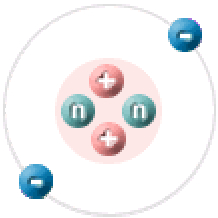
1. Atom



Atom je chemicky nedělitelná částice s neutrálním elektrickým nábojem, která se skládá z **jádra** a **obalu**. V jádře (na obrázku označeno růžově) se nachází kladně nabité **protony** (značíme je ***"p"***, v chemickém vzorci ***"+"***) a neutrálně nabité **neutrony** (značíme je ***"n"***). Záporně nabité **elektrony** (značíme je ***"e"***, v chemických vzorcích ***"-"***) se nachází v obale.

Pro vyjádření hmotnosti atomu se užívá **relativní atomová hmotnost (A_r)**. Základem **relativní atomové hmotnosti** je takzvaná uhlíková jednotka **u**, která se rovná 1/12 hmotnosti izotopu uhlíku ^{12}**C**.

Proton má přibližně stejnou hmotnost jako neutron, což je **1 u**. Elektron je 1830x lehčí než proton, proto hmotnost elektronů zanedbáváme a označujeme za **nulovou**.

Již popsané shrneme do tabulky.

Částice	Náboj	A_r
Proton (p)	+1	1
Neutron (n)	0	1
Elektron (e)	-1	0 (1/1830 u)
Atom	0	n + p*

* - součet protonů a neutronů, které má atom.

Počet protonů a elektronů v atomu odpovídá jeho protonovému číslu (pořadovému číslu prvku v periodické tabulce).

Počet neutronů v atomu zjistíme takto:

a) hmotnostní číslo atomu (je uvedeno v periodické tabulce) zaokrouhlíme do celého čísla;

b) od zaokrouhleného hmotnostního čísla odečteme protonové číslo atomu.

Příklad. Sodík se nachází v periodické tabulce pod číslem 11 a má hmotnostní číslo 22,99. V jádře atomu sodíku se nachází 11 protonů a v obalů - 11 elektronů. Zaokrouhlíme hmotnostní číslo 22,99 do celého čísla, to jest do 23. Počet neutronů v jádře atomu sodíku se rovná: 23 - 11 = 12.

Číslo periody v periodické tabulce ukazuje do kolika vrstev jsou roztříděny všechny elektrony v atomech této periody.

Příklad. Atom fosforu (viz periodickou tabulku) se nachází v **třetí** periodě, má 15 elektronů, které jsou rozdělené do **tří** vrstev. Na první vrstvě od jádra jsou 2e, na druhé - 8e a na třetí - 5e.

Elektrony vnějších, nezaplněných vrstev mají název " **valenční**". Valenční elektrony jednoho atomu mohou tvořit chemické vazby s valenčními elektrony jiného atomu, což vede k vytvoření nové sloučeniny. **Valenčnost** atomu ukazuje na to, kolik chemických vazeb může vytvořit tento atom s jinými atomy.

Číslo skupiny v periodické tabulce ukazuje na maximální počet valenčních elektronů v atomech této skupiny, to jest jakou maximální valenčnost mohou projevovat atomy ve sloučeninách.

Příklad. Atom síry se nachází v **šesté** skupině, na vnější vrstvě má **šest** valenčních elektronů. Maximální valenčnost, kterou síra může projevit ve svých sloučeninách je **šest** (SO_3, H_2SO_4).

2. Oxidy

2.1 Zásadotvorné oxidy

DEFINICE

Zásadotvorné oxidy jsou oxidy, jejichž sloučeniny s vodou jsou zásady.

PŘÍKLADY

Li_2O - oxid litný

Na_2O - oxid sodný

CaO - oxid vápenatý

MnO - oxid manganatý

Více

ROZDĚLENÍ

Zásadotvorné oxidy můžeme rozdělit například takto:

ZÁSADOTVORNÉ OXIDY	
rozpustné ve vodě Li_2O, BaO	nerozpustné ve vodě MgO, FeO

NÁZVOSLOVÍ

Názvosloví zásadotvorných oxidů záleží na oxidačním čísle (náboji) oxidotvorného prvku. Ze vzorce K_2O vidíme, že molekula oxidu obsahuje dva atomy draslíku a jeden atom kyslíku. Oxidační číslo draslíku je +I. Kyslík má oxidační číslo -II. Název vytvoříme pomocí slova "oxid" a názvu oxidotvorného prvku (v tomto případě draslíku) + koncovky odpovídající oxidačnímu číslu oxidotvorného prvku: oxid + draslík + -ný = oxid draselný. Koncovky oxidotvorných prvků s různými oxidačními čísly jsou v níže uvedené tabulce.

Tabulka koncovek oxidů (všech)			
Ox. č.	**Koncovka**	**Příklad**	**Vzorec**
I	- ný	oxid draselný	$K_2^{+I}O^{-II}$
II	- natý	oxid vápenatý	$Ca^{+II}O^{-II}$
III	- itý	oxid železitý	$Fe_2^{+III}O_3^{-II}$
IV	- ičitý	oxid křemičitý	$Si^{+IV}O_2^{-II}$
V	- ečný - ičný	oxid chlorečný oxid dusičný	$Cl_2^{+V}O_5^{-II}$ $N_2^{+V}O_5^{-II}$
VI	- ový	oxid selenový	$Se^{+VI}O_3^{-II}$
VII	- istý	oxid manganistý	$Mn_2^{+VII}O_7^{-II}$
VIII	- ičelý	oxid rutheničelý	$Ru^{+VIII}O_4^{-II}$

GRAFICKÉ VZORCE

Grafické vzorce znázorňují nejen složení molekuly, ale i způsob vazby mezi jednotlivými ionty. Pro napsání grafického vzorce zásadotvorného oxidu budeme se řídit následujícími postupy a pravidly:

1. Vypočítáme oxidační číslo každého prvku molekuly.

2. Ke každému iontu musí vést takové množství čár (vazeb), které odpovídá zjištěnému oxidačnímu číslu v b.1.

3. Mezi ionty se stejným znamínkem náboje nesmí být spojení (kromě některých sloučenin například **peroxidů**).

Příklad 1. Oxid rubidný - Rb_2O
Grafický vzorec:
Rb\
  O
Rb/

Příklad 2. Oxid barnatý - BaO
Grafický vzorec:
Ba=O

CHEMICKÉ VLASTNOSTI

Zásadotvorné oxidy reagují:

1) s **vodou** (jen rozpustné ve vodě); vznikají ve vodě rozpustné hydroxidy - louhy :
$K_2O + H_2O = 2KOH$ - hydroxid draselný

2) s **kyselinotvornými oxidy**; vzniká sůl kyseliny, která odpovídá kyselinotvornému oxidu:
$SrO + N_2O_5 = Sr(NO_3)_2$ - dusičnan strontnatý

3) s **amfoterními oxidy**; vzniká sůl kyseliny, která odpovídá amfoternímu oxidu:
$CaO + ZnO = CaZnO_2$ - zinečnatan vápenatý

4) s **kyselinami**; vzníká sůl a voda:
$CrO + H_2SO_4 = CrSO_4 + H_2O$ - síran chromnatý + voda

5) s **amfoterními hydroxidy**, kde amfoterní hydroxidy se chovají jako kyseliny; vzniká sůl a voda:
$3Na_2O + 2Cr(OH)_3 = 2Na_3CrO_3 + 3H_2O$ - chromitan sodný + voda
nebo
$3Na_2O + 2H_3CrO_3 = 2Na_3CrO_3 + 3H_2O$ - chromitan sodný + voda

Poznámka. *Názvosloví hydroxidů, kyselin a soli najdete v odpovídajících kapitolách.*

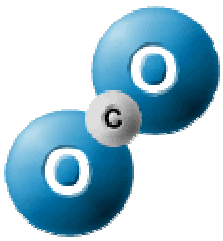
2.2 Kyselinotvorné oxidy

DEFINICE

Kyselinotvorné oxidy jsou oxidy, jejichž sloučeniny s vodou jsou kyseliny.

PŘÍKLADY

CO_2 - oxid uhličitý
P_2O_3 - oxid fosforitý
V_2O_5 - oxid vanadičný
Mn_2O_7 - oxid manganistý



Více

ROZDĚLENÍ

Kyselinotvorné oxidy můžeme rozdělit například takto:

KYSELINOTVORNÉ OXIDY	
nekovů CO_2, N_2O_3	**přechodných kovů s ox. č. +IV a více** CrO_3, Mn_2O_7

NÁZVOSLOVÍ

Názvosloví kyselinotvorných oxidů záleží na oxidačním čísle (náboji) kyselinotvorného prvku. Podíváme se na vzorec P_2O_5. Z něj vidíme, že atomů kyslíku je pět a atomy fosforu

jsou dva. Oxidační číslo fosforu je +V. Kyslík má oxidační číslo -II . Název vytvoříme pomocí slova "oxid" a názvu oxidotvorného prvku (v tomto případě fosforu + koncovky odpovídající oxidačnímu číslu oxidotvorného prvku: oxid + fosfor + -ečný = oxid fosforečný. Koncovky kyselinotvorných prvků s různými oxidačními čísly jsou v níže uvedené tabulce.

Tabulka koncovek oxidů (všech)			
Ox. č.	**Koncovka**	**Příklad**	**Vzorec**
I	- ný	oxid draselný	$K_2^{+I}O^{-II}$
II	- natý	oxid vápenatý	$Ca^{+II}O^{-II}$
III	- itý	oxid železitý	$Fe_2^{+III}O_3^{-II}$
IV	- ičitý	oxid křemičitý	$Si^{+IV}O_2^{-II}$
V	- ečný - ičný	oxid chlorečný oxid dus ičný	$Cl_2^{+V}O_5^{-II}$ $N_2^{+V}O_5^{-II}$
VI	- ový	oxid selenový	$Se^{+VI}O_3^{-II}$
VII	- istý	oxid manganistý	$Mn_2^{+VII}O_7^{-II}$
VIII	- ičelý	oxid rutheničelý	$Ru^{+VIII}O_4^{-II}$

GRAFICKÉ VZORCE

Grafické vzorce znázorňují nejen složení molekuly, ale i způsob vazby mezi jednotlivými ionty. Pro napsání grafického vzorce kyselinotvorného oxidu se budeme řídit následujícími postupy a pravidly:

1. Vypočítáme oxidační číslo každého prvku molekuly.

2. Ke každému iontu musí vést takové množství čár (vazeb), které odpovídá zjištěnému oxidačnímu číslu v b.1.

3. Mezi ionty se stejným znamínkem náboje nesmí být spojení (kromě některých sloučenin například **peroxidů**).

Příklad 1. Oxid chromový - CrO_3
Grafický vzorec:

```
   //O
Cr =O
   \\O
```

Příklad 2. Oxid fosforečný - P_2O_5
Grafický vzorec:

```
   //O
P \ =O
    O
P / =O
   \\O
```

CHEMICKÉ VLASTNOSTI

Kyselinotvorné oxidy reagují:

1) s **vodou** (jsou oxidy, které s vodou nereagují, například SiO_2); vzniká kyselina:
$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ - kyselina fosforečná

2) se **zásadotvornými oxidy**; vzniká sůl:
$N_2O_3 + Li_2O = 2LiNO_2$ - dusitan litný

3) s **hydroxidy**; vzniká sůl a voda:
$V_2O_5 + Ba(OH)_2 = Ba(VO_3)_2 + H_2O$ - vanadičnan barnatý + voda

4) s **amfoterními oxidy**; vzniká sůl:
$Mn_2O_7 + ZnO = Zn(MnO_4)_2$ - manganistan zinečnatý

5) s **amfoterními hydroxidy**, kde amfoterní hydroxidy se chovají jako zásady; vzniká sůl a voda:
$3SO_3 + 2Al(OH)_3 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ - síran hlinitý + voda

Poznámka. *Názvosloví hydroxidů, kyselin a soli najdete v odpovídajících kapitolách.*

2.3 Amfoterní oxidy

DEFINICE

Amfoterní oxidy jsou oxidy, jejichž sloučeniny s vodou mají vlastnosti i hydroxidů i kyselin.

PŘÍKLADY

ZnO - oxid zinečnatý
SnO - oxid cínatý
PbO - oxid olovnatý
Al_2O_3 - oxid hlinitý
Cr_2O_3 - oxid chromitý

NÁZVOSLOVÍ

Názvosloví amfoterních oxidů záleží na oxidačním čísle (náboji) **oxidotvorného prvku**. Podíváme se na vzorec Al_2O_3. Z něj vidíme, že oxidační číslo hliníku je +III. Název vytvoříme pomocí slova "oxid" a názvu oxidotvorného prvku (v tomto případě hliníku) + koncovky odpovídající oxidačnímu číslu oxidotvorného prvku: oxid + hliník + -itý = **oxid hlinitý**. Koncovky oxidotvorných prvků s různými oxidačnými čísly jsou v níže uvedené tabulce.

Tabulka koncovek oxidů			
Ox. č.	**Koncovka**	**Příklad**	**Vzorec**
II	- natý	oxid zinečnatý	$Zn^{+II}O^{-II}$
III	- itý	oxid hlinitý	$Al_2^{+III}O_3^{-II}$
IV	- ičitý	oxid manganičitý	$Mn^{+IV}O_2^{-II}$

GRAFICKÉ VZORCE

Grafické vzorce znázorňují nejen složení molekuly, ale i způsob vazby mezi jednotlivými ionty. Pro napsání grafického vzorce amfoterního oxidu se budeme řídit následujícími postupy a pravidly:

1. Vypočítáme oxidační číslo každého prvku molekuly.

2. Ke každému iontu musí vést takové množství čár (vazeb), které odpovídá zjištěnému oxidačnímu číslu v b.1.

3. Mezi ionty se stejným znamínkem náboje nesmí být spojení (kromě některých sloučenin například **peroxidů**).

Příklad 1. Oxid zinečnatý - ZnO
Grafický vzorec:
Zn=O

Příklad 2. Oxid hlinitý
Grafický vzorec:

```
   //O
Al \
    O     nebo    O=Al-O-Al=O
Al /
   \\O
```

CHEMICKÉ VLASTNOSTI

Amfoterní oxidy reagují:

1) se **zásadotvornými oxidy** (projevují vlastnosti kyselinotvorných oxidů); vzniká sůl kyseliny, která odpovídá amfoternímu oxidu:
$SnO + MgO = MgSnO_2$ - cínatan hořečnatý

2) s **kyselinotvornými oxidy** (projevují vlastnosti zásadotvorných oxidů); vzniká sůl:
$PbO + N_2O_5 = Pb(NO_3)_2$ - dusičnan olovnatý

3) s **louhy** (projevují vlastnosti kyselinotvorných oxidů); vzniká sůl kyseliny, která odpovídá amfoternímu oxidu + voda:
$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$ - zinečnatan sodný + voda

4) s **kyselinami** (projevují vlastnosti zásadotvorných oxidů); vzniká sůl a voda:
$2Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ - síran hlinitý + voda

Poznámka. *Názvosloví hydroxidů, kyselin a soli najdete v odpovídajících kapitolách.*

3. Kyseliny

DEFINICE

Kyseliny jsou sloučeniny, které ve vodných roztocích kromě **kationtů** vodíku neodštěpují žádný jiný kationt.

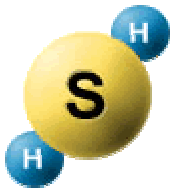
PŘÍKLADY

HNO_3 - kyselina dusičná

HF - kyselina fluorovodíková

H_2SO_4 - kyselina sírová

H_2S - kyselina sirovodíková



Více

ROZDĚLENÍ

Kyseliny můžeme rozdělit například takto:

KYSELINY				
Kyslíkaté HNO_2, H_3PO_3	Bezkyslíkaté HCl, HBr	Silné HI, H_2SO_4	Slabé HCN, H_2CO_3	Středně silné HF, H_3PO_4

NÁZVOSLOVÍ

Bezkyslíkaté kyseliny

Jejich názvy se tvoří slovem kyselina a přidáním koncovky **-ová** k názvu původní sloučeniny.

HF - kyselina fluorovodík**ová**

HCN - kyselina kyanovodík**ová**

H_2S - kyselina sirovodík**ová**

Kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny)

Názvosloví kyselin záleží na oxidačním čísle (náboji) **kyselinotvorného prvku.** Podíváme se na vzorec H_2SO_4. Z něj vidíme, že **iontů** vodíků je 2, síry 1 (jednička se nepíše) a kyslíků

4. Náboj kationtu vodíku je +1, a protože vodíku máme dva, celkový náboj je +2. Kyslík má náboj -2 a z toho vyplývá, že celkový náboj je -8. **Součet nábojů se musí rovnat nule.** Co se týče síry, její náboj *x* budeme muset zjistit jednoduchou rovnici: sečteme si všechny náboje po pořádku +2 + *x* -8 = 0. Řešení: *x*= +6

Po zjištění oxidačního čísla si odvodíme název tak, že k názvu kyselinotvorného prvku (v tomto případě k síře) přiřadíme odpovídající koncovku. Podle tabulky si tu koncovku vyhledáme. Bude to vypadat následovně: síra + -ová = kyselina **sírová**.

Jestliže prvek tvoří v témže oxidačním čísle dvě čí více jednoduchých oxokyselin, zpřesňují se názvy těchto oxokyselin tak, že pomocí **číslovkových předpon** se vyjádří počet vodíků (předpona *hydrogen-*).

Příklad:

HPO_3 - kys. hydrogenfosforečná

H_3PO_4 - kys. trihydrogenfosforečná

$HAsO_2$ - kys. hydrogenarsenitá

H_4SiO_4 - kys. tetrahydrogenkřemičitá

Více

Tabulka koncovek kyslíkatých kyselin			
oxidační č.	koncovka	příklad	vzorec
I	- ná	kyselina bromná	$H^{+I}Br^{+I}O^{-II}$
II	- atá	kyselina olovnatá	$H_2{}^{+I}Pb^{+II}O_2{}^{-II}$
III	- itá	kyselina boritá	$H^{+I}B^{+III}O_2{}^{-II}$
IV	- ičitá	kyselina uhličitá	$H_2{}^{+I}C^{+IV}O_3{}^{-II}$
V	- ičná - ečná	kyselina dusičná kyselina chlorečná	$H^{+I}N^{+V}O_3{}^{-II}$ $H^{+I}Cl^{+V}O_3{}^{-II}$
VI	- ová	kyselina sírová	$H_2{}^{+I}S^{+VI}O_4{}^{-II}$
VII	- istá	kyselina jodistá	$H^{+I}I^{+VII}O_4{}^{-II}$
VIII	- ičelá	kyselina osmičelá	$H_2{}^{+I}Os^{+VIII}O_5{}^{-II}$

GRAFICKÉ VZORCE

Grafické vzorce znázorňují nejen složení molekuly, ale i způsob vazby mezi jednotlivými ionty. Pro napsání grafického vzorce kyseliny budeme se řídit následujícími postupy a pravidly:

1. Vypočítáme oxidační číslo každého prvku molekuly.

2. Ke každému iontu musí vést takové množství čár (vazeb), které odpovídá zjištěnému oxidačnímu číslu v b.1.

3. V bezkyslíkatých **binárních** kyselinách kationt vodíku H^+, který se při chemických reakcích může vyměnit na jiný kationt, se připojuje k kyselinotvornému prvku přímo.

4. V kyslíkatých kyselinách kationt vodíku H^+, který se při chemických reakcích může vyměnit na jiný kationt, se připojuje k kyselinotvornému prvku přes kyslík.

5. Mezi ionty se stejným znamínkem náboje nesmí být spojení (kromě některých sloučenin například **peroxidů**).

Příklad 1. Kyselina chlorovodíková - $H^{+I}Cl^{-I}$.
Grafický vzorec: H-Cl

Příklad 2. Kyselina chlorná - $H^{+I}Cl^{+I}O^{-II}$.
Grafický vzorec: H-O-Cl

Příklad 3. Kyselina dusitá - $H^{+I}N^{+III}O_2^{-II}$.
Grafický vzorec: H-O-N=O

Příklad 4. Kyselina fosforečná - $H_3^{+I}P^{+V}O_4^{-II}$
Grafický vzorec:
H-O\
H-O-P=O
H-O/

Příklad 5. Kyselina manganistá - $H^{+I}Mn^{+VII}O_4^{-II}$
Grafický vzorec:
//O
H-O-Mn =O
\\O

CHEMICKÉ VLASTNOSTI

Kyseliny reagují:

1) se **zásadotvornými oxidy**; vzniká sůl a voda:
$H_2SO_4 + K_2O = K_2SO_4 + H_2O$ - síran draselný + voda

2) s **amfoterními oxidy**; vzniká sůl a voda:
$6HCl + Al_2O_3 = 2AlCl_3 + 3H_2O$ - chloritan hlinitý + voda:

3) s **hydroxidy** (reakce neutralizace); vzniká sůl a voda:
$H_2S + 2LiOH = Li_2S + 2H_2O$ - sulfid litný + voda

4) s **amfoterními hydroxidy**; vzniká sůl a voda:
$2HNO_3 + Zn(OH)_2 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$ - dusičnan zinečnatý + voda

5) se **solemi**; vzniká nová kyselina a nová sůl:
a) silná kyselina "vytlačuje" ze soli slabší kyselinu:
$2HI + Na_2SiO_3 = H_2SiO_3 + 2NaI$ - kyselina křemičitá + jodid sodný

b) kyselina po reakci je těkavější než před reakcí:

$2H_3PO_4 + 3K_2S = 3H_2S + 2K_3PO_4$ - plynný sirovodík + fosforečnan draselný

c) vytvořená sůl je nerozpustná ve vodě:
$H_2S + Cu(NO_3)_2 = 2HNO_3 + CuS$ - kyselina dusičná + sulfid měďnatý (sraženina)

6) kyseliny (s výjimkou dusičné, koncentrované sírové a některých jiných) reagují s **kovy**, které v pořadí chemické aktivity jsou vlevo od vodíku:

POŘADÍ CHEMICKÉ AKTIVITY																							
Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Be	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	**H_2**	Sb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au

← Růst chemické aktivity

vzniká sůl a plynný vodík.
$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$ - chlorid zinečnatý + plynný vodík
$HCl + Cu$ = nereagují

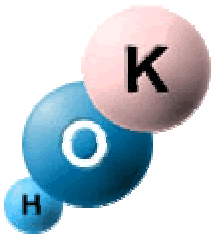
4. Hydroxidy

DEFINICE

Hydroxidy jsou vodné sloučeniny zásadotvorných oxidů schopné odštěpit ve vodních roztocích skupinu OH^-.

PŘÍKLADY

KOH - hydroxid draselný
$Al(OH)_3$ - hydroxid hlinitý
$Pb(OH)_2$ - hydroxid olovnatý
$Cu(OH)_2$ - hydroxid měďnatý



ROZDĚLENÍ

Hydroxidy můžeme rozdělit například takto:

HYDROXIDY		
rozpustné ve vodě (louhy) LiOH, $Ba(OH)_2$	nerozpustné ve vodě $Mn(OH)_2$, $Fe(OH)_3$	amfoterní $Cr(OH)_3$, $Sn(OH)_2$

NÁZVOSLOVÍ

Názvosloví hydroxidů záleží na oxidačním čísle (náboji) iontu kovu. Budeme pamatovat, že náboj hydroxoskupiny OH^- vždycky se rovná -1.

Podíváme se na vzorec $Ba(OH)_2$. Z něj vidíme, že hydroxoskupiny jsou dvě, z čehož vyplývá oxidační číslo barya - +II. Název vytvoříme pomocí slova "hydroxid" a názvu

hydroxidotvorného prvku (v tomto případě barya) + koncovky odpovídající oxidačnímu číslu hydroxidotvorného prvku: hydroxid + baryum + -natý = hydroxid barnatý.

Koncovky **hydroxidotvorných prvků** s různými oxidačními čísly jsou v níže uvedené tabulce.

Tabulka koncovek hydroxidotvorných prvků			
Ox. č.	**Koncovka**	**Příklad**	**Vzorec**
I	- ný	hydroxid draselný	$K^{+I}OH^{-1}$
II	- natý	hydroxid vápenatý	$Ca^{+II}(OH)_2^{-1}$
II	- itý	hydroxid železitý	$Fe^{+III}(OH)_3^{-1}$
IV	- ičitý	hydroxid manganičitý	$Mn^{+IV}(OH)_4^{-1}$

GRAFICKÉ VZORCE

Grafické vzorce znázorňují nejen složení molekuly, ale i způsob vazby mezi jednotlivými ionty. Pro napsání grafického vzorce hydroxidu budeme se řídit následujícími postupy a pravidly:

1. Vypočítáme oxidační číslo každého prvku molekuly.

2. Ke každému iontu musí vést takové množství čár (vazeb), které odpovídá zjištěnému oxidačnímu číslu v b.1.

3. Kationt vodíku H^+ se připojuje k iontu kovu přes kyslík.

4. Mezi ionty se stejným znamínkem náboje nesmí být spojení.

Příklad 1. Hydroxid draselný - KOH
Grafický vzorec: K-O-H

Příklad 2. Hydroxid barnatý - $Ba(OH)_2$
Grafický vzorec:

```
  /O-H
Ba          nebo H-O-Ba-O-H
  \O-H
```

CHEMICKÉ VLASTNOSTI

Hydroxidy reagují:

1) s **kyselinotvornými oxidy**; vzniká sůl a voda:
$2KOH + Cl_2O_7 = 2KClO_4 + H_2O$ - chloristan draselný + voda

2)louhy s **amfoterními oxidy**; vzniká sůl a voda:
$Ba(OH)_2 + Cr_2O_3 = Ba(CrO_2)_2 + H_2O$ - chromitan barnatý + voda

3) s **kyselinami** (reakce neutralizace); vzniká sůl a voda:
$CsOH + HI = CsI + H_2O$ - jodid cesný + voda

4) louhy s **amfoterními hydroxidy**; vzniká sůl a voda:
$3Sr(OH)_2 + 2Al(OH)_3 = Sr_3(AlO_3)_2 + 6H_2O$ - hlinitan strontnatý + voda
nebo
$3Sr(OH)_2 + 2H_3AlO_3 = Sr_3(AlO_3)_2 + 6H_2O$ - hlinitan strontnatý + voda

5) louhy se **solemi**; vzniká hydroxid a nová sůl
Podmínka: původní sůl má být rozpustná ve vodě a vytvořený hydroxid nerozpustný ve vodě (viz **tabulka rozpustnost**) :
$2KOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2 + K_2SO_4$ - hydroxid měďnatý (sraženina) + síran draselný

6) louhy s **kovy**, které tvoří amfoterní oxidy; vzniká sůl a plynný vodík:
$6NaOH + 2Al = 2Na_3AlO_3 + 3H_2$ - hlinitan sodný + plynný vodík

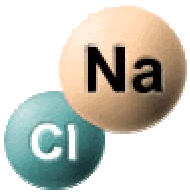
5. Soli

DEFINICE

Sůl je sloučenina, která se skládá z iontu kovu a zůstatku kyseliny.

PŘÍKLADY

$Ba_3(PO_4)_2$ - fosforečnan barnatý
NaCl - chlorid sodný
$Sr(NO_3)_2$ - dusičnan strontnatý
$CaZnO_2$ - zinečnan vápenatý



ROZDĚLENÍ

Soli můžeme rozdělit například takto:

SOLI		
Rozpustné ve vodě	Nerozpustné ve vodě	
Jednoduché soli	Hydrogen soli	Zásadité soli

Věnovat se budeme pouze jednoduchým solím.

NÁZVOSLOVÍ

Soli bezkyslíkatých kyselin:

Názvy jsou složeny z podstatného jména a přídavného jména. Podstatné jméno je zůstatek bezkyslíkaté kyseliny s koncovkou **- id**. Přídavném jménem je název kationtu s koncovkou, která odpovídá jeho **oxidačnímu číslu** (viz tabulku koncovek dole).

Příklad. KCl
Cl^- - zůstatek kyseliny chlorovodíkové (HCl) - **chlorid**.
K^+ - kationt draslíku s **oxidačním číslem** +1. Podle tabulky má koncovku **-ný** - **draselný**.
Chlorid + draselný = **chlorid draselný**.

Soli kyslíkatých kyselin

Názvy jsou složeny z podstatného jména a přídavného jména. Podstatné jméno je zůstatek kyslíkaté kyseliny se zakončením, odpovídajícím oxidačnímu číslu **kyselinotvorného prvku** podle níže uvedené tabulky. Přídavným jménem je název kationtu s koncovkou, která odpovídá jeho oxidačnímu číslu dle tabulky:

Tabulka koncovek aniontů a kationtů		
Ox. č.	**zakončení podstatného jména soli (aniontu)**	**zakončení přídavného jména soli (kationtu)**
I	-nan	-ný
II	-natan	-natý
III	-tan	-itý
IV	-ičitan	-ičitý
V	-ičnan -ečnan	-ičný -ečný
VI	-an	-ový
VII	-istan	-istý
VIII	-ičelan	-ičelý

Příklad. $Zn(MnO_4)_2$
MnO_4^- - oxidační číslo manganu je +VII; podle tabulky použijeme pro název aniontu koncovku **-istan**, t. j. **manganistan**.
Zn^{+2} - kationt zinku s oxidačním číslem +II. Podle tabulky má koncovku **-natý**, t. j. **zinečnatý**. Manganistan + zinečnatý = **manganistan zinečnatý**.

GRAFICKÉ VZORCE

Grafické vzorce znázorňují nejen složení molekuly, ale i způsob vazby mezi jednotlivými ionty. Pro napsání grafického vzorce soli budeme se řídit následujícími postupy a pravidly:

1. Vypočítáme oxidační číslo každého prvku molekuly.

2. Ke každému iontu musí vést takové množství čár (vazeb), které odpovídá zjištěnému oxidačnímu číslu v b.1.

3. V solích bezkyslíkatých kyselin kationt kovu se připojuje k kyselinotvornému prvku přímo.

4. V solích kyslíkatých kyselin kationt kovu se připojuje k **kyselinotvornému prvku** přes kyslík.

5. Mezi ionty se stejným znamínkem náboje nesmí být spojení (kromě některých sloučenin například **peroxidů**).

Příklad 1. Chlorid draselný - KCl
Grafický vzorec:
K-Cl

Příklad 2. Síran sodný - Na_2SO_4
Grafický vzorec:
Na-O\ //O
S
Na-O/ \\O

CHEMICKÉ VLASTNOSTI

Soli reagují:

1) s **kyselinami**; vzniká nová sůl a nová kyselina:
a) silná kyselina "vytlačuje" ze soli slabší kyselinu:
$K_2SO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2SO_3$ - chlorid draselný + kyselina siřičitá

b) kyselina po reakci je těkavější než před reakcí:
$3KCN + H_3PO_4 = 3HCN + K_3PO_4$ - plynný kyanovodík + fosforečnan draselný

c) vytvořená sůl je nerozpustná nejen ve vodě, ale i ve vytvořené kyselině:
$Pb(NO_3)_2 + H_2S = 2HNO_3 + PbS$ - kyselina dusičná + sulfid olovnatý (sraženina)

2) s **louhy**; vzniká hydroxid a nová sůl
Podmínka: původní sůl má být rozpustná ve vodě a vytvořený hydroxid nerozpustný ve vodě (viz **tabulka rozpustnosti**):
$Mn(NO_3)_2 + 2LiOH = Mn(OH)_2 + 2LiNO_3$ - hydroxid manganatý (sraženina) + dusičnan lithný

3) se **solemi**; vznikají dvě nové soli
Podmínka: původní soli jsou rozpustné ve vodě a aspoň jedna ze dvou vytvořených soli má být nerozpustná ve vodě (viz **tabulka rozpustnosti**):
$3BaCl_2 + Al_2(SO_4)_3 = 3BaSO_4 + 2AlCl_3$ - chlorid barnatý (rozpustný ve vodě) + síran hlinitý (rozpustný ve vodě) = síran barnatý (nerozpustný ve vodě) + chlorid hlinitý (rozpustný ve vodě)

4) s **kovy**; vzniká nová sůl a nový kov

Podmínka: původní kov musí mít větší chemickou aktivitu než kov, který je kationtem v původní soli. Chemickou aktivitu kovů určujeme z následujícího pořadí:

POŘADÍ CHEMICKÉ AKTIVITY																							
Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Be	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	**H_2**	Sb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au

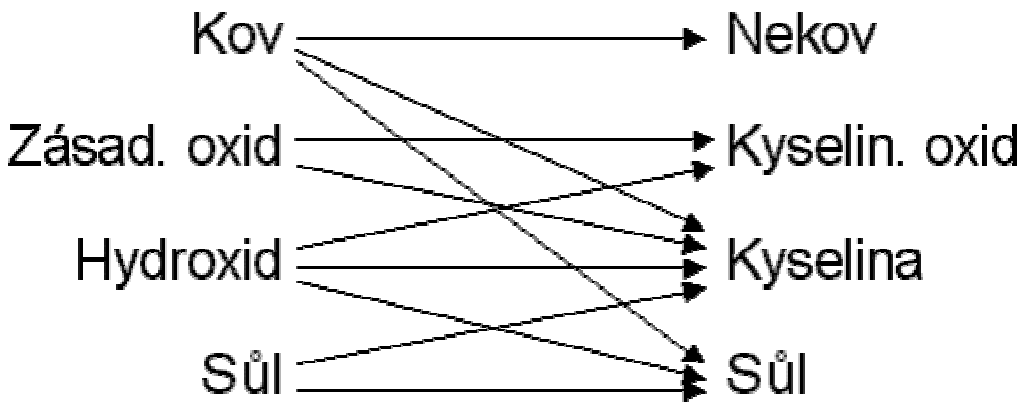
← Růst chemické aktivity

Každý kov je chemicky aktivnější než té kovy, které se nachází od něho zprava a méně aktivní než kovy zleva.
$3CuSO_4 + 2Al = Al_2(SO_4)_3 + 3Cu$ - síran hlinitý + měď
$ZnCl_2 + Co$ = nereagují

5) některé soli reagují s **vodou**. Tento typ reakcí patří k zvláštnímu téma *"Hydrolýza solí"* a zde není popsán.

PŘÍPRAVA SOLI

V tomto schématu je uvedena většina způsobů přípravy soli a zároveň jakýsi souhrn chemických vlastností různých druhů anorganických sloučenin.



Druhy sloučenin spojené šipkou reagují mezi sebou s vytvořením soli. V odpovídajících sekcích stránky jsou popsané chemické reakce z tohoto schématu kromě reakce mezi kovy a nekovy, proto je uvádíme dole:

1) $2K + S = K_2S$ - sulfid draselný
2) $Zn + Cl_2 = ZnCl_2$ - chlorid zinečnatý
3) $2Na + Br_2 = 2NaBr$ - bromid sodný

6. Kovy

Umístění v periodické soustavě prvků

Asi tři čtvrtiny všech prvků jsou kovy. Jsou to všechny kovy první a druhé skupiny periodické soustavy, všechny prvky vedlejších podskupin, lanthanoidy a všechny prvky

sedmé periody, ve třetí skupině prvky umístěné pod borem, ve čtvrté pod křemíkem, v páté pod arsenem, v šesté pod tellurem.

Fyzikální vlastnosti

O kovech můžeme všeobecně říci, že vedou dobře elektřinu a teplo. Jejich čisté a hladké plochy mají charakteristický, tzv. kovový lesk a dají se vykovat na tenké lístky, říkáme, že jsou **kujné**. Lze je vytahovat na drát, jsou **tažné**. Tyto vlastnosti kovů vyplývají ze stavby jejich krystalové mřížky.

Krystalová mřížka

Většina kovů krystaluje v krychlové soustavě (např. Cu, Au, Al), některé v soustavě šesterečné (např. Mg, Zn). Jednotlivé atomy jsou v krystalové mřížce u sebe tak těsně, jak jen jim to jejich elektronový obal dovolí. V takové blízkosti působí přitažlivé síly jader atomů i na **valenční elektrony** sousedních atomů. Valenční elektrony se z původního atomu uvolňují a pohybují se v krystalové mřížce mezi zbytky atomů - kationty - kovů a zprostředkovávají jejich vzájemnou vazbu. Je to tzv. **kovová vazba**. V krystalové mřížce kovu je každý atom obklopen velmi těsně 8, popř. 12 sousedními atomy (výjimku tvoří atomy na hranách a plochách krystalů).

Vodivost elektřiny

Zapojíme-li kov do okruhu elektrického proudu, posouvají se volné elektrony ve směru elektrického spádu, vedou elektrický proud. Energii pohybu mohou volné elektrony snadno odevzdávat částicím krystalové mřížky, čili vedou dobře teplo.

Barva a lesk

Hladké plochy odrážejí všechny nebo převážnou část světelných paprsků, proto mají kovový lesk a jsou většinou šedobílé. Jen zlato a cesium jsou žluté a měď je červená.

Neprůhlednost

Kovy jsou neprůhledné, jen velmi tenké fólie prosvítají. Práškové kovy jsou šedočerné, protože v podstatě všechny paprsky jako by uvázly v krystalové mřížce.

Chemické vlastnosti kovů

Kovy reagují :

1) s nekovy; vzniká:

a) sůl

$2Na + Cl_2 = 2NaCl$
sodík + chlor = chlorid sodný

$Hg + S = HgS$
rtuť + síra = sulfid rtuťnatý

b) oxid

$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$
hliník + kyslík = oxid hlinitý

$4Li + O_2 = 2Li_2O$
lithium + kyslík = oxid lithný

c) hydrid

$2Na + H_2 = 2NaH$
sodík + vodík = hydrid sodný

$Ca + H_2 = CaH_2$
vápník + vodík = hydrid vápenatý

2) s vodou; vzniká **hydroxid** a plynný vodík (za normálních podmínek s vodou reagují jen alkalické kovy a kovy alkalických zemin).

$Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2$
baryum + voda = hydroxid barnatý + vodík

$2Cs + 2H_2O = 2CsOH + H_2$
cesium + voda = hydroxid cesný + vodík

3) s kyselinami; vzniká sůl a plynný vodík (viz jak **kyseliny reagují s kovy**). Jak HNO_3 reaguje s kovy viz **zde**.

4) s louhy (jen kovy, které tvoří **amfoterní oxidy** a **hydroxidy**: Zn, Sn, Pb, Al, Cr, aj.); vzniká sůl a plynný vodík.

$Zn + 2KOH = K_2ZnO_2 + H_2$
zinek + hydroxid draselný = zinečnatan draselný + vodík

$2Cr + 6RbOH = 2Rb_3CrO_3 + 3H_2$
chrom + hydroxid rubidný = chromitan rubidný + vodík

5) se solemi; vzniká nová sůl a nový kov (viz jak **soli reagují s kovy**).

7. Roztoky

7.1 – Základné poznatky

Roztok je homogenní (stejnorodá) směs dvou nebo více látek. Základhí částice těchto látek (atomy, molekuly, ionty) jsou dokonale promíšeny a navzájem nereagují.

Podle skupenství roztoky můžeme rozdělit na:
roztoky kapalné - kyslik ve vodě, sůl ve vodě, cukr ve vodě;
roztoky pevné - vodík v platině, rtuť v kadmiu, slitina stříbra s mědí.

V roztoku rozlišujeme **rozpouštědlo** a **rozpouštěnou látku**.

Rozpouštědlem nazýváme obvykle tu látku, jejíž vnější vzhled nebo jiné nápadné vlastnosti se nemění, anebo látku, které je víc. Např. přírodní voda (mořská, pítná, minerální) je roztok, v níž rozpouštědlem je voda a ostatní látky jsou rozpuštěné.

Roztoky jsou **nasycené** a **nenasycené**.

Nasycený roztok je takový, v němž se už další množství látky za dané teploty nerozpouští.

Hmotnostní množství látky, které se rozpustí při dané teplotě ve **100 g** rozpouštědla na nasycený roztok nazyvame **"rozpustnost látky"**.

Jestliže je v roztoku méně látky než je její rozpustnost za dané teploty, je **roztok nenasycený.**

Podle rozpustností látek za normálních podmínek ve 100 g vody (rozpouštědla) rozlišujeme:

rozpustná látka - více než 1 g;

nerozpustná látka - meně než 0,1 g;

málo rozpustná látka - více než 0,1 g a meně než 1 g.

Informace o rozpustnosti látek ve vodě můžete získat z chemických tabulek a z **tabulky rozpustností**.

7.2 – Koncentrácia

Definice

Koncentrace je množství rozpuštěné látky v určitém množství nebo objemu roztoku případně rozpouštědla.

Způsoby vyjádření

1) Procentní koncentrace

Ukazuje, kolik dílů rozpuštěné látky se nachází v 100 dílech roztoku.

Příklad 1.

5 % roztok NaCl znamená, že v 100 dílech (g, kg, t, ...,) roztoku je 5 dílů NaCl a 95 dílů vody.

Příklad 2.

Kolik g hydroxidu draselného a vody musíme vzít pro přípravu 250 g 15 % roztoku?
v 100 g roztoku je 15 g KOH
v 250 g roztoku je ***x*** g KOH
x = (250 · 15) : 100
x = **37,5**
V 250 g roztoku se nachází 37,5 g KOH. Voda se vypočítá: 250 - 37,5 = **212,5**.
Odpověď: V 250 g roztoku je 37,5 g KOH a 212,5 g (ml) H_2O.

Příklad 3.

Kolik g dusičnadu vápenatého a vody se nachází v 130 g 20 % roztoku?
100 g roztoku . . . 20 g $Ca(NO_3)_2$
130 g roztoku . . . ***x*** g $Ca(NO_3)_2$
x = (130 · 20) : 100
x = **26**
130 - 26 = **104**
Odpověď: v 130 g 20 % roztoku se nachází 26 g $Ca(NO_3)_2$ a 104 g (ml) vody.

2) Molarnost

Molarnost je množství molů (gram-molekul) rozpuštěné látky, které se nachází v jednom litru roztoku a označuje se písmenem "M".

Příklad 1.

Co znamená výraz *1 M roztok NaOH*?
1 mol = 1 gram-molekula = molekulární hmotnost vyjádřená v g.
Molekulární hmotnost NaOH se rovná součtu hmotnosti všech atomů (údaje bereme z periodické tabulky prvků) :
23 + 16 + 1 = 40 u (uhlikových jednotek).
1mol NaOH = 40 g
Odpověď: V 1 l 1 M roztoku NaOH se nachází 1 mol (40 g) NaOH.

Příklad 2.

Jak připravit 0,5 l půlmolárního roztoku chloridu sodného (0,5 M NaCl)?
Při přípravě 0,5 l 0,5 M NaCl rozpustíme v menším množství vody v kádince odvážené množství NaCl (58,44 g · 0,5 · 0,5 = 14,61 g), přelejeme do odměrné baňky s objemem 0,5 l, spláchneme několikrát zbytky látky z kádinky (přelejeme roztok kvantitativně, tj. bez strat) a potom odměrnou baňku doplníme destilovanou vodou po značku 0,5 l.

7.3 – Elektrolytická disociace

Definice

Je štěpení polárních molekul elektrolytu na ionty pod vlivem polárních molekul vody (rozpouštědla).

Elektrolyt

Je látka, roztok které vede elektrický proud.

Roztok

Je homogenní (stejnorodá) směs dvou nebo několika čistých látek.

Stupeň disociace

V roztoku se z daného množství látky na ionty štěpí jen část molekul, ostatní zustávají nedisociované. Poměr počtu disociovaných molekul látky k jejich celkovému počtu ve vodném roztoku nazýváme **stupeň disociace**; označujeme ho ***a***:

a > 30% - silné elektrolyty

2% < ***a*** < 30% - středně silné elektrolyty

a < 2% - slabé elektrolyty

Jak co disociuje

1. Oxidy

Oxidy nedisociují.

2. Louhy - rozpustné ve vodě hydroxidy

NaOH disociuje takto:

$NaOH \rightleftharpoons Na^{+} + OH^{-}$

Na^{+} - sodný kationt
OH^{-} - hydroxidový aniont

disociace KOH:

$KOH \rightleftharpoons K^{+} + OH^{-}$

K^{+} - draselný kationt
OH^{-} - hydroxidový aniont

disociace $Ba(OH)_2$

1. $Ba(OH)_2 \rightleftharpoons BaOH^{+} + OH^{-}$

2. $BaOH^{+} \rightleftharpoons Ba^{+2} + OH^{-}$

zjednodušený zápis:
$Ba(OH)_2 \rightleftharpoons Ba^{+2} + 2OH^{-}$

Ba^{+2} - barnatý kationt
OH^{-} - hydroxidový aniont

3. Kyseliny

disociace HCl

$HCl \rightleftharpoons H^{+} + Cl^{-}$
H^{+} - kationt vodíku
Cl^{-} - aniont chlorovodíkové kyseliny

disociace HNO_3

$HNO_3 \rightleftharpoons H^{+} + NO_3^{-}$
H^{+} - kationt vodíku
NO_3^{-} - iont kyseliny dusičné

disociace H_2SO_4

1. $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^{+} + HSO_4^{-}$
2. $HSO_4^{-} \rightleftharpoons H^{+} + SO_4^{-2}$
zjednodušený zápis:
$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^{+} + SO_4^{-2}$
H^{+} - kationt vodíku
SO_4^{-2} - síranový aniont

4. Soli (jednoduché)

disociace $BaCl_2$

$BaCl_2 \rightleftharpoons Ba^{+2} + 2Cl^-$
Ba^{+2} - barnatý kationt
Cl^- - aniont chlorovodíkové kyseliny

disociace $Fe_2(SO_4)_3$

$Fe_2(SO_4)_3 \rightleftharpoons 2Fe^{+3} + 3SO_4^{-2}$
Fe^{+3} - železitý kationt
SO_4^{-2} - síranový aniont

7.4 Iontové rovnice

Definice

Jsou chemické rovnice, jimiž zapisujeme reakce iontů ve vodných roztocích kyselin, hydroxidů a solí.

Aby se tyto reakce mohly uskutečnit, musí být splněna aspoň jedna podmínka z níže uvedených:

1. Tvoří (rozpouští) se nerozpustná látka
2. Tvoří se slabý elektrolyt
3. Tvoří se plynná látka
4. Mění se oxidační číslo atomu

Pamatujte:

Jako celé molekuly zapisujeme

a) nerozpustné látky (PbI_2, $CaCO_3$, AgBr, Ag_2S, ...; viz tab. rozpustnosti)

b) slabé elektrolyty (H_2O, H_2CO_3, H_2S, HCN, CH_3COOH, NH_4OH, ...)

c) plynné látky (H_2S, CO_2, SO_2, SO_3, NO, NO_2, HCN, NH_3, ...)

Příklad 1 - vytvoření nerozpustné látky

Pusobením chloridu barnatého na síran sodný nebo síran hořečnatý vzniká sraženina síranu barnatého a v roztoku zustává druhý produkt reakce:

$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaCl$
$BaCl_2 + MgSO_4 = BaSO_4 + MgCl_2$

Protože obě reakce probíhají v roztoku, jsou to reakce volně pohyblivých iontu:

$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4 + 2Na^+ + 2Cl^-$
$Ba^{2+} + 2Cl^- + Mg^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 + Mg^{2+} + 2Cl^-$

Vynecháme-li na obou stranách rovnice ty ionty, které se reakce nezúčastnily (opakují se na obou stranách rovnice beze změny), napíšeme obě reakce zkrácenou **iontovou rovnici**:

$\mathbf{Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4}$

Rovnice vyjadřuje podstatu reakce - **barnatý kationt reagoval se síranovým aniontem a vznikl síran barnatý.**

Příklad 2 - vytvoření nerozpustné látky

Reakci dusienanu stoíbrného s chloridem barnatým mužeme zapsat bui rovnici:
$2AgNO_3 + BaCl_2 = 2AgCl + Ba(NO_3)_2$

nebo iontovi:
$2Ag^+ + 2NO_3^- + Ba^{2+} + 2Cl^- = 2AgCl + Ba^{2+} + 2NO_3^-$

zkrácená iontová reakce:
$Ag^+ + Cl^- = AgCl$ - nerozpustná látka

Příklad 3 - rozpouštění sraženiny

Reakci fosforečnanu vápenatého s kyselinou dusičnou mužeme zapsat rovnici:
$Ca_3(PO_4)_2 + 6HNO_3 = 3Ca(NO_3)_2 + 2H_3PO_4$

nebo iontovi:
$Ca_3(PO_4)_2 + 6H^+ + 6NO_3^- = 3Ca^{2+} + 6NO_3^- + 2H_3PO_4$

zkrácená iontová reakce:
$Ca_3(PO_4)_2 + 6H^+ = 3Ca^{2+} + 2H_3PO_4$

Příklad 4 - vytvoření slabého elektrolytu

Reakci hydroxidu sodného s kyselinou chlorovodíkovou mužeme zapsat buď rovnici:
$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

nebo iontově:
$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$

zkrácená iontová reakce:
$OH^- + H^+ = H_2O$ - slabý elektrolyt

Příklad 5 - vytvoření plynné látky

Reakci sulfidu draselného s kyselinou chlorovodíkovou mužeme zapsat buď rovnici:
$K_2S + 2HCl = 2KCl + H_2S$

nebo iontově:
$2K^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2K^+ + 2Cl^- + H_2S$

zkrácená iontová reakce:
$S^{2-} + 2H^+ = H_2S$ - plynná látka

Příklad 6

rovnice:
$NaCl + KNO_3 = NaNO_3 + KCl$

iontově:
$Na^+ + Cl^- + K^+ + NO_3^- = Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-$

$NaCl + KNO_3$ = NEREAGUJÍ, protože nebyla splněna žádná z výše uvedených podmínek.
Máme směs roztoku NaCl a KNO_3 (přesněji směs iontů Na^+, Cl^-, K^+, NO_3^-).

7.5 pH

pH je hodnota, která ukazuje na množství kationtů vodíků v roztoku.

Voda, jako slabý **elektrolyt**, disociuje v malé míře podle rovnice:
$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$
Jak vidíme, při disociaci se tvoří stejný počet kationtů vodíku H^+ (určují kyselé vlastností roztoku) a aniontů OH^- (určují zásadité vlastností roztoku), které se navzájem neutralizují. Proto říkáme, že voda není ani kyselá ani zásaditá, ale neutrální.

Označíme:
$[H^+]$ - koncentrace kationtů H^+
$[OH^-]$ - koncentrace aniontů OH^-
$[H^+] = [OH^-]$

Pamatujte:
$\mathbf{[H^+] \cdot [OH^-] = K}$
K - konstantní (stálá) hodnota
K se za normálních podmínek rovná: $\mathbf{K = 10^{-14}}$
Za *K* dosadíme její hodnotu:
$\mathbf{[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}}$
$\mathbf{10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}}$
Jak vidíme, ve vodě (destilované) koncentrace H^+ se rovná 10^{-7}M = 0,0000001M. Jinými slovy, jestliže koncentrace H^+ v roztoku se rovná 10^{-7}M, prostředí je neutrální.

Příklad 1:

Čemu se rovná koncentrace iontů H^+ v 0,001M roztoku HCl (budeme považovat, že HCl disociuje na 100%)?
$[H^+] = 10^{-3}$M
$10^{-3} \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$[OH^-] = 10^{-11}M$
Výpočty ukazují, že koncentrace iontů vodíku je mnohonásobně vyšší než koncentrace hydroxoskupin. Toto znamená, že roztok je **kyselý**.

Příklad 2:

Čemu se rovná koncentrace iontů H^+ v 0,01M roztoku NaOH (budeme považovat, že NaOH disociuje na 100%)?
$[OH^-] = 10^{-2}M$
$[H^+] \cdot 10^{-2} = 10^{-14}$
$[H^+] = 10^{-12}M$
Výpočty ukazují, že koncentrace hydroxoskupin je mnohonásobně vyšší než koncentrace vodíku. Toto znamená, že roztok je **zásaditý**.

Pamatujte:
$[H^+] = 10^{-7}$ - prostředí neutrální
$[H^+] > 10^{-7}$ - prostředí kyselé
$[H^+] < 10^{-7}$ - prostředí zásadité

Mohly jste si všimnout nepohodlných čísel typu 10^{-12} nebo 10^{-11}, a proto bylo dohodnuto používat místo koncentraci vodíků její záporný logaritmus, který se označuje jako *pH*.
$pH = - lg [H^+]$.
lg - logaritmus

Pamatujte:
$lg\ 10^n = n$
$lg\ 10^5 = 5$
$lg\ 10^{-10} = -10$
$-lg\ 10^{-10} = 10$

Teď zopakujeme:
$[H^+] = 10^{-7}M$
$pH = -lg\ 10^{-7} = 7$ - prostředí neutrální

$[H^+] = 10^{-5}M$
$pH = -lg\ 10^{-5} = 5$ - prostředí kyselé

$[H^+] = 10^{-10}M$
$pH = -lg\ 10^{-10} = 10$ - prostředí zásadité

Příklad 3:

Jaké je prostředí a jaké je pH 0,1M roztoku HNO_3 (předpokládáme 100% disociaci)?

$[H^+] = 0,1M = 10^{-1}M$
$pH = - lg\ 10^{-1} = 1$ - kyselé prostředí

Příklad 4:

Jaké je prostředí a jaké je pH 0,1M roztoku KOH (předpokládáme 100% disociaci)?

$[OH^-] = 10^{-1}M$
$10^{-1} \cdot [H^+] = 10^{-14}$
$[H^+] = 10^{-13}M$
pH = - lg 10^{-13} = 13 - zásadité prostředí

8. Redoxní reakce

8.1 Základné poznatky

Definice

Redoxní reakce jsou reakce, při nichž se mění oxidační čísla.
Příklad.
$C^0 + O_2^0 = C^{VI}O_2^{-II}$
V levé části reakce uhlík a kyslík mají ox. číslo *0*, v pravé části reakce už uhlík má ox. číslo *IV* a kyslík *-II*.

Redukce

Redukce je tá část reakce, při které se oxidační číslo **zmenšuje.**
$O_2^0 \rightarrow 2O^{-II}$

Redukční činidlo

Redukční činidlo je látka obsahující atomy, které se při reakci oxidují (oxidační číslo atomu se zvětšuje).

Oxidace

Oxidace je tá část reakce, při které se oxidační číslo **zvětšuje.**
$C^0 \rightarrow C^{IV}$

oxidační činidlo

Oxidační činidlo je látka obsahující atomy, které se při reakci redukují (oxidační číslo atomu se zmenšuje).

Přílkady

Př. 1:

$Cu^{II}O^{-II} + H_2^0 = H_2^{I}O^{-II} + Cu^0$

redukce : $Cu^{II} \rightarrow Cu^{0}$

oxidace : $H_2^{0} \rightarrow 2H^{I}$

redukční činidlo : H_2

oxidační činidlo : CuO

Př. 2:

$Zn^{0} + 2H^{I}Cl^{-I} = Zn^{II}Cl_2^{-I} + H_2^{0}$

redukce : $H^{I} \rightarrow H^{0}$

oxidace : $Zn^{0} \rightarrow Zn^{2+}$

redukční činidlo : Zn

oxidační činidlo : HCl

Úprava redoxních reakcí

Na příkladu

$2KMnO_4 + 16HCl = 2MnCl_2 + 5Cl_2 + 2KCl + 8H_2O$

mužeme vidět, že úprava některých redoxních reakcí není přiliž jednoduchá a přiřadit správné koeficienty prostým výpočtem dá víc práce nebo se vubec nepodaří. Existuje však postup, jak lze tuto záležitost vyřešit:

1) Musíme určit oxidační čísla všech prvku:

$K^{I}Mn^{VII}O_4^{-II} + H^{I}Cl^{-I} = Mn^{II}Cl_2^{-I} + Cl_2^{0} + K^{I}Cl^{-I} + H_2^{I}O^{-II}$

2) Změnu oxidačních čísel zapíšeme podle následujícího schématu:

$Mn^{VII} + 5e = Mn^{II}$

$2Cl^{-I} - 2e = Cl_2^{0}$

Pamatujte:

i. Množství elektronů odevzdaných jedním atomem se rovná množství elektronů přijatých druhým atomem.

ii. při odevzdání elektronů se oxidační číslo atomu zvětší (proces oxidace).

iii. při přijetí elektronů se oxidační číslo atomu zmenší (proces redukce).

3) Aby množství přijatých elektronů Mn^{VII} se rovnalo množství elektronů odevzdaných Cl^{-I}, musíme je vzít v poměru (použijeme křížové pravidlo):

$Mn^{VII} + 5e = Mn^{II}$ | 2

$2Cl^{-I} - 2e = Cl_2^{0}$ | 5

4) V levé a v pravé části rekce k atomu Mn připíšeme zjištěný koeficient **2**:

$\mathbf{2}KMnO_4 + HCl \rightarrow \mathbf{2}MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$

5) V pravé části reakce má být 5 molekul chloru. V levé části vedle Cl^{-I} zatím nemužeme stanovit koeficient, protože Cl^{-I} se spotřebovává nejen na vytvoření plynného chloru, ale i na vytvoření chloridu.

$\mathbf{2}KMnO_4 + HCl \rightarrow \mathbf{2}MnCl_2 + \mathbf{5}Cl_2 + KCl + H_2O$

Pozor! *Uvedené koeficienty nelze měnit jednotlivě. Jestliže to bude nutné, lze* ***všechny tyto*** *koeficienty najednou vynásobit nebo vydělit stejným číslem.*

6) Obvyklým zpusobem dopočítáme zbývající koeficienty:
2$KMnO_4$ + **16**HCl = **2**$MnCl_2$ + **5**Cl_2 + **2**KCl + **8**H_2O

7) Konečný vzhled uvedené redoxní reakce měl by vypadat následovně:
2$KMnO_4$ + **16**HCl = **2**$MnCl_2$ + **5**Cl_2 + **2**KCl + **8**H_2O
$Mn^{VII} + 5e = Mn^{II}$ | 2
$2Cl^{-I} - 2e = Cl_2^0$ | 5

redukce : $Mn^{VII} \rightarrow Mn^{II}$

oxidace : $2Cl^{-I} \rightarrow Cl_2^0$

redukční činidlo : HCl

oxidační činidlo : $KMnO_4$

8.2 Rozdelenie

Redoxní reakce mužeme rozdělit podle počtu atomů, které během reakce mění svá oxidační čísla.

1. Atomy dvou prvků mění svá oxidační čísla

$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$
$Mn^{VII} + 5e = Mn^{II}$ | 2
$S^{IV} - 2e = S^{VI}$ | 5

redukce : $Mn^{VII} \rightarrow Mn^{II}$

oxidace : $S^{IV} \rightarrow S^{VI}$

redukční činidlo : Na_2SO_3

oxidační činidlo : $KMnO_4$

2. Atomy jednoho prvku mění své oxidační číslo

a) $3Cl_2 + 6KOH = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$

$Cl_2^0 + 2e = 2Cl^{-I}$ 10 | 5
$Cl_2^0 - 10e = 2Cl^{V}$ 2 | 1

redukce : $Cl_2^0 \rightarrow 2Cl^{-I}$

oxidace : $Cl_2^0 \rightarrow 2Cl^{V}$

redukční činidlo : část molekul Cl_2^0

oxidační činidlo : část molekul Cl_2^0

b) $KBrO_3 + 5KBr + 3H_2SO_4 = 3Br_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O$
$Br^{+V} - 5e = Br^0$ | 1
$Br^{-I} + 1e = Br^0$ | 5

redukce : $Br^{+V} \rightarrow Br^{0}$

oxidace : $Br^{-I} \rightarrow Br^{0}$

redukční činidlo : KBr

oxidační činidlo : $KBrO_3$

3. Atomy tří prvků mění svá oxidační čísla

$10FeCl_2 + 6KMnO_4 + 24H_2SO_4 = 5Fe_2(SO_4)_3 + 10Cl_2 + 6MnSO_4 + 3K_2SO_4 + 24H_2O$

$Fe^{II} - 1e = Fe^{III}$

$2Cl^{-I} - 2e = Cl_2^{0}$

$Mn^{VII} + 5e = Mn^{II}$

Sečteme množství elektronů, které odevzdává molekula $FeCl_2$, to jest 1 atom Fe^{II} a 2 atomy Cl^{-I}, součet zapíšeme jako koeficient pro mangan. Vzhledem k tomu, že v pravé části rovnice nemůžeme zapsat pět atomů železa (měli bychom zapsat koef. 2,5, což se nepoužívá), oba koeficienty vynásobíme dvěma.

$Fe^{II} - 1e = Fe^{III}$ \

5 x 2 = 10

$2Cl^{-I} - 2e = Cl_2^{0}$ /

$Mn^{VII} + 5e = Mn^{II}$ - 3 x 2 = 6

redukce : $Mn^{VII} \rightarrow Mn^{II}$

oxidace : $Fe^{II} \rightarrow Fe^{III}$, $2Cl^{-I} \rightarrow Cl_2^{0}$

redukční činidlo : $FeCl_2$

oxidační činidlo : $KMnO_4$

8.3 Jak HNO_3 reaguje s kovy

Pamatujte:

1. HNO_3 reaguje s kovy, které se nachází v **řadě chemické aktivity** nejen do vodíku, ale i za ním (kromě Au, Pt a některých jiných).
Příklad. HNO_3 reaguje jak se zinkem tak i se stříbrem.

2. Při reakci se **nikdy** netvoří plynný vodík.

3. Jestli kov muže projevovat ruzná oxidační čísla, to nikdy se netvoří dusičnan kovu, ve kterém kov má minimální hodnotu oxidačního čísla.
Příklad. Železo ve sloučeninách bývá dvou- a trojmocné (Fe^{II} a Fe^{III}), ale při reakci se zředěnou HNO_3 se vždy tvoří $Fe(NO_3)_3$.

Při reakci kyseliny dusičné s kovy se tvoří:

1. Dusičnan reagujícího kovu.
2. Voda.
3. Produkt redukce HNO_3 (viz tabulka dole).

První dva produkty jsou dost jasné. Složení produktu redukce HNO_3 záleží na koncentraci HNO_3 a na chemické aktivitě kovu.

HNO_3	Alkalické kovy a kovy alkalických zemin	Těžké kovy	Nereaguje
zředěná	NH_4NO_3 (NH_3)	NO	Au, platinové kovy, Nb, Ta aj.
koncentrovaná	N_2O	NO_2	Fe, Al, Au, platinové kovy, Nb, Ta aj.

Poznámka:

Tuto tabulku berte jen pro obecnou představu, protože z ní existuje hodně výjimek. Také během reakce koncentrace HNO_3 se zmenšuje a muže se tvořit směs produktu redukce HNO_3.

Příklad 1:

$10HNO_3$ zředěná **+ 4Ca = 4Ca $(NO_3)_2$ + $3H_2O$ + NH_4NO_3**

$N^{V} + 8e = N^{-III}$ | 2 | 1

$Ca^{0} - 2e = Ca^{II}$ | 8 | 4

redukce : $N^{V} \rightarrow N^{-III}$

oxidace : $Ca^{0} \rightarrow Ca^{II}$

redukční činidlo : Ca

oxidační činidlo : HNO_3

Příklad 2:

$10HNO_3$ koncentrovaná **+ 8Na = $8NaNO_3$ + $5H_2O$ + N_2O**

$N^{V} + 4e = N^{I}$ | 1 | 2

$Na^{0} - 1e = Na^{I}$ | 4 | 8

redukce : $N^{V} \rightarrow N^{I}$

oxidace : $Na^{0} \rightarrow Na^{I}$

redukční činidlo : Na

oxidační činidlo : HNO_3

Příklad 3:

$8HNO_3$ zředěná **+ 3Cu = 3Cu $(NO_3)_2$ + $4H_2O$ + 2NO**

$N^{V} + 3e = N^{II}$ | 2

$Cu^{0} - 2e = Cu^{II}$ | 3

redukce : $N^{V} \rightarrow N^{II}$

oxidace : $Cu^0 \rightarrow Cu^{II}$

redukční činidlo : Cu

oxidační činidlo : HNO_3

Příklad 4:

$2HNO_3$ koncentrovaná **+ Ag = $AgNO_3$ + H_2O + NO_2**

$N^V + 1e = N^{IV}$ | 1

$Ag^0 - 1e = Ag^I$ | 1

redukce : $N^V \rightarrow N^{IV}$

oxidace : $Ag^0 \rightarrow Ag^I$

redukční činidlo : Ag

oxidační činidlo : HNO_3

8.4 Jak HNO_3 reaguje s nekovy

Jestli kyselina dusičná reaguje s nekovy, to obecně lze říci, že produkty rekce budou:

1. Nekov se oxiduje do svého nejvyššího oxidačního čísla (odpovídá číslu skupiny periodické tabulky, v které se nekov nachází) a tvoři přitom kyselinu.

Příklad. S^0 se oxiduje kyselinou dusičnou do S^{VI} a produktem reakci bude $H_2S^{VI}O_4$.

2. Produkt redukce HNO_3:

HNO_3	Produkt redukce HNO_3
zředěná	NO
koncentrovaná	NO_2

Poznámka:

V tomto typu reakci voda nemusí byt zapsána vůbec, může byt v levé nebo v pravé části rovnice. Proto se doporučuje začít upravovat reakci a vodu zapsat do té části rovnice, kde budou chybět vodík a kyslík.

Příklad 1.

$2HNO_3$ zředěná + S = H_2SO_4 + 2NO

$N^V + 3e = N^{II}$ | 6 | 2

$S^0 - 6e = S^{VI}$ | 3 | 1

redukce : $N^V \rightarrow N^{II}$

oxidace : $S^0 \rightarrow S^{VI}$

redukční činidlo : S

oxidační činidlo : HNO_3

Příklad 2.

$4HNO_3$ koncentrovaná + C = H_2CO_3 + $4NO_2$ + H_2O
$N^V + 1e = N^{IV}$ | 4
$C^0 - 4e = S^{IV}$ | 1

redukce : $N^V \rightarrow N^{IV}$

oxidace : $C^0 \rightarrow C^{IV}$

redukční činidlo : C

oxidační činidlo : HNO_3

Příklad 3.

$5HNO_3$ zředěná + 3P + $2H_2O$ = $3H_3PO_4$ + 5NO
$N^V + 3e = N^{II}$ | 5
$P^0 - 5e = P^V$ | 3

redukce : $N^V \rightarrow N^{II}$

oxidace : $P^0 \rightarrow P^V$

redukční činidlo : P

oxidační činidlo : HNO_3

Příklad 4.

$5HNO_3$ koncentrovaná + As = H_3AsO_4 + $5NO_2$ + H_2O
$N^V + 1e = N^{IV}$ | 5
$As^0 - 5e = As^V$ | 1

redukce : $N^V \rightarrow N^{IV}$

oxidace : $As^0 \rightarrow As^V$

redukční činidlo : As

oxidační činidlo : HNO_3

9. Prvky

Mendělejev Dmitrij Ivanovič

(1834-1907)

Ruský chemik, profesor univerzity v Petrohradě. Byl to všestranný učenec a pokrokový činitel, věnoval se také technologii, fyzice, metrologii. V roce 1869 objevil periodický zákon podle kterého uspořádal novým způsobem základy anorganické chemie. Podle jeho periodického zákona jsou seřazeny chemické prvky v tabulce, někdy zvané jeho jménem.

Periodická soustava prvků

skupina	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. B			I. B	II. B	III. A	IV. A	V. A	VI. A	VII. A	VIII. A
perioda 1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Une	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

- vodík
- alkalické kovy
- kovy alkalických zemin
- kovy
- polokovy
- nekovy
- vzácné plyny