

Vyčíslování chemických rovnic

ROVNICE BEZE ZMĚNY OXIDAČNÍHO ČÍSLA (NEREDOXNÍ ROVNICE)

Neredoxní rovnice jsou rovnice chemických reakcí, při kterých nedochází ke změně oxidačního čísla žádného z atomů. Na zjišťování stechiometrických koeficientů v rovnicích neredoxních reakcí neexistuje žádný jednoduchý a zároveň univerzální algoritmus.

- Na začátku najdeme v chemické rovnici látku (reaktant nebo produkt), jejíž vzorec má největší stechiometrické indexy (resp. obsahuje největší počet atomů). Stechiometrický koeficient této látky budeme považovat za jednotkový.
- Potom přidáme koeficienty před látky, které obsahují stejné atomy jako látka s přiděleným jednotkovým koeficientem (podle bilance počtu atomů, případně podle bilance nábojových čísel).
- Postupně přidáváme koeficienty před látky, které ještě nemají přiřazené koeficienty na základě počtu atomů v látkách, které už koeficienty mají (opět pomocí bilance počtu atomů, případně podle bilance nábojových čísel).
- Jako předposlední zjišťujeme počty atomů vodíku a podle potřeby doplníme stechiometrické koeficienty.
- Jako poslední zjistíme počty atomů kyslíku na obou stranách rovnice. Tento krok obvykle slouží ke kontrole již získaných koeficientů.

Určete stechiometrické koeficienty rovnic:

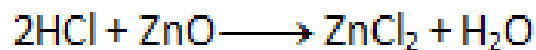


a) Na levé straně rovnice se Cl a H vyskytují dvakrát. Podle zákona zachování počtu atomů se musí stejný počet atomů nacházet i na pravé straně, proto napíšeme před HCl číslo 2.

Výsledná rovnice:



b) Na pravé straně rovnice se Cl nachází dvakrát, ale na levé straně jen jedenkrát. Proto napíšeme před HCl číslo 2. Počet ostatních prvků je stejný na obou stranách.



Určete stechiometrické koeficienty rovnice:



Oxidační čísla všech atomů se nemění, rovnice není redoxní.

Nejprve vyhledáme molekulu, v jejímž vzorci jsou nejvyšší hodnoty stechiometrických indexů (tj. obsahuje největší počet atomů). V tomto případě je to P_4O_{10} . Na pravé straně rovnice jsou 4 atomy P, proto před H_3PO_4 bude koeficient 4:

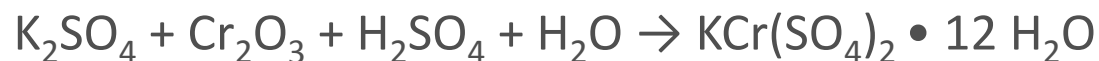


Jedinou látkou, která nemá určený stechiometrický koeficient, je voda. Pokud je na pravé straně 12 atomů H a na levé straně se H nachází jen v H_2O , před molekulou H_2O bude koeficient 6, čím získáme na obou stranách rovnice stejný počet atomů H:



Správnost stechiometrických koeficientů ověříme spočítáním atomů O na obou stranách rovnice ($16 = 16$).

Zjistěte stechiometrické koeficienty v této rovnici:

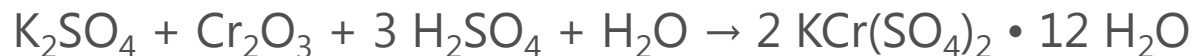


Oxidační čísla všech atomů se nemění, rovnice není redoxní.

Nejprve vyhledáme molekulu, v jejímž vzorci jsou nejvyšší hodnoty stechiometrických indexů (tj. obsahuje největší počet atomů). V tomto případě je to $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$. Předpokládejme, že jeho stechiometrický koeficient má hodnotu 1. Na pravé straně rovnice tak bude jeden atom K. Na její levé straně jsou však v reaktantu K_2SO_4 vázané 2 atomy K. Podobná situace je i u atomů Cr. Proto musíme svůj předpoklad změnit – předpokládejme nyní, že stechiometrický koeficient produktu bude 2. Potom na levé straně rovnice budou 2 atomy K a 2 atomy Cr, takže K_2SO_4 a Cr_2O_3 budou mít koeficient 1 .



Na pravé straně jsou 4 atomy S (resp. 4 anionty SO_4^{2-}), na levé straně obsahují S dva reaktanty: K_2SO_4 a H_2SO_4 . Jelikož je již před K_2SO_4 koeficient 1 a tato látka obsahuje jeden atom S, před H_2SO_4 dáme koeficient 3:



Zůstal jediný reaktant – H_2O . Na pravé straně je $2 \cdot 12 \cdot 2 = 48$ atomů H. Na levé straně obsahují H dva reaktanty – H_2SO_4 a H_2O . Jelikož H_2SO_4 už má již koeficient přidělený, z rozdílu mezi požadovaným počtem atomů H a počtem atomů H vázaných v $3 \text{H}_2\text{SO}_4$ (6) lze zjistit, kolik atomů H musí přinášet H_2O : $48 - 6 = 42$. Tolik atomů H obsahuje 21 molekul H_2O , proto před H_2O dáme koeficient 21.



Správnost stechiometrických koeficientů ověříme spočítáním atomů O na obou stranách rovnice (40 = 40). Jelikož získané stechiometrické koeficienty (1, 1, 3, 21 = 2) už kromě čísla 1 nemají žádného společného dělitele, vyčíslování rovnice je ukončeno.

Určete stechiometrické koeficienty rovnice:



Oxidační čísla všech atomů se nemění, rovnice není redoxní.

Nejprve vyhledáme molekulu, v jejímž vzorci jsou nejvyšší hodnoty stechiometrických indexů (tj. obsahuje největší počet atomů). V tomto případě je to $\text{K}_3[\text{V}_2\text{O}_2(\text{O}_2)_3\text{F}_3] \cdot \text{HF} \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$. Předpokládejme, že její stechiometrický koeficient je 1. Vzhledem k této skutečnosti přiřadíme stechiometrické koeficienty i reaktantům. V produktu jsou 2 atomy V, proto před V_2O_5 nebude žádný koeficient (t. j. bude tam koeficient 1). Zároveň máme na pravé straně 3 atomy K a 4 atomy F, proto bude před KOH koeficient 3 a před HF koeficient 4:



Na pravé straně jsou 3 peroxidoligandy (t. j. $(\text{O}_2)_3$), proto bude před H_2O_2 koeficient 3.



Stechiometrický koeficient pro H_2O získáme spočtením atomů H v reaktantech ($4 + 3 + 6 = 13$) a od získaného součtu odečteme počet atomů H v prvním produktu (5). Výsledek ($13 - 5 = 8$) představuje počet atomů H vázaných v H_2O . Před H_2O tedy bude koeficient 4.



Správnost stechiometrických koeficientů ověříme spočítáním atomů O na obou stranách rovnice ($14 = 14$). Jelikož získané stechiometrické koeficienty (1, 4, 3, 3 = 1, 4) už nemají kromě čísla 1 žádného společného dělitele, vyčíslování rovnice je ukončeno.

Určete stechiometrické koeficienty v rovnici:



Oxidační čísla všech atomů se nemění, rovnice není redoxní.

Nejprve vyhledáme molekulu, v jejímž vzorci jsou nejvyšší hodnoty stechiometrických indexů (tj. obsahuje největší počet atomů). V tomto případě to je $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (jeden z produktů). Předpokládejme, že její stechiometrický koeficient má hodnotu 1 a vzhledem k této skutečnosti přiřadíme stechiometrické koeficienty i reaktantům. Na pravé straně rovnice máme 3 atomy Ca a 2 atomy P, proto před CaCO_3 dáme koeficient 3 a před H_3PO_4 koeficient 2:

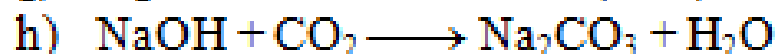
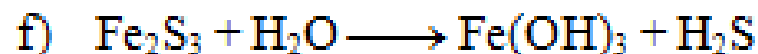
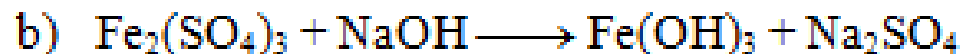


Zbývajícím produktům dáme stechiometrické koeficienty na základě počtu atomů C (pro CO_2) a vodíku (pro H_2O). Na levé straně jsou 3 atomy C, proto na pravé straně bude před CO_2 koeficient 3. Na levé straně rovnice je 6 atomů H, proto před H_2O dáme koeficient 3. Správnost koeficientů ověříme spočtením atomů O na obou stranách rovnice ($17 = 17$). Jelikož získané stechiometrické koeficienty (2, 3 = 1, 3, 3) nemají kromě čísla 1 žádného společného dělitele, vyčíslování chemické rovnice je ukončeno.



- | | |
|---|--------------|
| a) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ | a) 1,1,1,1 |
| b) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$ | b) 1,3,2 |
| c) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ | c) 2,3,1,6 |
| d) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_3\text{VO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | d) 1,6,2,3 |
| e) $\text{HCl} + \text{ZnO} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | e) 2,1,1,1 |
| f) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | f) 1,2,1,2,2 |
| g) $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$ | g) 1,1,1,1 |
| h) $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} \longrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{ZnS}$ | h) 1,1,1,1 |
| i) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$ | i) 1,1,1,1 |

- | | |
|---|--------------|
| a) $\text{HNO}_3 + \text{P}_4\text{O}_{10} \longrightarrow \text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$ | a) 4,1,4,2 |
| b) $\text{As}_2\text{S}_5 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \longrightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsS}_4$ | b) 1,3,2 |
| c) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{S}$ | c) 1,6,2,3 |
| d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{HSO}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ | d) 1,1,1,1 |
| e) $\text{SiO}_2 + \text{HF} \longrightarrow \text{SiF}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | e) 1,4,1,2 |
| f) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | f) 2,1,1,1,1 |
| g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \longrightarrow \text{KCrO}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ | g) 1,2,2,1 |
| h) $\text{PBr}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HBr}$ | h) 1,3,1,3 |



a) 1,3,3,2

b) 1,6,2,3

c) 2,2,5,1,2,14

d) 1,1,1,1,1,1

e) 3,2,1,6

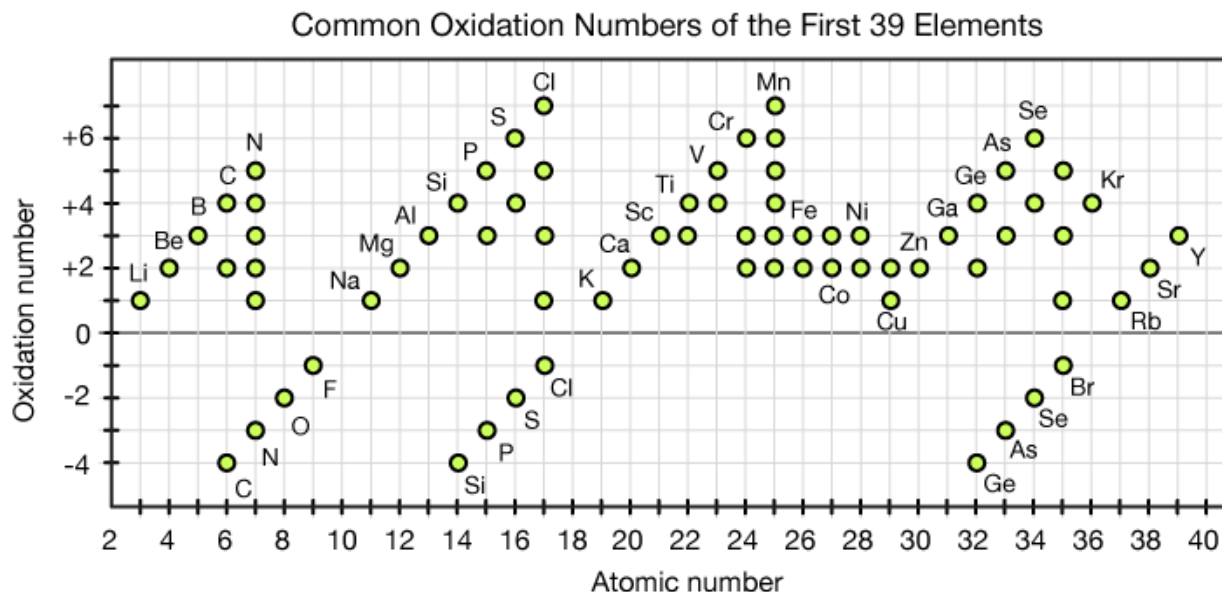
f) 1,6,2,3

g) 2,1,1,2

h) 2,1,1,1

Oxidační číslo

Oxidační číslo prvku ve sloučenině je výslednému náboji (skutečnému nebo myšlenému), který by daný atom získal při úplné polarizaci všech svých vazeb. Jde o formální pojem, často neodpovídá skutečné elektronové konfiguraci v molekule. píše se římskou číslicí, vpravo nahoře od značky prvku.



!! Součet oxidačních čísel všech atomů v elektroneutralní molekule je roven nule.

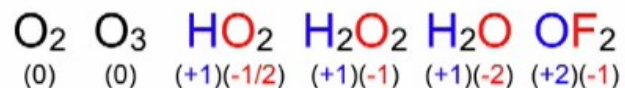
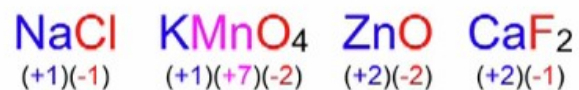
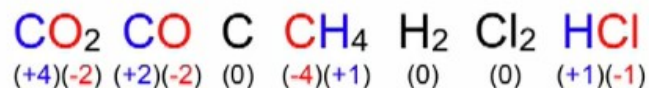
!! Součet oxidačních čísel všech atomů v iontu je roven jeho náboji.

Volný atom má oxidační číslo nula.

Přehled oxidačních čísel vybraných prvků ve sloučeninách

| Symbol prvku | Hodnota oxidačního čísla | |
|-----------------------|--------------------------|----------------------|
| | záporná | kladná |
| H | -I | I |
| O | -I, -II | |
| Li, Na, K, Rb, Cs, Ag | | I |
| Mg, Ca, Sr, Ba, Zn | | II |
| Cu, Hg | | I, II |
| Au | | III |
| Fe, Co | | II, III |
| Al | | III |
| Cr | | III, VI |
| C | -IV | II, IV |
| Si | -IV | IV |
| Sn, Pb | | II, IV |
| N | -III | I, II, III, IV, V |
| S | -II | IV, VI |
| P, As, Sb | -III | III, V |
| Mn | | II, III, IV, VI, VII |
| Cl, Br, I | -I | I, III, V, VII |
| Os, Ru | | IV, VIII |
| F | -I | |

Examples

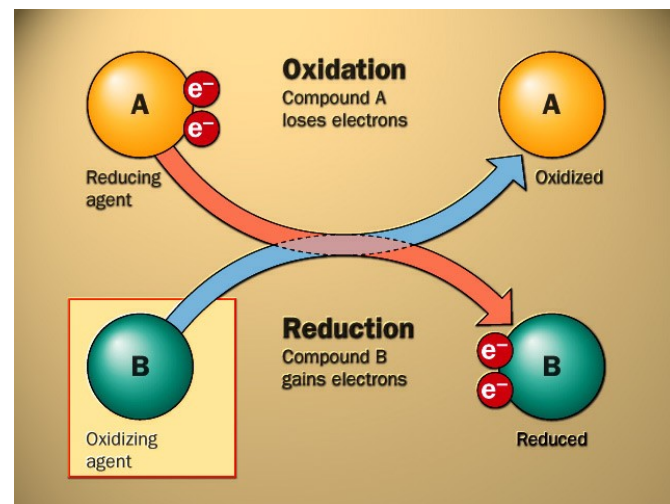


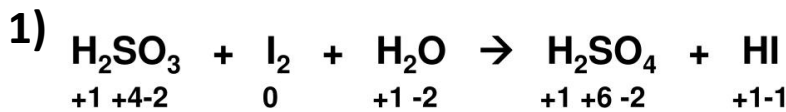
| Sl.No | Oxidation number of the element | In the compound | Calculation |
|-------|---------------------------------|------------------------------|--|
| 1 | C | CO_2 | $x + 2(-2) = 0$ $x = +4$ |
| 2 | S | H_2SO_4 | $2(+1) + x + 4(-2) = 0$ $2 + x - 8 = 0$ $x = +6$ |
| 3 | Cr | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ | $2x + 7(-2) = -2$ $2x - 14 = -2$ $x = +6$ |
| 4 | C | CH_2F_2 | $x + 2(+1) + 2(-1) = 0$ $x = 0$ |
| 5 | S | SO_2 | $x + 2(-2) = 0$ $x = +4$ |

OXIDAČNĚ-REDUKČNÍ (REDOXNÍ) ROVNICE

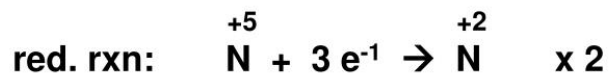
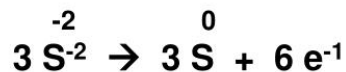
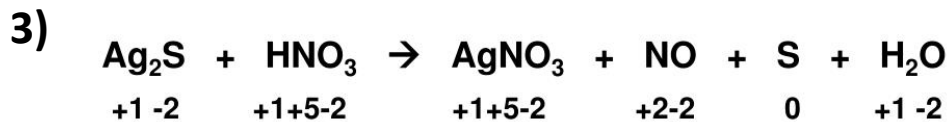
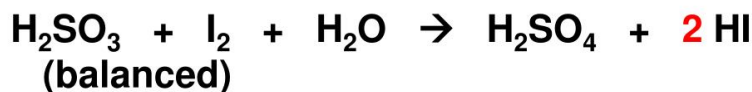
Při řešení redoxních rovnic dodržujeme obecná pravidla na výpočet stechiometrických koeficientů používáme následující postup:

- Zjistíme oxidační čísla všech atomů v rovnici.
- Napíšeme parciální chemické rovnice pro oxidaci a redukci.
- Matematicky je upravíme tak, aby bylo zachované pravidlo bilance počtu elektronů.
- Obě parciální chemické rovnice sečteme a upravíme, přičemž získáme zkrácenou redoxní rovnici (SRR).
- Získané počty atomů zohledníme v chemické rovnici pomocí stechiometrických koeficientů.
- Na základě bilance počtu atomů přiřadíme stechiometrické koeficienty látkám obsahujícím atomy, které nezměnily oxidační číslo.
- Pokud máme iontovou redoxní rovnici, na zjištění stechiometrických koeficientů využijeme bilanci nábojových čísel.





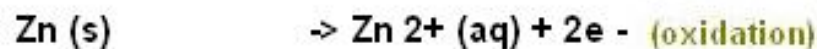
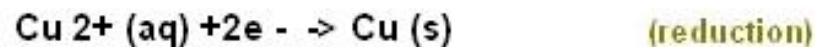
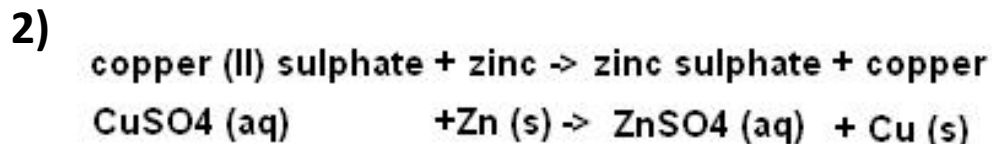
put in coefficients from above



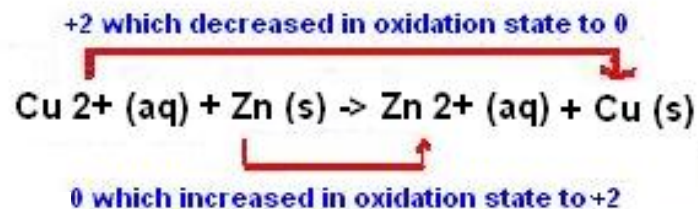
put in the coefficients from above



Finish (Ag not balanced, fixing the Ag changes other coefficients)



overall ionic equation:



Určete stechiometrické koeficienty v rovnici:



Vypočítáme oxidační čísla všech atomů. Zjistíme, že se mění oxidační čísla atomů Cr a H:



Napišeme parciální chemické rovnice oxidace a redukce:



Jelikož počet přijatých a odevzdaných elektronů musí být stejný, druhou parciální chemickou rovnici vynásobíme třemi, aby se počet přijatých a odevzdaných elektronů rovnal:



Obě parciální chemické rovnice sečteme a upravíme:



Po úpravě:



Tato chemická rovnice je zkrácenou formou původní redoxní rovnice a vyjadřuje podstatu redoxního chemického děje (SRR). Číselné hodnoty, které jsme dostali, nejsou stechiometrické koeficienty, ale vyjadřují počty atomů, které musí být na levé a pravé straně rovnice.

Jestliže na levé straně rovnice jsou 3 atomy H, před vzorec H_2SO_4 bychom museli dát zlomek. Stejný problém je s H i na pravé straně rovnice. Proto SRR vynásobíme dvěma:



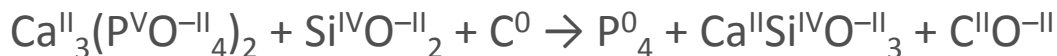
Na levé straně rovnice jsou 2 atomy Cr, proto před Cr bude koeficient 2. Na pravé straně rovnice mají být rovněž 2 atomy Cr, ale ty jsou již zabezpečené stechiometrickým indexem 2 ve vzorci $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_2$, takže tato látka bude mít koeficient 1:



Určete stechiometrické koeficienty v rovnici :



Vypočítáme oxidační čísla všech atomů. Zjistíme, že se mění oxidační čísla atomů P a C:



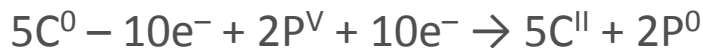
Napišeme parciální chemické rovnice oxidace a redukce:



Jelikož počet přijatých a odevzdaných elektronů musí být stejný, první parciální chemickou rovnicí vynásobíme 5, druhou parciální chemickou rovnicí vynásobíme 2:



Počet přijatých a odevzdaných elektronů je stejný. Aby se počet přijatých a odevzdaných elektronů rovnal, obě parciální chemické rovnice sečteme a dostaneme SRR:



po úpravě:



Na pravé straně rovnice jsou podle SRR 2 atomy P s oxidačním číslem 0. Ten je však tvořen čtyřatomovými molekulami, takže stechiometrický koeficient by měl zlomkovou hodnotu.

Proto SRR vynásobíme číslem 2:



Na pravé straně rovnice jsou potřebné 4 atomy P už zabezpečeny stechiometrickým indexem 4 ve vzorci P_4 , takže tato látka bude mít koeficient 1:



Na obou stranách rovnice by mělo být 10 atomů C. Proto před C dáme koeficient 10 a stejně i před vzorec CO:



Ještě chybí koeficienty před SiO_2 a $CaSiO_3$.

Na levé straně rovnice je 6 atomů Ca, proto před $CaSiO_3$ dáme koeficient 6. To ale znamená, že i na levé straně rovnice musí být 6 atomů Si, proto před SiO_2 dáme koeficient 6.



Řešení ověříme spočítáním atomů O na obou stranách rovnice ($28 = 28$). Jelikož získané stechiometrické koeficienty (2, 6, 10 = 1, 6, 10) už kromě čísla 1 nemají žádného společného dělitele, vyčíslování rovnice je ukončeno.

Určete stechiometrické koeficienty v rovnici:



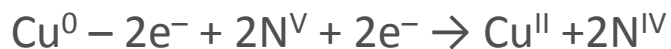
Vypočítáme oxidační čísla všech atomů. Zjistíme, že se mění oxidační čísla atomů Cu a N:



Napišeme parciální chemické rovnice oxidace a redukce:



Obě parciální chemické rovnice sečteme:



a po úpravě získáme SRR:



Na obou stranách rovnice by měl být jeden atom Cu, koeficient před Cu a $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ bude 1.

Na pravé straně rovnice by měly být 2 atomy N s oxidačním číslem IV, proto před NO_2 dáme koeficient 2:



Na levé straně rovnice by měly být 2 atomy N s oxidačním číslem V, ale před HNO_3 nelze dát koeficient 2, protože ne všechny atomy N se účastnily redoxního procesu. Na pravé straně rovnice máme i atomy N s nezměněným oxidačním číslem – v $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Proto před HNO_3 musíme dát stechiometrický koeficient, který bude větší než ten, který vyplynul z řešení parciálních chemických reakcí.

Tento koeficient tudíž musí zohlednit redoxní i neredoxní proces. Před $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ už máme koeficient 1, z toho vyplývá, že jsou v něm vázané 2 atomy N s oxidačním číslem V. Tudíž před HNO_3 dáme koeficient 4: dva atomy dusíku se zúčastnily na redoxním procesu, dva nezměnily oxidační číslo:

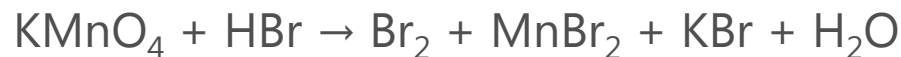


Bez stechiometrického koeficientu zůstává voda. Na levé straně rovnice máme 4 atomy H, proto před H_2O dáme koeficient 2:

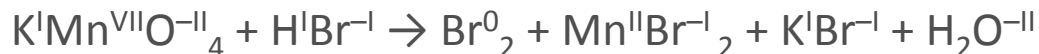


Spočítáním atomů kyslíku na obou stranách rovnice ($12 = 12$) ověříme koeficienty rovnice. Jelikož získané stechiometrické koeficienty (1, 4 = 1, 2, 2) už kromě čísla 1 nemají žádného společného dělitele, vyčíslování rovnice je ukončeno.

Určete stechiometrické koeficienty v rovnici:



Vypočítáme oxidační čísla všech atomů, mění se oxidační čísla atomů Mn a Br:



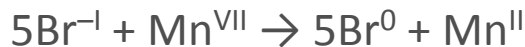
Napišeme parciální chemické rovnice oxidace a redukce:



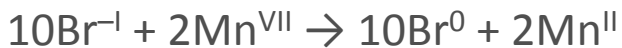
První parciální chemickou rovnici vynásobíme pěti a obě rovnice sčítáme:



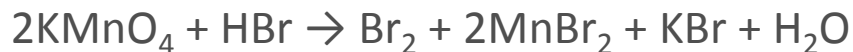
a po úpravě získáme SRR:



Na pravé straně rovnice máme mít podle SRR 5 atomů Br s oxidačním číslem 0. Ten je však tvořen dvouatomovými molekulami, takže stechiometrický koeficient by měl zlomkovou hodnotu. Proto SRR vynásobíme číslem 2:

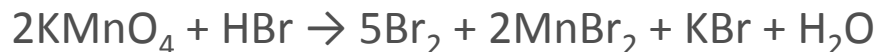


Získané číselné hodnoty vyjadřují počty atomů, které musí být na levé a pravé straně rovnice. Na obou stranách rovnice mají být 2 atomy Mn, koeficient před KMnO_4 a MnBr_2 bude 2:

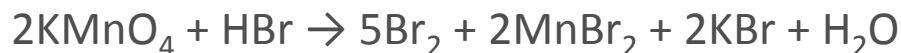


Zároveň na levé straně má být 10 atomů Br s oxidačním číslem $-I$, ale před HBr nemůžeme dát koeficient 10. Na pravé straně rovnice se totiž vyskytují i atomy Br s nezměněným oxidačním číslem $-I$.

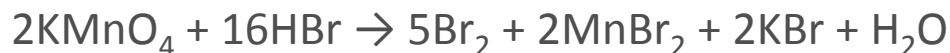
Koeficient před HBr tak musí být větší než 10. Na pravé straně rovnice máme mít 10 atomů Br s oxidačním číslem 0, proto před Br_2 dáme koeficient 5:



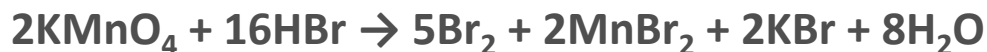
Na levé straně rovnice máme dva atomy K, proto před KBr dáme koeficient 2:



Jelikož na pravé straně rovnice už máme koeficienty před všemi látkami obsahujícími Br, zjistíme, že na pravé straně je 16 atomů Br, proto před HBr dáme koeficient 16:



Koeficient 16 před KBr zároveň znamená, že 10 atomů Br se zúčastnilo redoxní reakce a zbylých 6 zůstalo nezměněných. Na levé straně rovnice je rovněž 16 atomů H, proto na pravé straně rovnice dáme před H_2O koeficient 8:

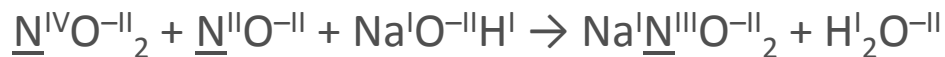


Řešení ověříme spočítáním atomů O na obou stranách rovnice ($8 = 8$). Protože získané stechiometrické koeficienty (2, 16 = 5, 2, 2, 8) už kromě čísla 1 nemají žádný společný dělitel, vyčíslování rovnice je ukončeno.

Určete stechiometrické koeficienty v rovnici :



Vypočítáme oxidační čísla všech atomů, zjistíme, že se mění jen oxidační číslo atomů N; jeho symboly podtrhneme:



Jde o synproporcionační rovnici. Napíšeme parciální chemické rovnice oxidace a redukce:



Protože je počet přijatých a odevzdaných elektronů stejný, rovnice sčítáme:



a po úpravě získáme SRR:



Ze SRR vyplývá, že na pravé straně rovnice máme mít 2 atomy N s oxidačním číslem III a na levé straně po jednom atomu N s oxidačním číslem II, resp. IV. Do redoxní rovnice doplníme stechiometrické koeficienty:



Na pravé straně rovnice máme 2 atomy Na, proto před NaOH dáme koeficient 2:



Jedinou látkou bez stechiometrického koeficientu je voda. Na levé straně máme 2 atomy H, proto před H₂O musí být koeficient 1:



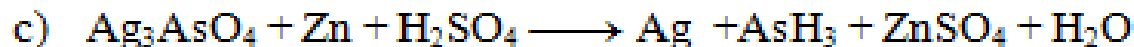
Řešení ještě ověříme spočítáním atomů O na obou stranách rovnice ($5 = 5$). Protože získané stechiometrické koeficienty (1, 1, 2 = 2, 1) už kromě čísla 1 nemají žádného společného dělitele, je vyčíslování rovnice je ukončeno.



a) 3,4,3,4,2



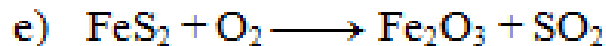
b) 5,2,5,1,6



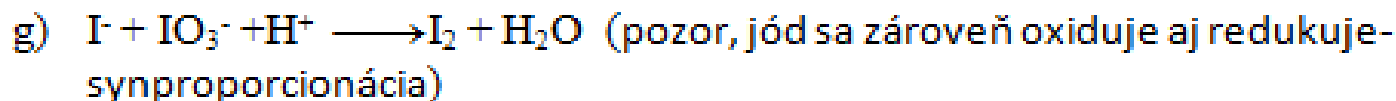
c) 2,11,11,6,2,11,8



d) 1,1,2,1,2,2



e) 4,11,2,8

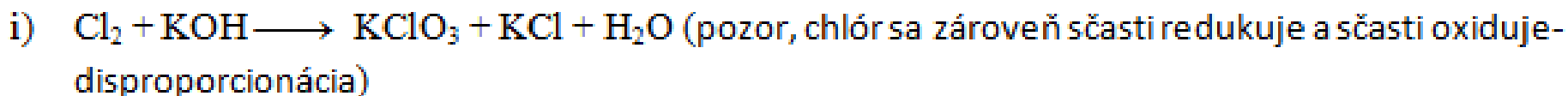


f) 3,10,2,1,18

Pomôcka - polreakcie



g) 5,1,6,3,3



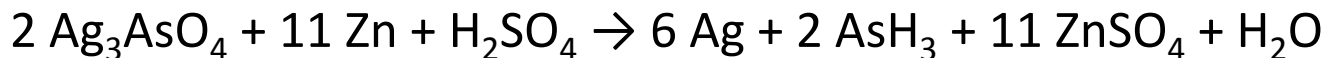
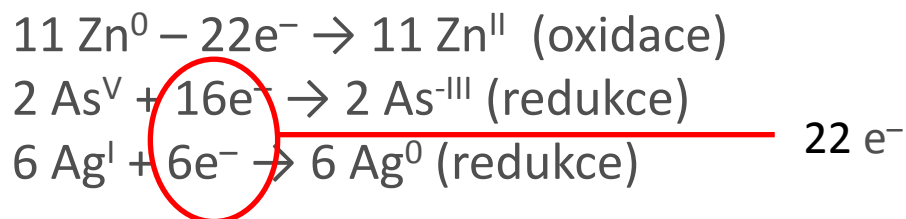
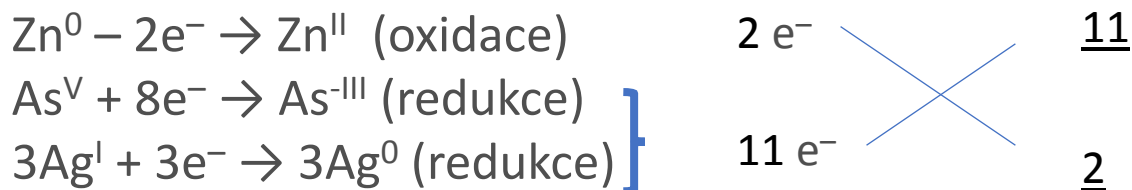
Pomôcka - polreakcie



h) 1,1,1,2

i) 3,6,1,5,3

Vyčíslete rovnici $\text{Ag}_3\text{AsO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag} + \text{AsH}_3 + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



$$22\text{H} = 6\text{H} + 2 \times 8\text{H}$$



$$2 \times 4\text{O} = 8\text{O}$$



Iontové rovnice

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

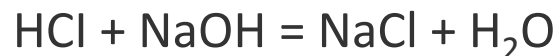
Jako celé molekuly zapisujeme

- a) nerozpustné látky (PbI_2 , CaCO_3 , AgBr , Ag_2S , ...)
- 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 , ...)

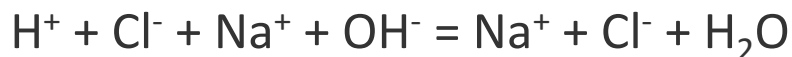
Aby se tyto reakce mohly uskutečnit, musí být splněna aspoň jedna podmínka z níže uvedených:

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

Při zapisování „obyčejných“ (molekulárních) rovnic nezohledňujeme, že do reakce vstupují ionty:

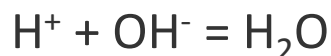


Ve vodném roztoku ovšem prakticky neexistují žádné molekuly HCl, ale pouze ionty H^+ a Cl^- , a podobně je tomu s NaOH. Správnější je proto iontový zápis:



Toto je kompletní (úplná) iontová rovnice.

Levá i pravá strana kompletní iontové rovnice obsahují stejné částice - Na^+ a Cl^- , které se během reakce nemění. Jejich odstraněním dostaneme krátkou iontovou rovnici:



Algoritmus pro psaní iontových rovnic

1. Sestavujeme rovnici molekulární reakce.
2. Všechny částice disociující se v roztoku do značné míry se zaznamenávají ve formě iontů, látky, které nejsou náchylné k disociaci, zůstávají „ve formě molekul“.
3. Odstraňujeme částice, které nejsou zapojeny do procesu.
4. Zkontrolujeme koeficienty a dostaneme konečnou odpověď - krátkou iontovou rovnici.

Ve formě iontů jsou psány:

- rozpustné soli
- zásady (kromě NH_4OH),
- silné kyseliny (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 , HClO_3 , H_2SO_4 , ...).

Ve formě molekul jsou psány:

- všechny nerozpustné soli
- obecně všechny slabé elektrolyty (včetně vody).
 - všechny slabé báze (včetně nerozpustných hydroxidů, NH_4OH a podobných látek),
 - všechny slabé kyseliny (H_2CO_3 , HNO_2 , H_2S , H_2SiO_3 , HCN , HClO , téměř všechny org. kyseliny)
- oxidy (všechny typy),
- všechny plynné sloučeniny (zejména H_2 , CO_2 , SO_2 , H_2S , CO)
- jednoduché látky (kovy a nekovy),
- téměř všechny organické sloučeniny (s výjimkou solí org. kyselin rozpustných ve vodě).

Solubility Table

Common Ionic Compounds

| | Group 1 | | | | Group 2 | | | Transition Metals | | | | | |
|--|------------------------------|-----------------|-----------------|----------------|------------------|------------------|------------------|-------------------|------------------|------------------|-----------------|------------------|------------------|
| | NH ₄ ⁺ | Li ⁺ | Na ⁺ | K ⁺ | Mg ²⁺ | Ca ²⁺ | Ba ²⁺ | Al ³⁺ | Fe ³⁺ | Cu ²⁺ | Ag ⁺ | Zn ²⁺ | Pb ²⁺ |
| F ⁻ | sol | sol | sol | sol | insol | insol | sl sol | sol | sl sol | sol | sol | sol | insol |
| Cl ⁻ | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | insol | sol | sol |
| Br ⁻ | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | insol | sol | sl sol |
| I ⁻ | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | | | insol | sol | insol |
| OH ⁻ | sol | sol | sol | sol | insol | sl sol | sol | insol | insol | insol | | insol | insol |
| S ²⁻ | sol | sol | sol | sol | | sl sol | sol | | insol | insol | insol | insol | insol |
| SO ₄ ²⁻ | sol | sol | sol | sol | sol | sl sol | insol | sol | sol | sol | sl sol | sol | insol |
| CO ₃ ²⁻ | sol | sol | sol | sol | insol | insol | insol | | | sl sol | insol | insol | insol |
| NO ₃ ⁻ | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol |
| PO ₄ ³⁻ | sol | insol | sol | sol | insol | insol | insol | insol | insol | insol | insol | insol | insol |
| CrO ₄ ²⁻ | sol | sol | sol | sol | sol | sol | insol | | insol | insol | insol | insol | insol |
| CH ₃ CO ₂ ⁻ | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sol | sl sol | sol | sol | sol | sol | sol |

sol — soluble >1g/100 mL

sl sol — slightly soluble (0.1 to 1) g/100 mL

insol — insoluble <0.1g/100 mL

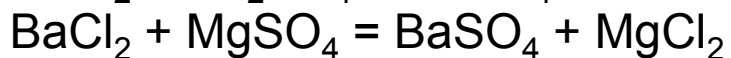
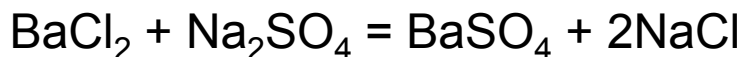
(blank) — not enough solubility data available to be determined

FLINN
SCIENTIFIC
"Your Safer Source for Science"

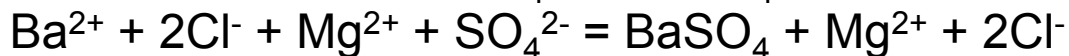
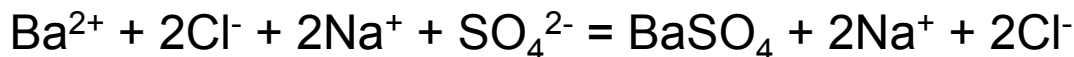
© 2016 Flinn Scientific, Inc. All Rights Reserved.
AP6901

Příklad 1 - vytvoření nerozpustné látky

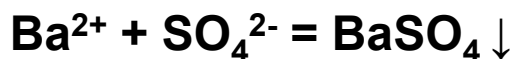
Působením chloridu barnatého na síran sodný nebo síran hořečnatý vzniká sraženina síranu barnatého a v roztoku zůstává druhý produkt reakce:



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



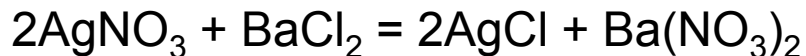
Vynecháme-li na obou stranách rovnice ty ionty, které se reakce nezúčastnily (opakují se na obou stranách rovnice beze změny), napíšeme obě reakce zkrácenou **iontovou rovnicí**:



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

Příklad 2 - vytvoření nerozpustné látky

Reakci dusičnanu stříbrného s chloridem barnatým můžeme zapsat buď rovnicí:



nebo iontově:

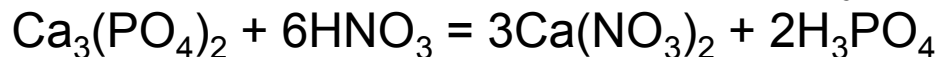


zkrácená iontová reakce:

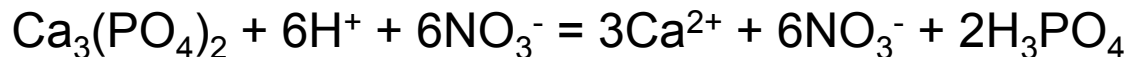


Příklad 3 - rozpouštění sraženiny

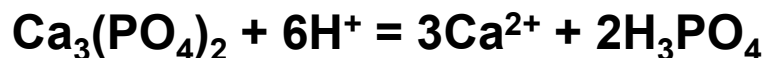
Reakci fosforečnanu vápenatého s kyselinou dusičnou můžeme zapsat rovnicí:



nebo iontově:

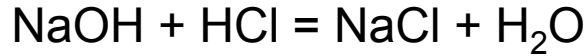


zkrácená iontová reakce:



Příklad 4 - vytvoření slabého elektrolytu

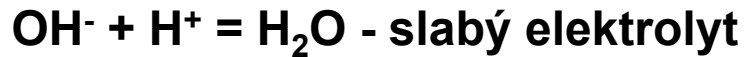
Reakci hydroxidu sodného s kyselinou chlorovodíkovou můžeme zapsat buď rovnicí:



nebo iontově:

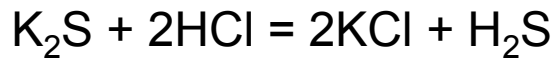


zkrácená iontová reakce:



Příklad 5 - vytvoření plynné látky

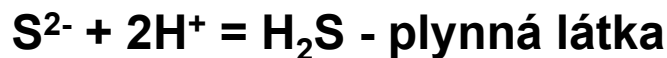
Reakci sulfidu draselného s kyselinou chlorovodíkovou můžeme zapsat buď rovnicí:



nebo iontově:

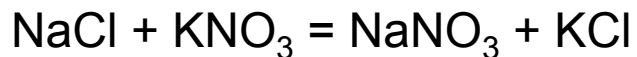


zkrácená iontová reakce:

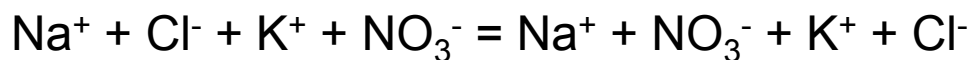


Příklad 6

rovnice:



iontově:

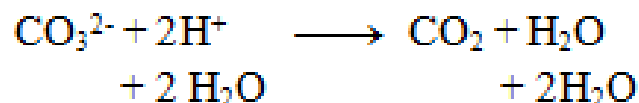
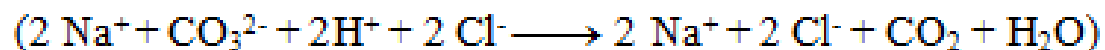


NaCl + KNO₃ = NEREAGUJÍ, protože nebyla splněna žádná z výše uvedených podmínek.

Máme směs roztoku NaCl a KNO₃ (přesněji směs iontů Na⁺, Cl⁻, K⁺, NO₃⁻).

Zapište rovnici v iontovém tvaru: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Jako ionty můžeme zapsat jen vzorce silných kyselin a zásad a solí dobře rozpustných ve vodě. Ostatní látky se nerozpisují:



Napište iontový zápis srážecí reakce kyseliny sírové s chloridem barnatým.

Nejprve napíšeme rovnici ve stechiometrickém tvaru:

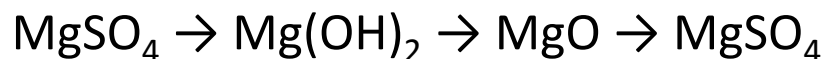


Následně rozepíšeme rovnici disociace a poté výslednou rovnici:

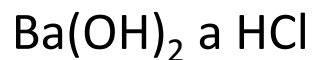


Kterými reakcemi lze získat CuCl_2 z $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

Sestavte rovnice podle nichž probíhají přeměny



Lze připravit roztok, který zároveň obsahuje

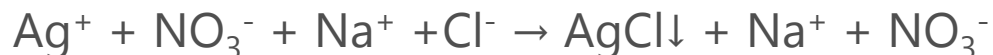


Napište iontový zápis a zkrácený iontový zápis reakce chloridu sodného s dusičnanem stříbrným.

Nejprve si napíšeme stechiometrickou rovnici reakce a vyčíslíme ji:



Následně rozpíšeme všechny sloučeniny do iontového tvaru, kromě sraženiny:

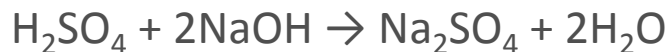


Jestliže vynecháme na obou stranách rovnice ionty, které se opakují (a nezúčastňují se samotné srážecí reakce), dostaneme zkrácenou iontovou rovnici:



Sestavte iontovou rovnici reakce hydroxidu sodného s kyselinou sírovou.

Nejprve si napíšeme úplnou chemickou rovnici a vyčíslíme ji:



Oba reaktanty jsou v roztoku úplně disociované, jedná se totiž o silnou kyselinu a silnou zásadu. Vznikající síran sodný je ve vodě dobře rozpustný. Vodu považujeme za slabý elektrolyt, proto ji v iontové rovnici nerozpisujeme:

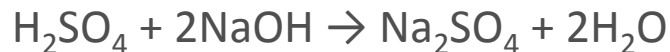


Tuto neutralizační reakci můžeme zapsat zkráceným obecným zápisem každé neutralizace:



Sestavte iontovou rovnici reakce hydroxidu sodného s kyselinou sírovou.

Nejprve si napíšeme úplnou chemickou rovnici a vyčíslíme ji:



Oba reaktanty jsou v roztoku úplně disociované, jedná se totiž o silnou kyselinu a silnou zásadu. Vznikající síran sodný je ve vodě dobře rozpustný. Vodu považujeme za slabý elektrolyt, proto ji v iontové rovnici nerozpisujeme:

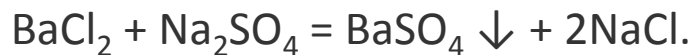


Tuto neutralizační reakci můžeme zapsat zkráceným obecným zápisem každé neutralizace:



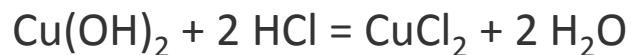
Vytvořte úplnou a krátkou iontovou rovnici, která popisuje interakci vodných roztoků chloridu barnatého a síranu sodného.

Nejprve vytvoříme molekulární rovnici. Chlorid barnatý a síran sodný jsou dvě soli. Obě soli mohou vzájemně reagovat, pokud se během reakce vytvoří sraženina.

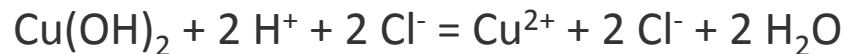


Vytvořte úplnou iontovou rovnici, která popisuje interakci hydroxidu měďnatého a kyseliny chlorovodíkové.

Hydroxid měďnatý je nerozpustná báze. Všechny nerozpustné báze reagují se silnými kyselinami za vzniku soli a vody:

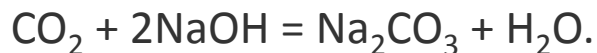


Hydroxid měďnatý je nerozpustná báze (viz tabulka rozpustnosti), slabý elektrolyt. Nerozpustné báze se zaznamenávají v molekulární formě. HCl je silná kyselina, v roztoku se téměř úplně disociuje na ionty a CuCl_2 je rozpustná sůl. Obojí píšeme v iontové formě. Voda je slabý elektrolyt, prakticky nedisociuje, píšeme ji v molekulární formě.

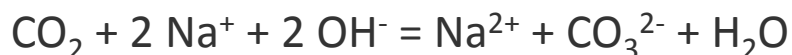


Napište kompletní iontovou rovnici pro reakci oxidu uhličitého s vodným roztokem NaOH.

Oxid uhličitý je typický oxid kyseliny, NaOH je báze. Při interakci oxidů kyselin s vodnými roztoky alkálií se tvoří sůl a voda. Sestavujeme rovnici molekulární reakce:



CO_2 - oxid, plynná sloučenina, píšeme v molekulární formě. NaOH je silná báze (alkálie), píšeme ve formě iontů. Na_2CO_3 je rozpustná sůl, píšeme ve formě iontů. Voda je slabý elektrolyt, prakticky nedisociuje, ponecháváme ji v molekulární formě.

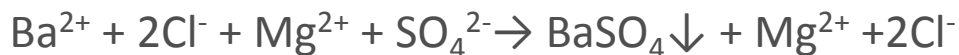


Působením chloridu barnatého na síran horečnatý vzniká sraženina síranu barnatého. Zapište zkrácenou iontovou rovnicí.

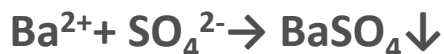
Nejprve si napíšeme úplnou chemickou rovnicí:



Reakce probíhají v roztoku, jedná se o reakce volně se pohybujících iontů. BaSO_4 je sraženina málo rozpustná ve vodě, proto se nerozpisuje na samostatné ionty:

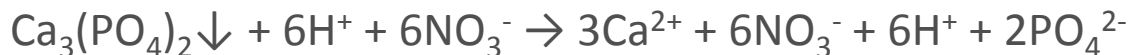


Pokud vynecháme na obou stranách rovnice ionty, které se opakují (a neúčastní se samotné srážecí reakce), dostaneme zkrácenou iontovou rovnicí:



Rozpouštění sraženiny fosforečnanu vápenatého pomocí kyseliny dusičné můžeme zapsat chemickou rovnicí: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$. Napište iontovou a zkrácenou iontovou rovnicí tohoto děje.

Iontová rovnice je:

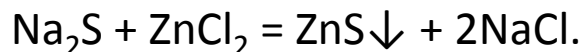


Zkrácená iónová rovnice je:

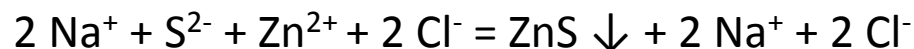


Sulfid sodný ve vodném roztoku reaguje s chloridem zinečnatým za vzniku sraženiny. Vytvořte pro tuto reakci úplnou iontovou rovnici.

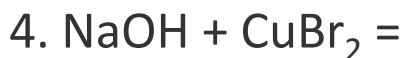
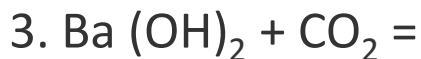
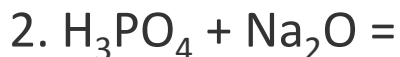
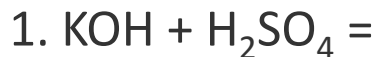
Sulfid sodný a chlorid zinečnatý jsou soli. Interakce těchto solí vysráží sulfid zinečnatý:



Iontová rovnice je



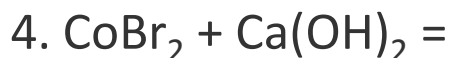
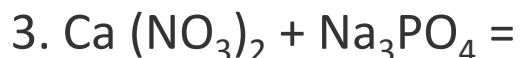
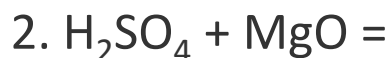
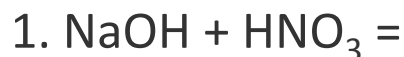
Dokončete rovnice pro následující reakce:



Napište molekulární rovnice reakcí (ve vodném roztoku) mezi:

- a) uhličitánem sodným a kyselinou dusičnou,
- b) chloridem nikelnatým a hydroxidem sodným,
- c) kyselinou fosforečnou a hydroxidem vápenatým,
- d) dusičnanem stříbrným a chloridem draselným, e) oxidem fosforečným (V) a hydroxidem draselným.

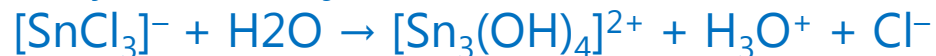
Složte molekulární a úplné iontové rovnice následujících reakcí:



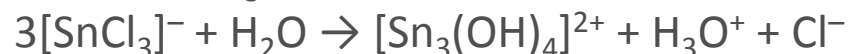
Napište kompletní iontové rovnice popisující interakci:

- a) oxidu dusičného (V) s vodným roztokem hydroxidu barnatého,
- b) roztoku hydroxidu cesného s kyselinou jodovodíkovou,
- c) vodných roztoků síranu měďnatého a sulfidu draselného,
- d) hydroxidu vápenatého a vodného roztoku dusičnanu železa (III).

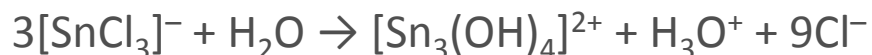
Zjistěte stechiometrické koeficienty v následující chemické rovnici:



V chemické rovnici se oxidační čísla všech atomů nemění, takže není redoxní. Najdeme látku, s největšími stechiometrickými indexy a budeme předpokládat, že její stechiometrický koeficient bude 1 = produkt $[\text{Sn}_3(\text{OH})_4]^{2+}$. Na pravé straně rovnice máme 3 atomy Sn, proto na levou stranu rovnice dáme před $[\text{SnCl}_3]^-$ koeficient 3:

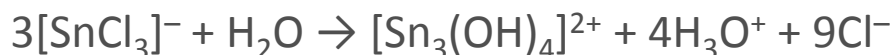


Na levé straně tak máme 9 atomů Cl, proto před Cl^- dáme koeficient 9:

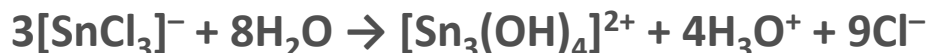


Zůstal ještě neznámý koeficient pro vodu a oxoniový kation. Ide o iónovou rovnici.

Využijeme pravidlo bilance nábojů: Na levé straně rovnice je součet nábojových čísel: $3 \times (-1) + 0 = -3$. Na pravé straně rovnice je součet nábojových čísel (kromě H_3O^+): $1 \cdot 2 + 9 \cdot (-1) = -7$. Z toho vyplývá, že koeficient H_3O^+ musí být 4, aby byl na obou stranách rovnice stejný součet nábojových čísel (-3):

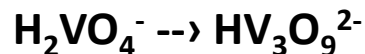


Na pravé straně máme $4 + 4 \cdot 3 = 16$ atomů H, z čehož vyplývá, že na levé straně rovnice musí mít voda koeficient 8:

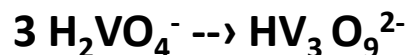


Správnost stechiometrických koeficientů ověříme spočítáním atomů O na obou stranách rovnice ($8 = 8$). Protož získané stechiometrické koeficienty (3, 8 = 1, 4, 9) už kromě čísla 1 nemají jiného společného dělitele, vyčíslování rovnice je skončeno.

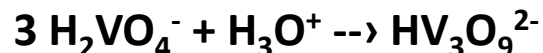
Dihydrogenvanadičnan se ve vhodném prostředí mění na hydrogentrivanadičnan



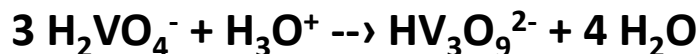
1. Vyrovnáme na obou stranách počty centrálních atomů



2. porovnáme na obou stranách náboje, v případě, že se nerovnejí, doplníme prostředí, buď kyselé H_3O^+ nebo zásadité OH^- tak, aby se vyrovnaly náboje. H_3O^+ nebo OH^- se vyrovnává buď na straně reaktantů nebo produktů. Pozor: nelze vyrovnávat na obou stranách zároveň, to znamená, nemůže být na jedné straně H_3O^+ a na druhé OH^- , přestože by to čistě matematicky vycházelo.

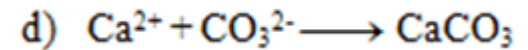
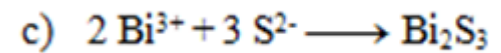
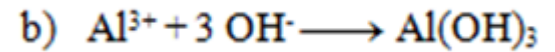
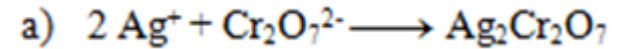


3. porovnáme na obou stranách vodíky, případě, že nerovnejí, doplníme za pomoci vody, kterou podtrhneme

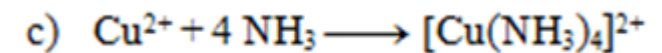
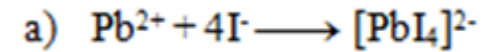
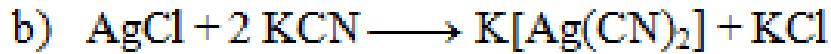


4. Zkontrolujeme počet atomů kyslíku.

Zapište následující srážecí rovnice v iontovém tvaru:



Zapište následující rovnice komplexotvorných reakcí v iontovém tvaru:



Vyčístele následující iontové rovnice.



a) 1,2,1,6,4

b) 1,1,2,1,1

c) 2,1,4,1,1,2

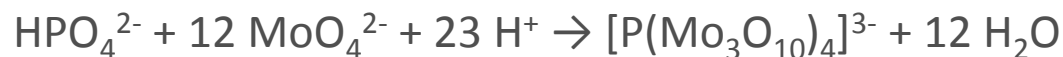
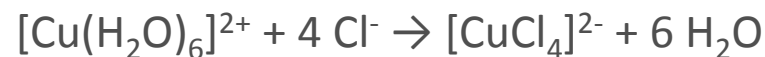
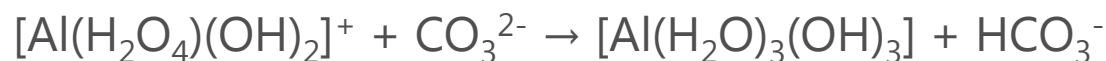
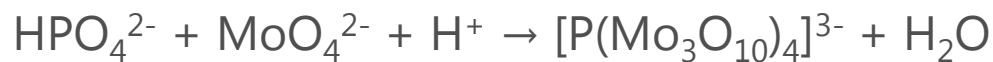
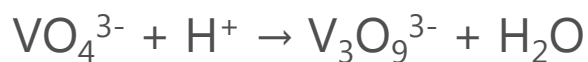
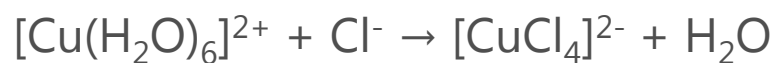
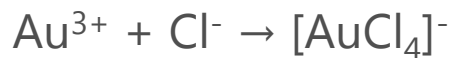
d) 1,1,1,1,2

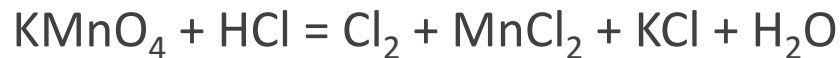
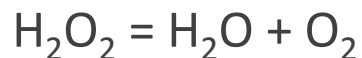
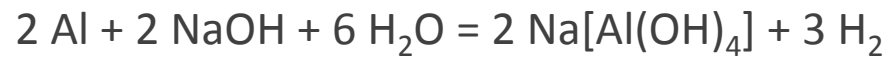
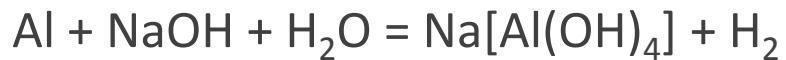
e) 2,1,4,1,1,2

f) 3,2,1,2

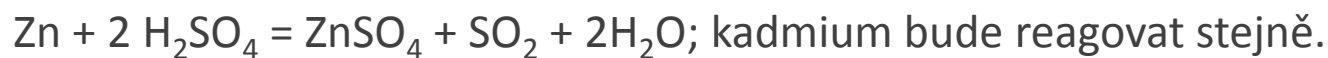
g) 1,1,2,1,1,1

Vyčíslete následující iontové reakce :

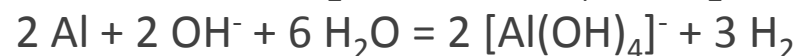
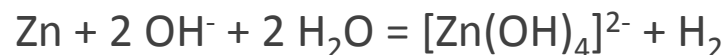




Napište rovnici reakce zinku a kadmia s koncentrovanou kyselinou sírovou za tepla.



Napište obecné (iontové) rovnice reakcí a) zinku, b) hliníku s vodným roztokem hydroxidu alkalického kovu.



Napište rovnice chemických reakcí, které probíhají při pražení sulfidu železnatého a při pražení sulfidu zinečnatého.

