

## Material powtórzeniowy - reakcje utlenienia i redukcji (redox - redoks ) z przykładowymi zadaniami

### I. Stopień utlenienia i reguły ustalania stopni utlenienia

#### 1. Stopień utlenienia

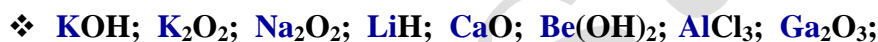
- Stopień utlenienia pierwiastka należy rozumieć liczbę ładunków elementarnych, które związane byłyby z danym atomem(i), gdyby heterocząsteczka, w której w skład wchodzi atom(y) jest związkiem jonowym (zbudowana jest z kationów i anionów).
- Stopnie utlenienia zapisuje się cyframi rzymskimi nad symbolem pierwiastka w cząsteczce, stopnienie utlenienia w odróżnieniu od wartościowości mogą być dodatnie (I, II, III) lub ujemne (-I, -II, -III).

#### 2. Reguły ustalania stopni utlenienia

- **Pierwiastki w stanie wolnym** (nie związane z atomem(i) innego pierwiastka mają stopień utlenienia równy **zero (0)**:



- **Litowce** w związkach chemicznych mają **zawsze** stopień utlenienia równy (**+I**), natomiast **berylowce** (**+II**) a **glinowce** z **wyjątkiem talu** (**+III**).



- **Wodór** w cząsteczkach związków chemicznych posiada stopień utlenienia równy (**+I**), **związkach organicznych zawsze** (**+I**)

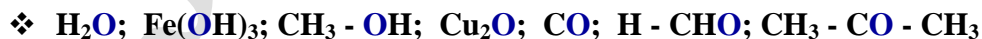


- Wyjątek dla wodoru:

- w **wodorkach metali** **wodór** posiada zawsze stopień utlenienia równy (**-I**)



- **Tlen** w cząsteczkach związków chemicznych posiada stopień utlenienia równy (**-II**)



- Wyjątki dla tlenu:

- W **nadtlenkach** **tlen** posiada stopień utlenienia równy (**-I**)



- W **ponadnadtlenkach** **tlen** posiada stopień utlenienia równy (**-1/2**)



- Z **związkach z fluorem** **tlen** może przyjąć stopień utlenienia (**+I**) lub (**+II**)



- **Fluor** w cząsteczkach związków chemicznych przyjmuje **zawsze** stopień utlenienia równy (**- I**)



- ❖ NaF; AlF<sub>3</sub>; O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>; OF<sub>2</sub>; HF

- **Suma stopni utlenienia** wszystkich atomów w cząsteczce związku chemicznego jest równa zawsze zero (**0**)



- ❖ Fe(OH)<sub>2</sub>; Fe(OH)<sub>3</sub>; FeO; Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; FeF<sub>3</sub>; Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>; K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

- Fe(OH)<sub>2</sub>:  $x + 2 \cdot (-II + I) = 0$ , **x = 2(II)**
- Fe(OH)<sub>3</sub>:  $x + 3 \cdot (-II + I) = 0$ , **x = 3(III)**
- FeO:  $x + (-II) = 0$ , **x = 2(II)**
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:  $2x + 3 \cdot (-II) = 0$ ,  $2x = 6$ , **x = 3(III)**;
- FeF<sub>3</sub>:  $x + 3 \cdot (-I) = 0$ , **x = 3(III)**
- Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>:  $2(I) + x + 3 \cdot (-II) = 0$ , **x = -2 + 6 = 4(IV)**
- K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>:  $2 \cdot (I) + 2x + 7 \cdot (-II) = 0$ ,  $2x = -2 + 14$ , **x = 6(VI)**

- **Stopień utlenienia jonu prostego** jest równy **ładunkowi tego jonu**



- ❖ H<sup>+</sup>; H<sup>-</sup>; O<sup>2-</sup>; Cu<sup>+</sup>; Cu<sup>2+</sup>

- **Suma stopni utlenienia** wszystkich atomów w **jonie złożonym** jest równa **ładunkowi tego jonu**



- ❖ Fe(OH)<sub>2</sub><sup>+</sup>; H<sub>3</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>-</sup>; PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>; [Zn(OH)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>

- Fe(OH)<sub>2</sub><sup>+</sup>:  $x + 2 \cdot (-II + I) = 1$ , **x = 3(III)**
- H<sub>3</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>-</sup>:  $3 \cdot (I) + 2x + 7 \cdot (-II) = -1$ ,  $2x = 10$ , **x = 5(V)**
- PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>:  $x + 3 \cdot (-II) = -3$ , **x = 5(V)**
- [Zn(OH)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>:  $x + 4 \cdot (-II + I) = -2$ , **x = 2(II)**

- **Dla każdego z atomów węgla** w cząsteczkach **związków organicznych** **ustala się odrębnie stopień utlenienia**, przyjmując grupę atomów połączonych z określonym atomem węgla jako odrębną cząsteczkę



- ❖ CH<sub>3</sub> - CH - CH - CH<sub>2</sub> - COOH ; CH<sub>3</sub> - CO - CH<sub>2</sub> - CH<sub>3</sub> ; CH<sub>3</sub> - CHO

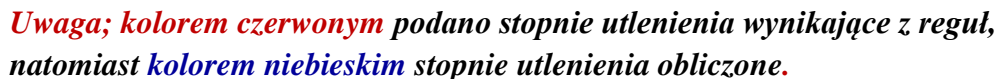


### Przykładowe zadania

**Zad.1.** Dla następujących drobin: a) Mn; b) MnO; c) MnO<sub>2</sub>; d) K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>; e) KMnO<sub>4</sub>; f) S<sub>8</sub>; g) H<sub>2</sub>S; h) SO<sub>2</sub>; i) SO<sub>3</sub>; j) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>; k) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; l) CaSO<sub>4</sub>; m) K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; n) H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; o) Na<sub>2</sub>S; p) HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>; q) SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>; r) HS<sup>-</sup>; s) S<sup>2-</sup>; t) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> ustal (oblicz stopnie utlenienia)

**Rozwiązanie:** stosujemy w/w reguły:

0	II -II	IV -II	I VI -II	I VII -II
a) Mn;	b) MnO;	c) MnO <sub>2</sub> ;	d) K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> ;	e) KMnO <sub>4</sub> ;
0	I -II	IV -II	VI -II	I IV -II
f) S <sub>8</sub> ;	g) H <sub>2</sub> S;	h) SO <sub>2</sub> ;	i) SO <sub>3</sub> ;	j) H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ;



**Rozwiązanie:** (stos. regule - suma stopni utlenienia musi być równa zero);



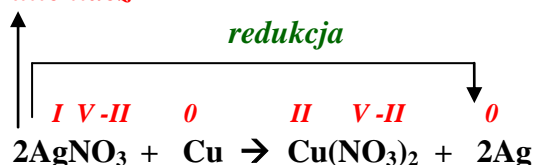
- reduktor



- ❖ 2 atomy jodu pobierając po 1 elektronie **obniżyły swoje stopnie utlenienia** z 0 do -I powodując jednocześnie podwyższenie stopnia utlenienia cynku, czyli



jest **utleniaczem**:



**utleniacz**  
**redukcja**  
**utlenienie**  
**reduktor**

- ❖ **Utlenienie:**  $\overset{0}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{II}{\text{Cu}} + 2\text{e}^-$  (miedź jest **reduktorem** - elektronodawcą)

- ❖ **Redukcja:**  $\overset{I}{2\text{AgNO}_3} + 2\text{e}^- \rightarrow \overset{0}{2\text{Ag}}$  (srebro w azotanie(V) jest **utleniaczem** - elektronobiorcą)

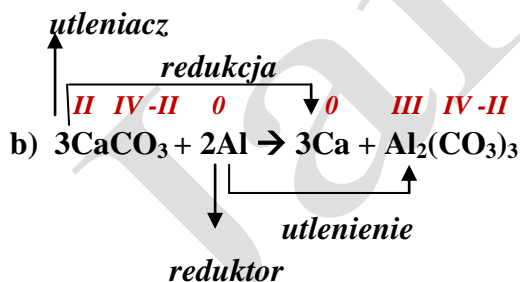
**Przykładowe zadania:**

**Zad. 3.** Które z poniższych równań reakcji jest równaniem redox, wskazanie uzasadnij, w reakcji redox wskaż proces utleniania i redukcji, utleniacz i reduktor.

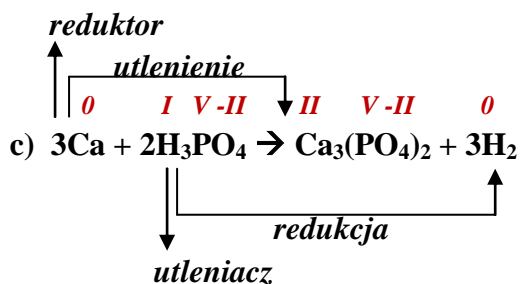
**Rozwiązanie:** - dla stwierdzenia, które z poniższych równań reakcji jest równaniem reakcji redox należy ustalić - porównać stopnie utlenienia po obu stronach równania.



- a)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ; nie jest to równanie redox, ponieważ żaden z pierwiastków nie zmienił swojego stopnia utlenienia.



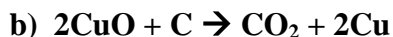
- ❖ Jest to reakcja redox, ponieważ wapń uległ redukcji z II do 0, natomiast glin uległ utlenieniu podwyższając swój stopień utlenienia z 0 do III.



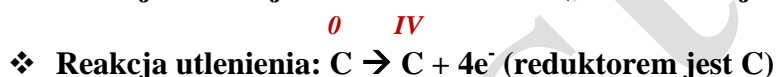
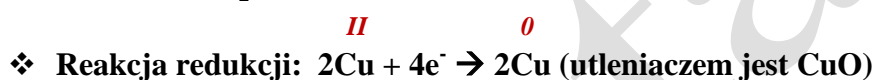
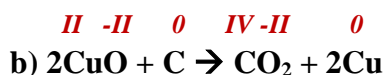
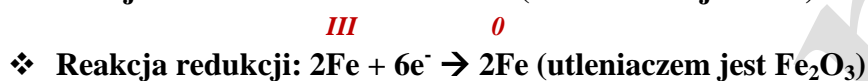
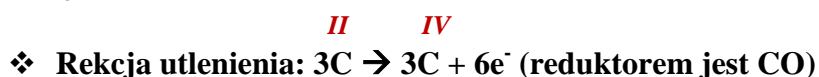
- ❖ Jest to reakcja redox, ponieważ wapń uległ utlenieniu z 0 do II, natomiast wodór uległ redukcji obniżając swój stopień utlenienia z I do 0.

- $\overset{II}{3}\text{CaO} + \overset{-II}{2}\text{H}_3\overset{I}{\text{P}}\overset{V-II}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{II}{\text{Ca}_3}(\overset{V-II}{\text{P}}\overset{I}{\text{O}_4})_2 + \overset{-II}{3}\text{H}_2\text{O}$  ; nie jest to reakcja redox, ponieważ żaden z pierwiastków nie zmienił swojego stopnia utlenienia.

**Zad 4. Zapisz równania utlenienia i redukcji dla poniższych reakcji redox, wskaż utleniacz i reduktor:**



**Rozwiązanie:**



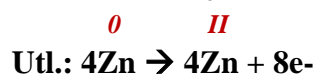
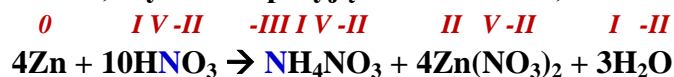
### III. Utleniacze i reduktory

#### 1. Utleniacze

- **Utleniaczem** może być pierwiastek w stanie wolnym lub w związku chemicznym, w którym **nie występuje na swoim najniższym stopniu utlenienia** - może swój stopień utlenienia jeszcze obniżyć



- ✓ Najniższy stopień utlenienia dla azotu **-III**, najwyższy **V**, czyli azot w cząsteczce  $\text{NH}_3$  nie może być utleniaczem, ponieważ nie może już obniżyć swojego stopnia utlenienia (nie może przyjąć elektronów) natomiast dobrym utleniaczem jest  $\text{HNO}_3$ , ponieważ azot występuje na swoim najwyższym stopniu utlenienia **V** i może obniżyć swój stopień utlenienia aż do **-III**, czyli może przyjąć 8 elektronów,



## 2. Reduktory

- **Reduktorem** może być pierwiastek w stanie wolnym lub w związku chemicznym, w którym **nie występuje na swoim najwyższym stopniu utlenienia** - może swój stopień utlenienia jeszcze podwyższyć



❖ Przykład:  $\text{H}_2\text{S}$ ; S;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$

- ✓ Najniższy stopień utlenienia dla siarki **-II**, najwyższy **VI**, atom siarki w  $\text{H}_2\text{SO}_4$  nie może już podwyższyć swojego stopnia utlenienia więc kwas siarkowy(VI) nie może być reduktorem, natomiast atom w siarki w siarkowodorze może swój stopień utlenienia podnieść z **-II** do **VI** oddając 8 elektronów, czyli związek jest w tej grupie najsilniejszym reduktorem



## 3. Przykłady utleniaczy i reduktorów

Utleniacze	Reduktory
Niemetale w stanie wolnym i wysokiej elektroujemności ( $\text{F}_2$ , $\text{O}_2$ , $\text{O}_3$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ ), $\text{PbO}_2$ ; $\text{HNO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ ( <b>stężony</b> ), $\text{HClO}_3$ , $\text{HClO}_4$ , $\text{KMnO}_4$ , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , nadtlenki metali, $\text{H}_2\text{O}_2$ (*w przypadku $\text{H}_2\text{O}_2$ właściwości utleniająco-redukcyjne zależą od środowiska reakcji i pozostałych substratów)	C, CO, metale o niskiej elektroujemności, wodór, niektóre jony ( $\text{Cl}^-$ ; $\text{Br}^-$ )



- ✓  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$   
( $\text{H}_2\text{O}_2$  jest utleniaczem, środowisko kwasowe)



- ✓  $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4$   
( $\text{H}_2\text{O}_2$  jest reduktorem w środowisku kwasowym i obecności drugiego utleniacza jakim jest  $\text{KMnO}_4$ )



- ✓  $3\text{H}_2\text{O}_2 + 2[\text{Cr}(\text{OH})_4]\text{K} + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$   
( $\text{H}_2\text{O}_2$  jest utleniaczem w środowisku zasadowym)

## Przykładowe zadania:

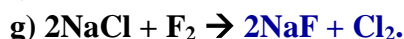
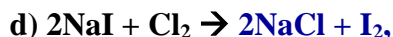
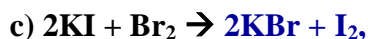
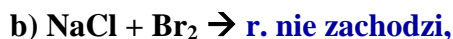
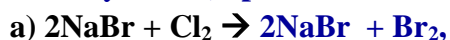
**Zad.5. Na podstawie poniższych równań reakcji uszereguj metale wg wzrastających właściwości redukujących:**

- $3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Zn} + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,
- $2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Ca} \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,
- $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{r. nie zachodzi}$ ,
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Mn} \rightarrow \text{Fe} + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ,
- $3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Mn} + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,

**Rozwiązanie:**  $\text{Fe} < \text{Zn} < \text{Mn} < \text{Al} < \text{Ca}$ , ponieważ wapń wypiera z soli glin, ten z kolei wypiera cynk, natomiast cynk nie wypiera manganu ale wypiera żelazo.

**Zad.6. Dokończ poniższe równania reakcji chemicznych lub zapisz, że reakcja nie zachodzi i na tej podstawie uszereguj fluorowce wg wzrastających właściwości utleniających:**

**Rozwiązanie:** (zapisane kolorem niebieskim)

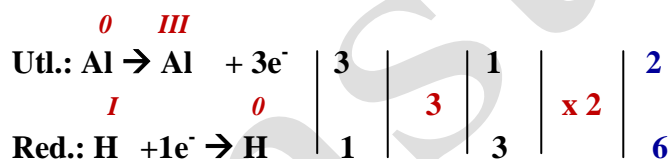
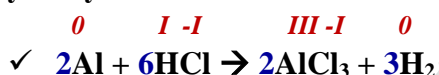


$\text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$ , ponieważ chlor wypiera z soli zarówno brom i jod, ale wypierany jest przez fluor, natomiast brom wypiera z soli jod.

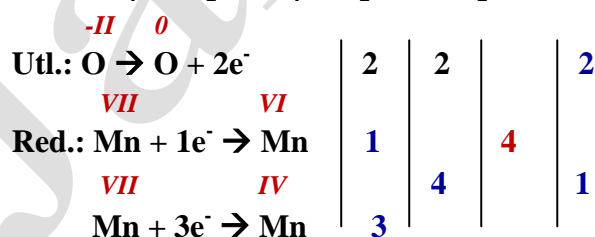
#### IV. Dobieranie współczynników stechiometrycznych metodą bilansu elektronowego w reakcjach redox

- Liczba elektronów oddanych przez reduktor musi być równa liczbie elektronów pobranych przez utleniacz

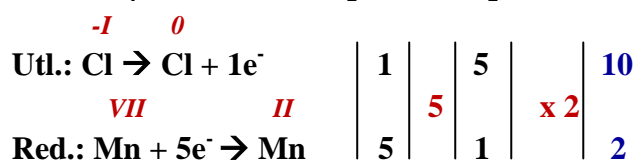
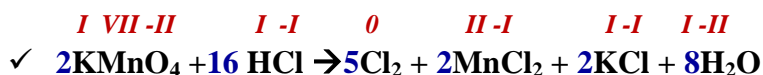
❖ Przykłady:



- Najmniejsza wspólna wielokrotna dla 1 i 3 wynosi **3**, mnożnik 2 wynika z zapisu cząsteczki dwuatomowej wodoru.



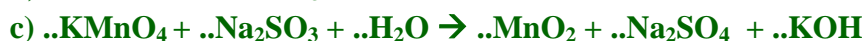
- z bilansu elektronowego wynika, że 1 at. Mn (VII) przeszedł na VI i 1 at. na IV



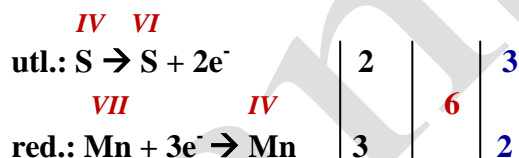
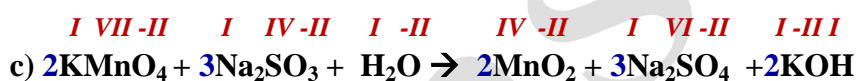
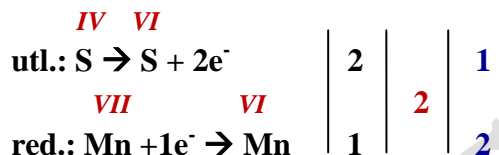
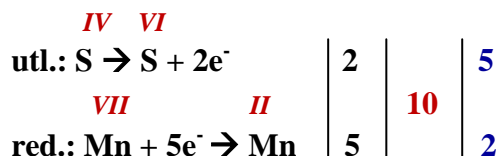
- po prawej stronie łącznie jest 16 atomów chloru, stąd 16 cząsteczek chlorowodoru po lewej stronie równania i tym samym 8 cząsteczek wody po prawej stronie równania

### Przykładowe zadania:

**Zad. 7. Dobierz współczynniki stechiometryczne w poniższych równaniach reakcji redox, wskaż w którym środowisku (kwasowym, zasadowym, obojętnym)  $\text{KMnO}_4$  wykazuje najsilniejsze i najslabsze właściwości utleniające.**



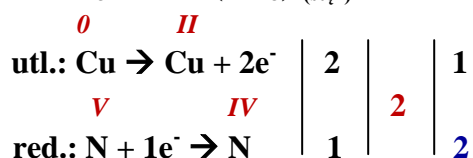
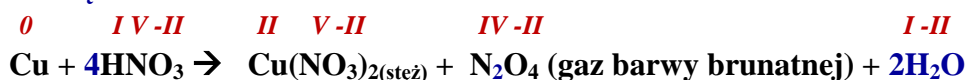
### Rozwiązanie:

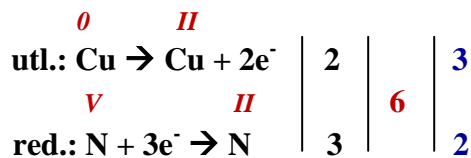
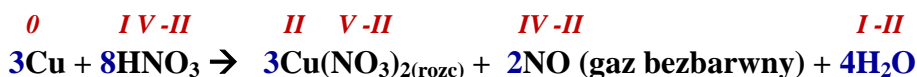


**Najsilniejsze właściwości utleniające  $\text{KMnO}_4$  wykazuje w środowisku kwasowym a najslabsze w środowisku zasadowym.**

**Zad. 8. Właściwości utleniające kwasu azotowego(V) zależą od jego stężenia, w reakcji z miedzią stężonego kwasu powstaje azotan(V) miedzi(II) tlenek azotu(IV) oraz woda, natomiast w reakcji rozcieńczonego kwasu powstaje azotan(V) miedzi(II) tlenek azotu(II) i woda. Zapisz równania reakcji i dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego.**

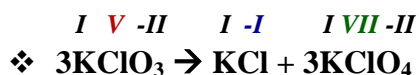
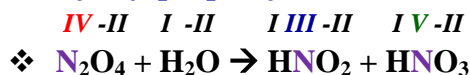
### Rozwiązanie:



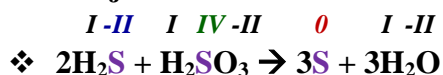


#### IV. Szczególne przypadki reakcji redox

1. Reakcja dysproporcjonowania - utleniaczem i reduktorem jest ten sama substancja

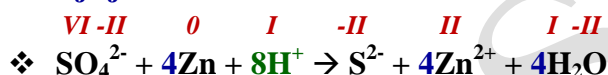


2. Reakcja synproporcjonowania - produktem reakcji redukcji i utlenienia jest ta sama substancja

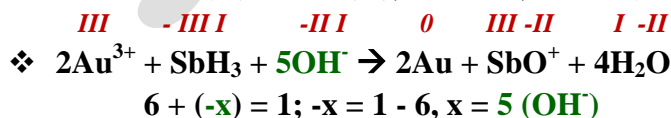
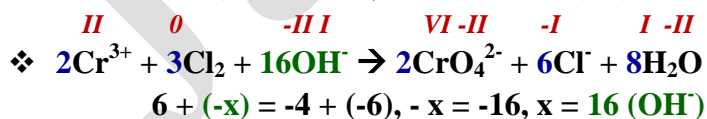
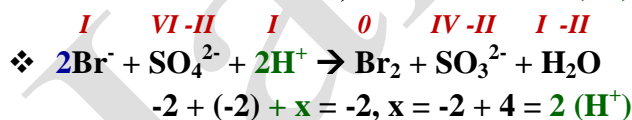


#### V. Zadania z r. redox na poziomie rozszerzonym

1. Reakcje jonowe



- Współczynniki stechiometryczne dobiera się metodą bilansu elektronowego, natomiast współczynnik dot. liczby kationów  $\text{H}^+$  lub anionów  $\text{OH}^-$  należy zastosować zasadę: suma ładunków lewej strony równania musi być równa liczbie ładunków po prawej stronie równania:  
 $-2 + x = -2 + 8, x = 8 + 2 - 2 = 8 (\text{H}^+)$



2. Zadania r. redox z luką

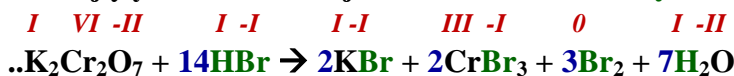


W powyższym równaniu należy dobrać substrat i uzupełnić współczynniki stechiometryczne. Po prawej stronie równania występują reszty kwasu siarkowego(VI) oraz wodór w cząsteczce wody - brakującym substratem jest  $\text{H}_2\text{SO}_4$



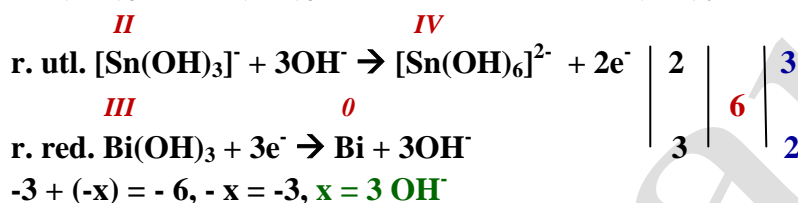
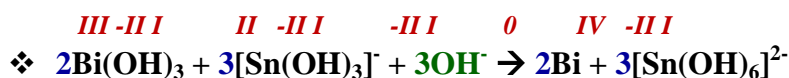


Po stronie produktów występuje **anion bromkowy** i **wodór** w cząsteczce wody, brakującym substratem jest **kwask bromowodory - HBr**



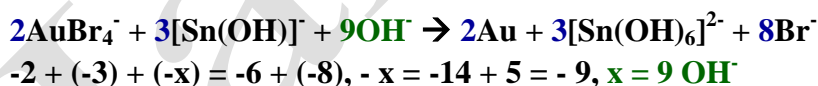
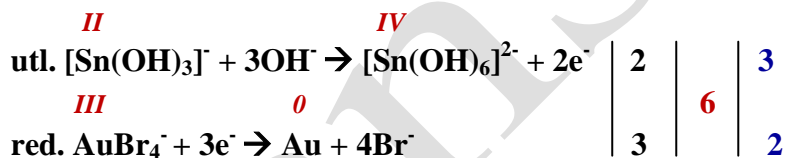
### 3. Układanie równań półkowych reakcji dla niekończonych równań reakcji redox

Ułożyć równania reakcji półkowych utlenienia i redukcji w niedokończonych równań reakcji redox:  $\text{..Bi(OH)}_3 + \text{..[Sn(OH)}_3]^- + \text{..OH}^- \rightarrow \text{..Bi} + \text{..[Sn(OH)}_6]^{2-}$



### 4. Układanie równań reakcji redox na podstawie reakcji półkowych

Dane są reakcje półkowe: utl.  $[\text{Sn(OH)}_3]^- + 3\text{OH}^- \rightarrow [\text{Sn(OH)}_6]^{2-} + 2\text{e}^-$  ;  
red.  $\text{AuBr}_4^- + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au} + 4\text{Br}^-$ . Ułożyć równanie reakcji redox.



### 5. Równania reakcji redox z związkami organicznymi

