023 * 10^{23} \ldots\ldots\ldots 22{,}4\,litrů$

$x \ldots\ldots\ldots 30\,litrů$

$x = 8{,}06 * 10^{23}$

Příklad 4: Zreaguje 75 litrů vodíku s 258,585 gramy chlóru na chlorovodík bezezbytku?

$H_2 \ldots 75\,litrů \rightarrow 3{,}348\,mol$

$1\,mol \ldots\ldots 22{,}4\,litrů$

$x \ldots\ldots 75\,litrů$

$Cl_2 \ldots 258{,}585\ gramů \rightarrow 3{,}66\,mol$

$1\,mol \ldots\ldots 70{,}5\ gramů$

$x \ldots\ldots 258{,}585\ gramů$

Nezreagují bezezbytku, látkové množství by se muselo shodovat.

Příklad 5: Co je těžší? 5 litrů NH_3 a stejné množství CO?

$M_R(NH_3) = 17\,g\,mol^{-1}$

= $M_R(CO) = 24\,g\,mol^{-1}$ > CO bude těžší!

Příklad 6:

$22{,}4\,litrů \ldots\ldots 6{,}023 * 10^{23}$

$8\,litrů \ldots\ldots x$

$$x = \frac{(8 * 6{,}023 * 10^{23})}{22{,}4} = 2{,}15 * 10^{23}$$

$1\,mol \ldots\ldots 22{,}4\,litrů$

$x \ldots\ldots 8\,litrů$

$x = 0{,}357\,mol$

7. Chemické reakce

= je děj, při kterém zanikají vazby v molekulách reaktantu a vznikají nové v molekulách produktu.
Platí pro ně zákon zachování hmotnosti => nemění se počet atomů!
Zapisují se chemickými rovnicemi (ty musíme vyrovnat).

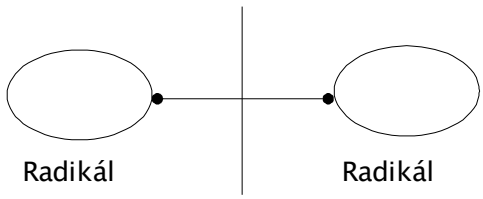
Klasifikace reakcí

1. Podle tepla
   1. Exotermické – uvolňuje se teplo
   2. Endotermické – pro běh reakce je potřeba dodávat teplo
2. Podle typu přenášených částic
   1. Redoxní
      - Oxidace – látka odevzává elektrony, tím se zvětšuje její oxidační číslo.
        - Oxidační činidlo – jiné látky oxiduje, sám sebe redukuje.

          $O_2^0 (0 \rightarrow -I\ I)$

          $KMn^{VII}O_4 (VII \rightarrow I\ I)$
      - Redukce – látka příjmá elektrony, tím snižuje své elektronové číslo.
        - Redukční činidlo – jině látky redukuje, sám sebe oxiduje.

          $H_2^0 (0 \rightarrow I\ )$
   2. Acidobazické = protolytické – přenos protonů
      - Kyselina – látka schopná odštěpit proton, tzn. H^+
      - Zásada – látka shopná příjmout proton, tzn. H^+
3. Podle způsobu štěpení vazeb
   1. Homolýza – dělí se rovnoměrně, každá částice dostane polovinu z vazby. U nepolárních vazeb.
   2. Heterolýza – dělí se nerovnoměrně, elektronegativnější atom získá celý elektronový pár.



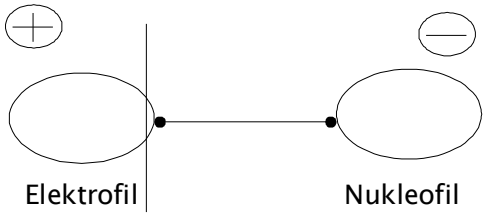
4. Ostatní – platí pouze pro anorganickou chemii.
   1. Syntéza – z jednoduších látek vznikají složitější.

      $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$
   2. Rozklad – složitější látky se štěpí na jednoduché.

      $2\,NH_3 \rightarrow N_2 + 3\,H_2$
   3. Subtituce – (= nahrazení) – atom ve sloučenině nahrazen jiným atomem.

      $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
   4. Podvojná záměna – výměna kationtů/aniontů ve sloučenině.

      $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$



Vyrovnávání chemických rovnic.

<u>Příklad 1:</u>

$Cu^{II}O + N^{-III}H_3 \rightarrow Cu^0 + H_2O^{-II} + N_2^0$

Řešení:

$Cu^{II} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0$ 3

$N^{-III} - 3\,e^- \rightarrow N^0$ 2

Výsledek:

$3\,Cu^{II}O + 2\,N^{-III}H_3 \rightarrow 3\,Cu^0 + 3\,H_2O^{-II} + 1\,N_2^0$

<u>Příklad 2:</u>

$HBr^{-I} + K^I\,Mn^{VII}O_4^{-II} \rightarrow KBr^{-I} + Mn^{II}Br_2^{-I} + Br_2^0 + H_2O$

Řešení:

$$2\,Br^{-I} - 2\,e^{-} \rightarrow 2\,Br^{0} \quad \rightarrow 5$$
$$Mn^{VII} + 5\,e^{-} \rightarrow Mn^{II} \quad \rightarrow 2$$

Výsledek:

$$16\,HBr^{-I} + 2\,K^{I}\,Mn^{VII}O_4^{-II} \rightarrow 2\,KBr^{-I} + 2\,Mn^{II}Br_2^{-I} + 5\,Br_2^{0} + 8\,H_2O$$

<u>Příklad 3:</u>

$$(C^{III}O^{-II}O^{-II}H^{I})_2 + K^{I}\,Mn^{VII}O_4^{-II} + H_2^{I}S^{VI}O_4^{-II} \rightarrow C^{VI}O_2^{-II} + Mn^{II}S^{VI}O_4^{-II} + K_2^{I}S^{VI}O_4^{-II} + H_2O$$

Řešení: (dle levé strany => doplňovat výsledek z následujícího vlevo)

$$2\,C^{III} - 2\,e^{-} \rightarrow 2\,C^{VI} \quad \rightarrow 5$$
$$Mn^{VII} + 5\,e^{-} \rightarrow Mn^{II} \quad \rightarrow 2$$

Výsledek:

$$5\,(C^{III}O^{-II}O^{-II}H^{I})_2 + 2\,K^{I}\,Mn^{VII}O_4^{-II} + 3\,H_2^{I}S^{VI}O_4^{-II} \rightarrow 10\,C^{VI}O_2^{-II} + 2\,Mn^{II}S^{VI}O_4^{-II} + 1\,K_2^{I}S^{VI}O_4^{-II} + 8\,H_2O$$

<u>Příklad 4:</u>

$$Mn^{2}++Ag_2^{I}O_2^{-I} + H^{+} \rightarrow Mn^{VII}O_4^{-} + Ag^{+} + H_2O$$

Řešení:

$$Mn^{II} - 5\,e^{-} \rightarrow Mn^{VII} \quad \rightarrow 2$$
$$2\,O^{-I} + 2\,e^{-} \rightarrow 2\,O^{-II} \quad \rightarrow 5$$

Výsledek:

$$2\,Mn^{(2+)} + 5\,Ag_2^{I}O_2^{-I} + H^{+} \rightarrow 2\,Mn^{VII}O_4^{-} + 10\,Ag^{+} + 2\,H_2O$$

<u>Příklad 5:</u>

$$H^{I}\,Br^{V}O_3^{-II} \rightarrow Br_2^{0} + O_2^{0} + H_2O$$

Řešení:

$$Br^{V} + 5\,e^{-} \rightarrow Br^{0} \quad \rightarrow 2$$
$$O^{-II} - 2\,e^{-} \rightarrow o^{0} \quad \rightarrow 5$$

Výsledek:

$$4\,H^{I}\,Br^{V}O_3^{-II} \rightarrow 2\,Br_2^{0} + 5\,O_2^{0} + 2\,H_2O$$

<u>Příklad 6:</u>

Zadání: $I^{-} + IO_3^{-} + H^{+} \rightarrow I_2 + H_2O$

Oxidační čísla: $I^{-I} + IO_3^{-I} + H^{I} \rightarrow I_2^{0} + H_2^{I}O^{-II}$

Řešení:

$$I^{-I} - e^{-} \rightarrow I^{0} \quad \rightarrow 5$$
$$I^{V} + 5\,e^{-} \rightarrow I^{0} \quad \rightarrow 1$$

Výsledek:

$$5\,I^{-} + IO_3^{-} + 6\,H^{+} \rightarrow 3\,I_2 + 3\,H_2O$$

Zkouška: L = - 5 - 1 + 6 = 0; P = 0;L = P

<u>Přiklad 7:</u>

$$As_2^{III}S_3^{-II} + HN^{V}O_3 \rightarrow H_3As^{V}O_4 + H_2S^{VI}O_4 + N^{IV}O_2 + H_2O$$

Řešení: (dle levé strany)

$$\left.\begin{array}{l} 2\,As^{III} - 4\,e^{-} \rightarrow 2\,As^{V} \\ 3\,S^{-II} - 24\,e^{-} \rightarrow 3\,S^{VI} \end{array}\right\} 28\ e^{-} \quad \rightarrow 1$$
$$N^{V} - 1\,e^{-} \rightarrow N^{IV} \quad \rightarrow 28$$

Výsledek:

$$1\,As_2^{III}S_3^{-II} + 28\,HN^{V}O_3 \rightarrow 2\,H_3As^{V}O_4 + 3\,H_2S^{VI}O_4 + 28\,N^{IV}O_2 + 8\,H_2O$$

Příklad 8:

$$Fe^{II}S^{VI}O_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2S^{VI}O_4 \rightarrow Fe_2^{III}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Cr_2^{III}(SO_4)_3 + H_2O$$

Řešení:

$$2\,Fe^{II} - 2\,e^- \rightarrow 2\,Fe^{III}$$ 6 => 3

$$2\,Cr^{VI} + 6\,e^- \rightarrow 2\,Cr^{III}$$ 2 => 1

Výsledek:

$$6\,Fe^{II}S^{VI}O_4 + K_2Cr_2O_7 + 7\,H_2S^{VI}O_4 \rightarrow 3\,Fe_2^{III}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 1\,Cr_2^{III}(SO_4)_3 + 7\,H_2O$$

Příklad 9:

$$Br^- + Cr_2O_7^{(2-)} + H^+ \rightarrow Br_2 + Cr^{(3+)} + H_2O$$

Oxidační čísla:

$$Br^{-I} + Cr_2^{VI}O_7^{-II} + H^I \rightarrow Br_2^0 + Cr^{III} + H_2O$$

Řešení:

$$Br^{-I} - e^- \rightarrow Br^0$$ 6

$$2\,Cr^{VI} + 6\,e^- \rightarrow 2\,Cr^{III}$$ 1

Výsledek:

$$6\,Br^- + Cr_2O_7^{(2-)} + 14\,H^+ \rightarrow 3\,Br_2 + 2\,Cr^{(3+)} + 7\,H_2O$$

Příklad 10:

$$Au^{III}Cl_3^{-I} + H_2^IO_2^{-I} + KOH \rightarrow Au^0 + O_2^0 + K^I\,Cl^{-I} + H_2O$$

Řešení:

$$Au^0 - 3\,e^- \rightarrow Au^0$$ 2

$$2\,O^{-I} - 2\,e^- \rightarrow 2\,O^0$$ 3

Výsledek:

$$2\,Au^{III}Cl_3^{-I} + 3\,H_2^IO_2^{-I} + 6\,KOH \rightarrow 2\,Au^0 + 3\,O_2^0 + 6\,K^I\,Cl^{-I} + 6\,H_2O$$

Příklad 11:

$$H_3P^{III}O_3 + H_2O + Br_2^0 \rightarrow HBr^{-I} + H_3P^VO_4$$

Řešení:

$$2\,Br^0 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Br^{-I}$$ 1

$$P^{III} - 2\,e^- \rightarrow P^V$$ 1

Výsledek:

$$1\,H_3P^{III}O_3 + H_2O + 1\,Br_2^0 \rightarrow 2\,HBr^{-I} + 1\,H_3P^VO_4$$

Výpočty z chemických rovnic

- Rovnice musí být vyrovnaná
- Koeficienty ve vyrovnané rovnici znamenají látkové množství (moly)
- Výpočty
  - Hmotnost
  - Látkové množství
  - Objem plynů

<u>Příklad 1:</u> Reakce zinku s kyselinou sýrovou

a) Rovnice

$$Zn+H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4+H_2$$

b) Určete typ reakce

Substituce

c) Určete kolik gramů zinku reaguje se 30 gramy kyseliny

$$M_R(Zn)=65,4$$

$$M_R(H_2SO_4)=98$$

$$65,4 gramů Zn \ldots\ldots\ldots reaguje s\ 98 g\ H_2SO_4$$

$$x\ Zn \ldots\ldots\ldots 30 g\ H_2SO_4$$

$$x=\frac{65,4*30}{98}=20 g\ Zn$$

d) Kolik gramů H_2 vznikne z 10 gramu zinku?

$$65,4 g\ Zn \ldots\ldots\ldots 2 g\ H_2$$

$$10 g\ Zn \ldots\ldots\ldots x\ g\ H_2$$

$$X=\frac{20}{65,4}=0,3 g\ H_2$$

e) Kolik litrů H_2 vznikne ze 200 gramů kyseliny

$$98 g\ H_2SO_4 \ldots\ldots\ldots 22,4 l\ H_2$$

$$200 g\ H_2SO_4 \ldots\ldots\ldots x\ l\ H_2$$

$$x=\frac{200*2}{98}=45,7 l$$

f) Kolik gramů 10% kyseliny je potřeba na přípravu 20 litrů H_2

$$98 g\ H_2SO_4 \ldots\ldots\ldots 22,4 l\ H_2$$

$$x\ g\ H_2SO_4 \ldots\ldots\ldots 20 l\ H_2$$

$$x=87,5 g$$

$$87,5 g \ldots\ldots\ldots 100\%$$

$$x\ g \ldots\ldots\ldots 10\%$$

$$x=\frac{87,5*100}{10}=875 g$$

<u>Příklad 2:</u>

Směs H_2+O_2

$w=0,1=10\%$ pro vodík

$m=16 g$ kyslík

$V=?$

Hmotnost:

$$10\% vodík \ldots\ldots\ldots x$$

$$90\% kyslík \ldots\ldots\ldots 16 g$$

$$x=1,8 g\ H_2$$

Objem vodík:

$$H_2 \ldots\ldots\ldots 2 g \ldots\ldots\ldots 22,4 l$$

$$\ldots\ldots\ldots 1,8 g \ldots\ldots\ldots x\ l$$

$$x=20,16 l$$

Objem kyslík:

$$O_2 \ldots\ldots\ldots 32 g \ldots\ldots\ldots 22,4 l$$

$$\ldots\ldots\ldots 16 g \ldots\ldots\ldots x\ l$$

$$x=11,2 l$$

Objem Celkem: $V=31,36 l$

<u>Příklad 3:</u> Kolik m^3 CO_2 je potřeba ke ztuhnutí malty, která obsahuje 52 kg hašeného vápna.

$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow H_2O + CaCO_3$

$M_r[Ca(OH)_2] = 74$

$74g\ Ca(OH)_2 \ldots\ldots\ldots 22,4l\ CO_2$

$52000g\ Ca(OH)_2 \ldots\ldots\ldots x\ l\ CO_2$

$x = \frac{52000*22,4}{74} = 15740l = 15,74m^3$

<u>Příklad 4:</u> Oxid siřičitý se připravuje reakcí siřičitanů s HCl. Jaké množství heptahydrátu siřičitanu sodného je potřeba pro přípravu 1,5 molu SO_2 ?

$Na_2SO_3*7H_2O + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2SO_3$ – Podvojná záměna

$M_r[Na_2SO_3*7H_2O] = 252,2$

$252,2g\ Na_2SO_3*7H_2O \ldots\ldots 1\ mol H_2SO_4$

$x\ g\ Na_2SO_3*7H_2O \ldots\ldots 1,5\ mol H_2SO_4$

$x = \frac{252,2*1,5}{1} = 378,3g$

8. Soustavy

Soustava – část prostoru, která je od okolí oddělena nějakými stěnami (kádinka s vodou, termoska s čajem, třída (jako místnost))

Dělíme soustavy dle:

- Stěn – výměna energie, výměna částic s okolím
  - Izolovaná – neumožňuje výměnu částic ani energie – například termoska
  - Uzavřená – umožňuje výměnu energie, ale ne částic – například pet lahev
  - Otevřená – umožňuje výměnu energie i částic – například hrnek
- Oblastí (složek)
  - Homogenní – soustava se skládá z jedné oblasti (složek) nebo více oblastí (složek), ale vlastnosti jsou všude stejné. (=> vypadají stejně) – typickým příkladem je vzduch
  - Heterogenní – soustava se skládá z více složek, vlastnosti jsou různé – například směs písku a soli.

Směs – látka složená z více složek. Jednotlivé složky lze od sebe oddělit:

- Filtrace – pevná (s) od kapalné (l)
- Destilace – oddělení kapalných (l) na základě rozdílné teploty varu
- Sublimace – oddělení dvou pevných (s) látek, pevná (s) -> plynná (g)
- Odstřeďování
- Dekantace – pevná (s) od kapalné (l)
- Extrakce – vytřepávání – může se používat dělící nálevka
- Krystalizace – pevná (s) od kapalné (l)

Rozdělení směsí dle velikosti částic:

- Homogenní – největší částice, menší než 10^{-9} m – například vzduch
- Koloidní směs – částice 10^{-9} do 10^{-7} m – například dým, mlha, bílek.
- Heterogenní směs – větší než 10-7 m, můžeme je pozorovat okem nebo mikroskopem – Mlíko

Kapalné roztoky

Nasycené – v roztoku se nerozpustí další množství látky

Nenasycené – v roztoku se rozpustí další množství látky

Rozpustnost – udává množství látky, která se rozpustí za dané teploty v určitém množství (objem) rozpouštědla a vznikne nasycený roztok.

Koncentrace roztoku

Molární: $c = \frac{n}{V}[\frac{mol}{l}][M]$

Hmotnostní: $w = \frac{m}{M}$ bez jednotky nebo v procentech (Po vynásobení 100)

Příklad 1: na %

$5M$ roztok H_2SO_4

$\rho = 1{,}29 \frac{g}{cm^3}$

$M_R[H_2SO_4] = 98$

$5M$ roztok v 1 litru roztoku je 5 molů H_2SO_4

$m_{(roztoku)} = \rho * V$

$m_{(roztoku)} = 1{,}29 * 1000$

$m_{(roztoku)} = 1290\,g$

$m_{(H_2SO_4)} = n * M$

$m_{(H_2SO_4)} = 5 * 98$

$m_{(H_2SO_4)} = 440\,g$

$w = \frac{m_{(H_2SO_4)}}{M_{(roztoku)}}$

$\% = \frac{490}{1290} * 100$

$\% = 38\,\%$

Příklad 2:

30 % = ve 100 g roztoku je 30 g Hcl

$V = ?\,l$

$V = \frac{m}{\rho}$

$V = \frac{100}{1{,}15}$

$V = 87\,cm^3 = 0{,}087\,l$

$n = ?\,mol$

$n_{[HCl]} = \frac{m}{M_R}$

$n_{[HCl]} = \frac{30}{36{,}5}$

$n_{[HCl]} = 0{,}82\,mol$

$c = \frac{n}{V}$

$c = \frac{0{,}82}{0{,}087}$

$c = 9{,}5\,M$

Ředění roztoků

Zákon zachování hustoty (žádný zákon zachování objemu neexistuje)

- Křížové pravidlo
- Směšování, zřeďování rovnice – příklady: míchání roztoků o různých koncentracích

$m_1 w_1 + m_2 w_2 = (m_1 + m_2) u$

Příklad 1:

$40\,\% HNO_3 + H_2O \rightarrow 15\,\% HNO_3$

$\rho = 1{,}25 \frac{g}{cm^3}$ $m = ?\,g\,H_2O$ $\rho = 1{,}08 \frac{g}{cm^2}$

$V = ?\,cm^3$ $V = 250\,cm^3$

$$m_1 w_1 + m_2 w_2 = (m_1 + m_2) u$$
$$m_1 * 40 + m_2 * 0 = 270 * 15$$
$$m_1 = \frac{270 * 15}{40}$$
$$m_1 = 101{,}25\ g\ 40\%\ HNO_3$$
$$m_2 = 270 - 101{,}75 = 168{,}75\ g\ H_2O$$
$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = 81\ cm^3$$

9. Termochemie

Zabývá se tepelnými změnami při chemických reakcích.
Značí se ΔH (H se používá pouze při reakcích, které jsou izobarické)
Izobarické – tlak je po dobu reakce konstantní
Izotermické – teplota je konstantní
Izochorické – objem je konstantní
Termochemická rovnice:

- Vyrovnaná
- Uvedena hodnota ΔH
- Údaj o skupenství látek – a,s,l,d

<u>Příklad termochemické rovnice:</u>

$$C(s)+O_2(g)\rightarrow CO_2(g)\ldots\Delta H=-395\frac{kJ}{mol}$$

$\Delta H<0$ – exotermická reakce
$\Delta H>0$ – endotermická reakce

1. Termochemický zákon

Týká se tepla reakcí přímé a zpětné.
Přímá: $A\rightarrow B \quad \Delta H_1$
Zpětná: $B\rightarrow A \quad \Delta H_2$
Hodnota tepla reakce přímé a zpětné se liší znaménkem.

$$\Delta H_1=-\Delta H_2$$

2. Termochemický zákon = Hessův zákon

Přímá: $A\rightarrow B \quad \Delta H_1$
Nepřímá: $A\rightarrow U\rightarrow V\rightarrow Z\rightarrow B \quad \Delta H_2 \quad \Delta H_3 \quad \Delta H_4 \quad \Delta H_5$

$$\Delta H_1=\Delta H_2+\Delta H_3+\Delta H_4+\Delta H_5$$

Teplo reakce závisí pouze na počátečním a koncovém stavu. Nezávisí na průběhu reakce.
<u>Příklad 1:</u>

$$Sn(s)+Cl_2(g)\rightarrow SnCl_2(s)\ldots\Delta H=-343\frac{KJ}{mol}$$

$$Sn(s)+Cl_2(g)\rightarrow SnCl_4(s)\ldots\Delta H=-544\frac{KJ}{mol}$$

$$SnCl_2(s)+Cl_2(g)\rightarrow SnCl_4(s)\ldots\Delta H=?\frac{KJ}{mol}$$

$$Sn\frac{(+Cl_2)}{(\Delta H_1=-343\frac{KJ}{mol})}SnCl_2\frac{(+Cl_2)}{(\Delta H_2=?\frac{KJ}{mol})}$$

$$\frac{(+2Cl_2)}{(\Delta H_3=-544\frac{KJ}{mol})}$$

$$\Delta H_1+\Delta H_2\rightarrow\Delta H_3$$

$$\Delta H_3=-201\frac{KJ}{mol}$$

10. Kinetika chemických reakcí

Zabývá se rychlostí chemických reakcí, faktory, které mají vliv na rychlost reakce. Průběhem reakce.

Průběh reakce

- Izolované reakce – probíhá pouze jedna reakce

  $A \rightarrow B$
- Zvratné – může se vrátit zpátky

  $A \Leftrightarrow B$
- Boční reakce – záleží na podmínkách průběh reakce

  A + B → C, D
- Následné – například metabolické reakce

Průběh reakce – jak se z reaktantu stávají produkty. Popisují ho dvě teorie.

Srážková teorie

A + B → A–B

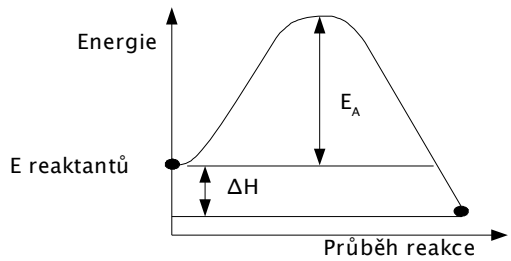
- Molekuly reaktantu se pohybují
- Dojde ke srážce
- Přitom může dojit k reakci, když:
  - Mají dostatečnou energii v době srážky – Aktivační energie E_A
  - Musí se srazit na správném místě (správně orientované)

E_A – Energie, která je potřeba na rozštěpení vazeb v

1. Zanikají vazby v reaktantech A, B – potřeba E_A .
2. Vznikají nové vazby v A–B – uvolnění E

Když je $E_A < E$, pak je to exotermická reakce.

Když je $E_A > E$, pak je to endotermická reakce.



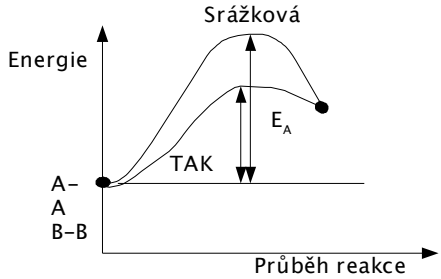
Teorie aktivovaného komplexu

$(A-A)+(B+B) \rightarrow 2A-B$

a, b, c, d udávají látkové množství.

Rozdíly oproti srážkové teorii:

- Původní vazby se štěpí a současně vznikají nové v molekulách produktů.
- Meziprodukt reakce je aktivovaný komplex, napůl rozštěpené staré vazby a napůl vzniklé nové vazby.
- Je potřeba nižší E_A . Neboť dochází k uvolňování energie při vzniku nových vazeb.



Rychlost

$_aA + _bB \rightarrow _cC + _dD$

Rychlost je přímo úměrná úbytku reaktantů za čas nebo naopak přírůstku produktů.

Závisí na:

- Koncentraci reaktantů – čím větší koncentrace reaktantů, tím je rychlost větší.
  - $v = k * c(A)^a * c(B)^b$ Někdy se $c(A)^a$ uvádí jako $[A]^a$
  - Na začátku je nejrychlejší, jak ubývají reaktanty rychlost klesá.
- Teplotě
  - Čím vyšší je teplota, tím větší je rychlost.
  - Konstanta k závisí na teplotě.
  - Při vyšší teplotě má více látek požadovanou E_A .
- Katalyzátory
  - Látky, které zvyšují rychlost reakce, tím, že snižují E_A

- Aktivně se účastní reakce, ale vystupují z reakce nezměněny
- Příklad: $H_2SO_4 \rightarrow HSO_4 + H^{+¿}$ (ten zapůjčí do reakce. Po reakci) H_2SO_4

- Inhibitory
  - Snižují rychlost reakce, můžou i ji zastavit

Chemická rovnováha

Rovnováha vzniká v soustavě, ve které probíhá vratná reakce.

$_aA + _bB \Leftrightarrow _cC + _dD$ (rychlost přeměny na produkty – v_1 , opak – v_2)

1. Reaktanty, $v_1 - max$, $\rightarrow$
2. Postupně vznikají produkty, které se začínají přeměňovat zpět, $v_1 - klesá$, $v_2 - roste$, $\Leftrightarrow$
3. Po čase dojde k vyrovnání obou rychlostí
   $v_1 = v_2$ => rovnováha

Rovnováhu charakterizují koncentrace všech zúčastněných látek a rovnovážná konstanta (Gulberg-Waageův zákon)

$$K = \frac{[C]^c * [D]^d}{([A]^a * [B]^b)}$$

<u>Příklad 1 :</u> Napište k reakce úplné disociace kyseliny sírové

$H_2SO4 \rightarrow SO_4 + 2H^{+¿}$

$$K = \frac{[SO_4^{-2}]^1 * [H^{+1}]^2}{[H_2SO_4]^1}$$

Vzoreček vyjadřuje koncentrace látek při rovnováze.

Ovlivňováním rovnováhy je založeno na principu akce a reakce, přičemž akce je porušení rovnováhy z venku a reakce = soustava se snaží rovnováhu obnovit.

1. Vliv koncentrace látek
   Pozn: Rovnováha funguje pouze při určitých koncentracích všech reaktantů a produktů.
   $A + B \Leftrightarrow C + D$
   Když změníme koncentraci (akce | reakce):
   Zvýšení $c(A)$ | $\rightarrow$
   Snížení $c(D)$ | $\rightarrow$
   Zvýšení $c(C)$ | $\leftarrow$
2. Vliv teploty
   $A \Leftrightarrow B$
   $\rightarrow$ exotermická
   $\leftarrow$ endotermická
   Zvýšení teploty | $\leftarrow$ endotermická
   Snížení teploty | $\rightarrow$ exotermická
3. Vliv tlaku
   Tlak ovlivňuje rovnováhu, ve které vystupují plynné látky
   $N_2(g) + 3H_2(g) \Leftrightarrow 2NH_3(g)$
   $N_2(g) + 3H_2(g)$ = 4 moly => 89,6 litru
   $NH_3(g)$ => 2 moly => 44,8 litru
   Zvýšení tlaku | Ve směru menšího objemu $\rightarrow$
   Snížení tlaku | Ve směru většího objemu, snaží se vyplnit celý objem $\leftarrow$
4. Vliv katalyzátorů
   !!! Katalyzátory umožňují dřívější nastolení rovnováhy.

11. Teorie kyselin a zásad

1. Arrheniova teorie

Nejstarší teorie, má omezenou platnost a to pouze ve vodě.

Kyselina = látka, která štěpí H^+

Zásada = látka, která štěpí OH^-

Reakce kyseliny a zásady = Neutralizace

$$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow 2H_2O + Ca(NO_3)_2$$

(zásada + kyselina -> voda + sůl)

2. Brőnstedova (- Lowryho) teorie

Nejuniverzálnější

Kyseliny – štěpí H^+

Zásada – váže H^+

Reakce kyseliny a zásady = Acidobazická reakce (= protolytická reakce)

<u>Př:</u>

$$H_2SO_4 + H_2O \Leftrightarrow HSO_4^- + H_3O^+$$

$$kyselina + zásada \Leftrightarrow zásada + kyselina$$

<u>Př:</u>

$$NH_3 + H_2 \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$zásada + kyselina \Leftrightarrow kyselina + zásada$$

Konjugovaný pár – dvojice látek, kyselina a zásada, které se liší o jeden proton (H^+).

Některé látky se mohou chovat jako kyseliny i jako zásady, takové látky nazýváme amfoterní (obojaké): H_2O , NH_3 , HSO_4^- , HCO_3^- , HSO_3^-

Látky pouze jako kyseliny: NH_4^+ , H_3O^+ , $HClO_4$

Látky pouze jako zásady: OH^- , Cl^- , CN^- – kyanidový anion

Zda se látka bude chovat jako kyselina nebo zásada závisí na tom s jakou látkou reaguje, například při reakci $HClO_4$ a H_2SO_4 bude zásada H_2SO_4 . Ačkoliv v „99%“ bývá kyselina.

3. Lewisova [Luisova]

Kyselina – příjemce (akceptor) elektronového páru

Zásada – dárce (donor) elektronového páru

Reakce kyseliny a zásady – tvoří vazbu koordinačně kovalentní (donor–akceptorní vazba).

Síla kyselin a zásad (2. teorie)

Silná zásada – snadno příjme proton

Silná kyselina – snadno štěpí proton, ze vzorce ji poznáme: čím je větší rozdíl v počtu vodíků a kyslíků, tím je silnější.

Velmi silná kyselina: $HClO_4$

Silná kyselina: H_2SO_4 , HNO_3

Slabá kyselina: HNO_2 , H_2SO_3

Velmi slabá kyselina: $HClO$

Sílu kyseliny udává její disociační konstanta K_A (v tabulkách)

K_A – je rovnovážná konstanta reakce při které kyselina štěpí proton = disociace kyseliny

$$H_2SO_4 + 2H_2O \Leftrightarrow SO_4^{(2-)} + H_3O^+$$

$$\rightarrow 2H^+ \rightarrow \qquad proton \qquad K_A = \frac{[SO_4^{(2-)}] * [H_3O^+]^2}{[H_2SO_4]}$$ (vodu nepíšeme)

$$H_2SO_4 \Leftrightarrow SO_4^{(2-)} + 2H^+ \qquad K_A = \frac{[SO_4^{(2-)}] * [H^+]^2}{[H_2SO_4]}$$ => Čím silnější kyselina tím je K_A větší.

Výpočet pH

pH udává kyselost a zásaditost roztoků. Stupnice <0,14> pro roztoky vodné.

$pH<7$ Kyselina, převažují kladné ionty $[H^+]>[OH^-](10^{-2}>10^{-12})$

$pH=7$ Neutrální $[H^+]=[OH^-](10^{-7}=10^{-7})$

$pH>7$ Zásadité $[H^+]<[OH^-](10^{-10}<10^{-4})$

$pH=-\log[H^+]$ Vždy kladné!

pH vychází z rovnovážné konstanty autoprotolýzy vody:

$$H_2O+H_2O \Leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

$$K_V=\frac{[H_3O^+]*[OH^-]}{[H_2SO_4]^2}$$ => iontový součin vody, je vždy konstantní: 10^{-14}

$$[H^+][OH^-]=10^{-14}$$

<u>Příklad 1:</u> Určete pH roztoku, jesliže koncentrace

$$[H^+]=4{,}3*10^{-2}\,M$$

$$pH=-\log[H^+]$$

$$pH=-\log(4{,}3*10^{-2})$$ => kyselý roztok

$$pH=1{,}37$$

<u>Příklad 2:</u> Určete pH roztoku jestliže koncentrace

$$[OH^-]=3{,}5*10^{-6}\,M$$.

$$[H^+][OH^-]=10^{-14}$$

$$[H^+]=\frac{10^{-14}}{(3{,}5*10^{-6})}=\frac{10^{-8}}{3{,}5}\,M$$

$$pH=-\log[H^+]$$

$$pH=-\log(\frac{10^{-8}}{3{,}5})$$

$$pH=8{,}54$$

<u>Příklad 3:</u> Určete pH roztoku kyseliny

a) HNO_3

$[HNO_3]=10^{-3}\,M$ => $[H^+]=10^{-3}\,M$, protože záleží na počtu vodíků.

$$pH=-\log 10^{-3}$$

$$pH=3$$

b) H_2sO_4

$[H_2sO_4]=10^{-3}\,M$ => $[H^+]=2*10^{-3}\,M$

$$pH=-\log(2*10^{-3})$$

$$pH=2{,}7$$

<u>Příklad 4:</u> Určete pH roztoku hydroxidu

a) KOH

$[KOH]=0{,}02\,M$ => $[OH^-]=0{,}02\,M$

$$[H^+][OH^-]=10^{-14}$$

$$[H^+]=\frac{10^{-14}}{0{,}02}\,M$$

$$pH=-\log(\frac{10^{-14}}{0{,}02})$$

$$pH=12{,}3$$

b) $Ca(OH)_2$

$Ca(OH)_2$

$$[OH^-]=0{,}4*10^{-10}\,M=0{,}8*10^{-10}\,M$$

$$[H^+][OH^-]=10^{-14}$$

$$[H^+]=\frac{10^{-14}}{(0{,}8*10^{-5})}=\frac{10^{-9}}{0{,}8}M$$

$$pH=-\log(\frac{10^{-9}}{0{,}8})$$

$$pH=8{,}9$$

<u>Příklad 5:</u> Určete pH roztoku $NaOH$, jestliže 3 litry roztoku obsahují 5 gramů $NaOH$.

$$1\,mol\ldots\ldots40\,g$$

$$x\,mol\ldots\ldots5\,g$$

$$x=\frac{1}{8}mol$$

$$c=\frac{n}{v}$$

$$c=\frac{\frac{1}{8}}{3}$$

$$c=[OH^-]=0{,}042$$

$$pH=-\log 2{,}4*10^{-13}$$

$$pH=12{,}6$$

12. Vodík, kyslík a jejich sloučeniny

Vodík

Výskyt:

- Vázaný ve sloučeninách: voda, kyseliny, organické sloučeniny
- Biogenní prvek – vyskytuje se v žijících organizmech

Vlastnosti:

- Nejjednodušší, jeden elektron a proton, počtem neutronů se může lišit
- Elektronová konfigurace $1s^1$
- Oxidační čísla: -1;0;1
- Tvoří
- 3 izotopy vodíku
  - $^{1}_{1}H$ Protium (n=0)
  - $^{1}_{2}H$ Deuterium (n=1)
  - $^{1}_{3}H$ Tritium (n=2)
- Elektronegativita 2,2
- Málo reaktivní
- Reakce s kyslíkem je prudká, přímo explozivní
- Nekov, plyn
- H_2 redukční = ostatní redukují, sami sebe oxidují

Příprava (v laboratoři):

- Reakce kyseliny:
  - Například: $Mg + 2\,HNO_3 \rightarrow H_2 + Mg(NO_3)_2$
- Elektrolýzou vody
  - $H_2 \rightarrow H^+ + OH^-$
  - H^+ – zachytává se na katodě, ta je nabita záporně: $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2^0$

Výroba (hromadně):

- Tepelný (termický) rozklad uhlovodíků
  - $CH_4 \rightarrow C + 2\,H_2$

Použití vodíku:

- Hydrogenace – reakce v organické chemii, při které dochází k navázání vodíků na násobnou vazbu.
  - $CH_2{=}CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_3$
  - Ztužování tuků: z kapalných tuku => pevné => odolnější
- Redukční činidlo
- Palivo – velká výhřevnost

Sloučeniny vodíku:

1. Je součástí všech kyselin
2. Hydridy = vodík + jiný prvek

1. a 2. skupina H^- : $Na^I H^{-1}$ – hydrid sodný

Kyslík

Výskyt:

- Volný – v atmosféře
  - O_2 – 21%, důležitý
  - O_3 – ozón, ve výšce 25 km, jedovatý, chrání před škodlivým zářením.
- Vázaný ve sloučeninách
  - oxidy (H_2O, nerosty: SiO_2)

Je biogenní – dýchání, fotosyntéza

Charakteristika, vlastnosti:

- Nepřechodný prvek, P prvek. Vysoká elektronegativita (druhý po fluoru)
- VI. – 16. skupina
- 6 valenčních elektronů: $2s^2\ 2p^4$
- 2 vazný
- Oxidační čísla: 0, –I (peroxidy), –II, ve sloučenině s fluorem i kladná.
- 3 izotopy: $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$
- Lze zkapalnit, pak má modrou barvu
- Velmi reaktivní
- Do reakce může vstoupit ve třech modifikacích:
  - O – atomární kyslík
  - O_2 – kyslík resp. Dikyslík
  - O_3 – ozón

Příprava v laboratoři:

- Rozklad oxidů
- Rozklad peroxidu vodíku

  $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$
- Elektrolýza vody

  $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ Kyslík na anodě (kladně nabita): $2O^{-II} - 4e^- \rightarrow 2O^0$

Výroba kyslíku:

- Ze vzduchu – zkapalnění vzduchu a jeho následná frakční destilace

Použití kyslíku:

- Lékařství
- Svařování (spolu s vodíkem)
- Reakce O_2 = oxidace
  - Hoření – prudká, uvolnění tepla a světla
  - Dýchání, kvašení...

Sloučeniny s kyslíkem:

- Oxidy – dvouprvkové sloučeniny, kde kyslík má oxidační číslo –II
  - Dle chemického chování
    - Zásadité (zásadotvorné)
      - Oxid + voda -> hydroxid

        $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ (1. a 2. skupina PSP)
      - Oxid + kyselina -> sůl
    - Kyselé (kyselinotvorné)
      - Oxid + voda -> kyselina

        $So_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ SO_3 N_2O_3 P_2O_5
      - Oxid + zásada -> sůl
    - Amfoterní
      - Chovají se i jako kyseliny nebo jako zásady, „jak se hodí“.
      - ZnO , Al_2O_3
    - Neutrální
      - Nereagují vůbec, pouze čtyři: CO , N_2O , NO , ClO_2
  - Dle typu vazeb
    - Iontové – 1. a 2. skupina PSP – S prvky
    - Kovové – d prvky
    - Kovalentní – p prvky

Voda

Je lomená, úhel 104,5°.

Nejrozšířenější sloučenina, přibližně 3% sladká zbytek slaná. Zastoupení v těle 50 – 75%. Existuje ve všech skupenstvích. Bod tání a varu jsou základní body Celsiovy stupnice.

Mezi molekulami jsou vodíkové můstky. V plynu tyto vazby chybí proto se rozpíná.

Anomálie vody: hustota vody není úměrná s teplotou, nejvyšší hustotu má voda při 4 °C.

Voda je:

- Polární – polární vazby, ve vodě se rozpouští polární sloučeniny
- Amfoterní
- Iontový součin vody $K_v = [OH^-][H^+] = 10^{-14}$
- Kyselé, zásadité oxidy
- Hygroskopické – odjímají jiným látkám vodu např: H_2SO_4 , $CaCl_2$
- Hydráty – látky krystalizující s určitým množstvím vody $CuSO_4 * 5H_2O$, $FeSO_4 * 7H_2O$, $ZnSO_4 * 7H_2O$, $CaSO_4 * 2H_2O$
- Tvrdost – je způsobena ve vodě rozpustnými sloučeninami
  - Přechodná – stačí převařit
    $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O + CO_2$
  - Trvalá – soli vápníku a hořčíku: $CaSO_4$, $MgSO_4$
    $CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + Na_2SO_4$. Na_2SO_3 – soda

Čištění vody:

- Chlórován
  $H_2O + Cl \rightarrow HCl + HClO \rightarrow HCl + HCl + O$, atomární kyslík zabíjí vše živé.
- Ozonizace
  $O_3 \rightarrow O_2 + O$, atomární kyslík zabíjí vše živé.

H_2O_2

Kapalina

Polární sloučenina, rozpouští v sobě polární sloučeniny, mísí se s vodou.

Oxidační číslo kyslíku –I

Oxidační účinky (výjimečně i redukční): $2O^{-I} + 2e^- \rightarrow 2O^{-II}$

Slabá kyselina

Soli:

- Peroxidy $(O_2)^{-II}$
- Hydrogenperoxidy $(HO_2)^{-I}$

Použití:

- Bělidlo
- Dezinfekce (roztok 3 až 5 %), uvolňuje atomární kyslík.

13. P – prvky

Valenční elektrony jsou v orbitalech s a p.

18. skupina = VIII. (A) = Vzácné plyny

Helium, **Ne**on, **Ar**gon, **Kr**ypton, **Xe**non, **R**ado**n**

Valenční elektrony: Helium: $1s^2$ Ostatní: ns^2 np^6 (n – číslo periody)

Vyskytují se v atmosféře, cca 1%

Sloučeninny: He, Ne, Ar – netvoří žádné; Kr, Xe – nalezeny nějaké v roce 1960 oxidační číslo do VIII; Rn – žádné, radioaktivní.

Užití: He – na chalzení, nízká teplota varu a tání => lehce stlačitelný; kapalný je supravodivý a supratekutý. Ne – výroba žárovek, trubicových žárovek.

17. skupina = VII. (A) = Halogeny

Fluor, **Ch**lor, **Br**om, Jód (**I**), **As**tat

Valenční elektrony: ns^2 np5(n – číslo periody)