

2. REAKCJE UTLENIANIA I REDUKCJI

Reakcje utleniania i redukcji zwane także procesami redoks charakteryzują się tym, że w czasie ich przebiegu następuje wymiana elektronowa między substratami reakcji. Oddawanie elektronów zwane jest **reakcją utleniania**, a przyjmowanie to **reakcja redukcji**. Atom bądź jon przyjmujący elektrony – to **utleniacz**, zaś atom bądź jon oddający elektrony – to **reduktor**. Przyjmując elektrony atomy bądź jony **redukują się** (zmniejszają swój stopień utlenienia), zaś oddając – **utleniają się** (zwiększają swój stopień utlenienia). W reakcji może brać udział kilka utleniaczy lub reduktorów, lecz zawsze **suma elektronów pobranych musi być równa sumie elektronów oddanych**.

Tabela. 2.1. Typowe utleniacze i reduktory

Utleniacze (substancje, które w procesach redoks przyjmują elektrony)	Reduktory (substancje, które w procesach redoks oddają elektrony)
aktywne niemetale w stanie wolnym – pierwiastki elektroujemne: F ₂ , O ₂ , O ₃ , Cl ₂ , Br ₂	aktywne metale w stanie wolnym– pierwiastki elektrododatnie: Na, K, Mg, Ca, Ba, Fe, Zn
kationy wodorowe H ⁺ (H ₃ O ⁺) z kwasów nieutleniających ^{*/}	wodór w stanie wolnym H ₂ ⁰ , mniej aktywne niemetale np. węgiel C ⁰ , siarka S ⁰ ...
kationy metali na wyższym stopniu utlenienia: Fe ³⁺ , Ni ³⁺ , Sn ⁴⁺ , Cu ²⁺ , Hg ²⁺	kationy metali na niższym stopniu utlenienia: Fe ²⁺ , Ni ²⁺ , Sn ²⁺ , Cu ⁺ , Hg ⁺
aniony, zawierające atomy na wyższych stopniach utlenienia: NO ₃ ⁻ , MnO ₄ ⁻ , Cr ₂ O ₇ ²⁻ , CrO ₄ ²⁻	aniony, zawierające atomy na niższych stopniach utlenienia: I ⁻ , Br ⁻ , Cl ⁻ , S ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , C ₂ O ₄ ²⁻

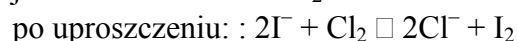
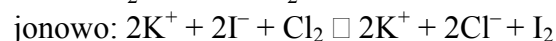
^{*/} kwasami nieutleniającymi zwyczajowo nazywa się te kwasy, w których w reakcjach redoks elektrony przyjmują kationy wodorowe – zgodnie z reakcją $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$ ¹
Do kwasów utleniających zalicza się te kwasy, w których w reakcjach redoks elektrony przyjmują aniony reszt kwasowych np. HNO₃, H₂SO₄ stęż.

Dobierając współczynniki w równaniach reakcji utleniania i redukcji należy kierować się następującymi zasadami:

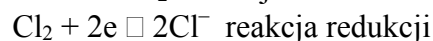
- atomy pierwiastków w stanie wolnym mają stopień utlenienia zero,
- suma stopni utlenienia atomów poszczególnych pierwiastków w cząsteczce związku chemicznego jest równa zero,

- stopień utlenienia atomu tlenu w cząsteczkach związków chemicznych (z wyjątkiem nadtlenków i fluorku tlenu, OF₂) wynosi –II,
- stopień utlenienia wodoru (z wyjątkiem wodorków metali) wynosi I,
- do opisu stopni utlenienia atomów poszczególnych pierwiastków stosuje się cyfry rzymskie,
- ładunki jonów oznacza się cyframi arabskimi,
- suma stopni utlenienia atomów poszczególnych pierwiastków w jonie jest równa ładunkowi tego jonu.

Przykład:



Z powyższego zapisu wynika, że kationy potasu nie brały udziału w reakcji. Aniony jodkowe oddały swe elektrony (utleniły się), a chlor przyjął elektrony (zredukował się). Zapisujemy to za pomocą tzw. reakcji połówkowych:



W przykładzie tym aniony jodkowe (I⁻) są reduktorem, a chlor (Cl₂) jest utleniaczem.

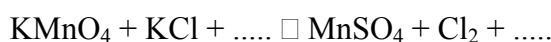
Specyfika procesów utleniania i redukcji wymusza specjalny sposób doboru współczynników stechiometrycznych tego typu reakcji: za pomocą stopni utlenienia lub ładunków jonów rzeczywiście znajdujących się w roztworach. Tok postępowania oparty na stopniach utleniania atomów poszczególnych pierwiastków jest następujący:

1. wskazanie w schemacie równania reakcji atomów zmieniających stopień utlenienia,
2. zapisanie schematu równania reakcji w postaci jonowej uwzględniającej jedynie jony biorące udział w reakcji,
3. zapisanie równań reakcji połówkowych,
4. sporządzenie bilansu elektronowego pamiętając że:
suma elektronów pobranych = suma elektronów oddanych,

5. przeniesienie współczynników doschematu równania zapisanego w postaci jonowej,
6. zsumowanie ładunków po obu stronach schematu równania „jonowego”,
7. uzupełnienie schematu równania jonami H^+ lub OH^- w celu wyrównania ładunku po obu stronach równania,
8. przeniesienie współczynników stechiometrycznych z równania jonowego do cząsteczkowego,
9. zbilansowanie jonów lub cząsteczek nie biorących udziału w procesie redoks.

Przykład:

Za pomocą równań reakcji półwkowych, dobierz środowisko reakcji oraz współczynniki stechiometryczne poniższego procesu.



Ad.1.



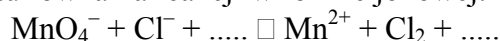
Pamiętając, że stopień utlenienia tlenu jest $-II$, a potasu I (I grupa układu okresowego), sumujemy:

$$1 \cdot (I) + x + 4 \cdot (-II) = 0 \quad \text{stąd } x = VII$$

Oznacza to, że przed reakcją mangan jest na stopniu utlenienia VII. Po reakcji jon manganu jest związany z jonem siarczanowym (VI) o ładunku $2-$, zatem jon manganu ma ładunek $2+$. Jest to równocześnie stopień utlenienia manganu w $MnSO_4$. Chlor, przed reakcją jest na stopniu utlenienia $-I$ (ładunek jonu „-”), a po reakcji na stopniu 0.

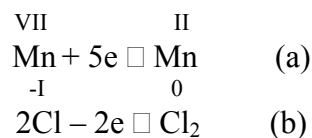
Ad.2.

Zapis schematu równania reakcji w formie jonowej:



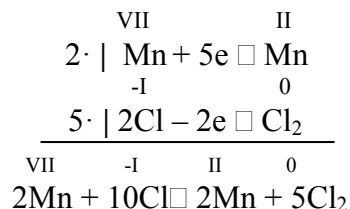
Ad 3.

Równania reakcji półwkowych:



Ad.4.

Jeśli suma elektronów pobranych ma być równa sumie elektronów oddanych to równanie (a) należy pomnożyć przez 2, a (b) przez 5 wówczas:



Ad. 5.

Współczynniki z równań reakcji półokowych należy przenieść do schematu równania reakcji jonowej czyli:

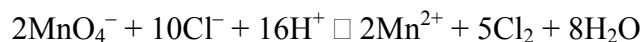


Ad.6.

W powyższym równaniu suma ładunków jonów po lewej stronie to: $2 \square (-1) + 10 \square (-1) = -12$, a po prawej: $2 \square (+2) = +4$. Po lewej stronie jest zatem „niedomiar” ładunków dodatnich.

Ad. 7.

„Niedomiar” ładunków dodatnich należy skompensować dodając 16 moli jonów H^+ . Jony te w połączeniu z tlenem z anionu manganianowego(VII) utworzą (po stronie produktów) 8 moli wody.



Ad.8.

Współczynniki z równania jonowego należy przenieść do schematu równania cząsteczkowego otrzymując:



Ad.9.

Jony H^+ można „dodać” w postaci kwasu siarkowego(VI), więc po stronie produktów pojawia się siarczan(VI) potasu.



W omawianej reakcji utleniaczem jest anion manganianowy(VII), a reduktorem aniony chlorkowe.

Przedstawiony powyżej sposób doboru środowiska reakcji i jej współczynników stechiometrycznych wykorzystuje stopnie utlenienia atomów poszczególnych pierwiastków. Jednak zarówno metale jak i niemetale na wyższych stopniach utlenienia zazwyczaj występują w postaci anionów tlenowych takich jak: MnO_4^- (mangan na VII stopniu utlenienia), NO_3^- (azot na V stopniu utlenienia), $Cr_2O_7^{2-}$ (chrom na VI stopniu utlenienia). Tak więc dobierając współczynniki w równaniach reakcji redox można posłużyć się ładunkami jonów realnie istniejących w roztworach. Wówczas sposób postępowania jest następujący:

1. wskazanie w schemacie równania reakcji atomów zmieniających stopień utlenienia,
2. zapisanie schematu równania reakcji w postaci jonowej uwzględniającej jedynie jony biorące udział w reakcji,
3. zapisanie schematów reakcji półokowych,
4. uzgodnienie atomów, bądź jonów poszczególnych pierwiastków w schematach reakcji półokowych,
5. sporządzenie bilansu elektronowego pamiętając że:
suma elektronów pobranych = suma elektronów oddanych,
6. przeniesienie współczynników stechiometrycznych z równania jonowego do cząsteczkowego i zbilansowanie jonów nie biorących udziału w procesie redoks.

Przykład:

Za pomocą równań reakcji półokowych, dobierz środowisko reakcji oraz współczynniki stechiometryczne poniższego procesu.



Ad.1.



W powyższym procesie stopień utlenienia zmieniają atomy chromu i cyny. Atomy cyny są na stopniu utlenienia odpowiednio II i IV - w roztworze występują jako jony Sn^{2+} i Sn^{4+} . Atomy chromu przed reakcją, w $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ są na stopniu utlenienia VI i w roztworze występują w postaci jonów $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Cr(III) w roztworze (po stronie produktów) występuje w postaci jonów Cr^{3+} .

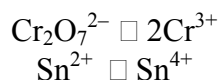
Ad.2.

Zapis w formie jonowej:



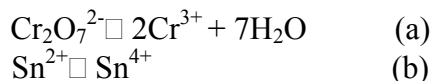
Ad.3.

Schematy równań reakcji półokwowych:

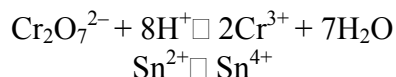


Ad.4.

W schemacie $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \square 2\text{Cr}^{3+}$ nie zgadza się liczba atomów tlenu. Po lewej stronie jest ich 7, a po prawej nie ma żadnego. Należy więc „dopisać” je do prawej strony w postaci 7 moli wody, aby nie zmieniły swego stopnia utlenienia.

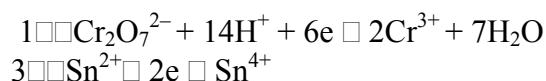


Teraz do lewej strony schematu (a) równania półokwowego należy „dopisać” 14 jonów H^+ .



Ad.5.

Po uzgodnieniu sumy jonów poszczególnych pierwiastków należy uzgodnić ładunek po obu stronach równań półokwowych i zsumować je stronami.



Ad.6.

Przeniesienie współczynników do równania cząsteczkowego i uzgodnienie jonów nie biorących udziału w procesie redox.



Doświadczenie

Do trzech ponumerowanych probówek wlać po 0,5 cm³ roztworu manganianu(VII) potasu (KMnO₄). Do probówki **1** dodać ok. 1 cm³ rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI) (H₂SO₄), do probówki **2** dodać ok. 1 cm³ rozcieńczonej zasady sodowej (NaOH), a do probówki **3** dodać ok. 1 cm³ wody. Następnie do każdej z probówek dodać krystaliczny azotan(III) sodu (NaNO₂).

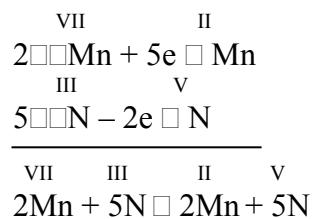
Obserwacje i wnioski:

W probówce **1** fioletowy roztwór odbarwił się, w probówce **2** fioletowy roztwór zmienił barwę na kolor zielony, w probówce **3** powstał brunatny osad. Odbarwienie roztworu w **1** probówce świadczy o redukcji jonów MnO₄[□] do bezbarwnych jonów Mn²⁺. Zmiana barwy roztworu w probówce **2** świadczy o redukcji jonów MnO₄[□] do zielonych jonów MnO₄²⁻. Pojawienie się brunatnego osadu w probówce **3** świadczy o redukcji jonów MnO₄[□] do MnO₂.

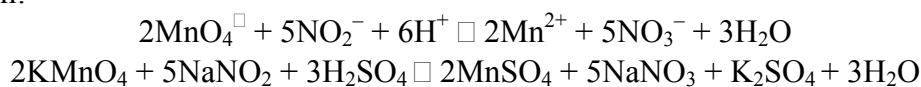
Schemat reakcji przebiegającej w probówce **1**:



jonowo:



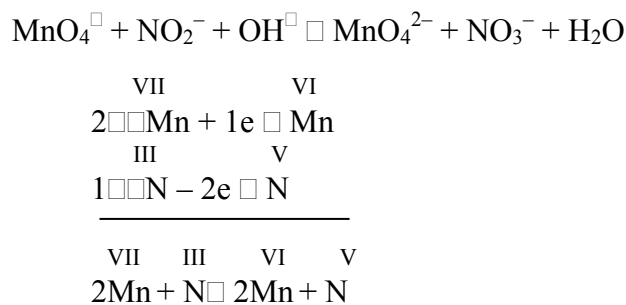
czyli:



Schemat reakcji przebiegającej w probówce 2:



jonowo:



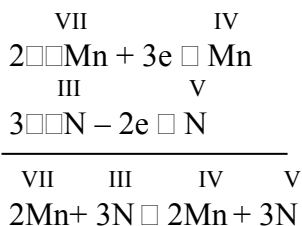
czyli:



Schemat reakcji przebiegającej w probówce 3:



jonowo:



czyli:



Podsumowując wyniki tych doświadczeń należy stwierdzić, że aniony manganianowe(VII) (MnO_4^-) mają najsilniejsze właściwości utleniające w środowisku kwaśnym (reakcja 5-elektronowa), słabsze w środowisku obojętnym (reakcja 3-elektronowa), a najsłabsze w środowisku zasadowym (reakcja 1-elektronowa).

Ćwiczenia kontrolne

2.1. Uzupełnij poniższą tabelę wykonując eksperymenty w następujący sposób: do czystej probówki wlej około 1 cm³ "odczynnika 1", dodaj około 1 cm³ rozcieńzonego kwasu siarkowego(VI) (jeśli jest to zalecane), a następnie około 1 cm³ "odczynnika 2". Zanotuj obserwacje. Zapisz równania przebiegających reakcji chemicznych.

L.p.	odczynnik 1	odczynnik 2	obserwacja	równanie reakcji chemicznej
1.	KI	H ₂ O ₂		
2.	KI	Fe ₂ (SO ₄) ₃		
3.	KI	CuSO ₄		
4.	FeSO ₄	I ₂ w KI		
5.	Na ₂ S ₂ O ₃	I ₂ w KI		
6.	FeSO ₄ *	NaNO ₂		

7.	SnCl ₂	KMnO ₄		
8.	FeSO ₄ *	KMnO ₄		
9.	Na ₂ SO ₃ *	KMnO ₄		
10.	H ₂ O ₂ (30%)	KMnO ₄		

*/ należy zakwaszyć roztwór dodając kilka kropli rozcieńczonego H₂SO₄

2.2. Uzupełnij tabelę wykonując eksperymenty w następujący sposób: do czystej probówki wlej około 1 cm³ roztworu wskazanego w kolumnie 2. a następnie włóż blaszkę metalu wskazanego w kolumnie 1. Zanotuj obserwacje. Zapisz równania przebiegających reakcji chemicznych.

Uwaga: korzystając ze stężonych kwasów należy pracować w okularach ochronnych i pod wyciągiem.

L.p.	metal	roztwór	obserwacja	równanie reakcji chemicznej
	1	2	3	4
1.	Zn	HCl		
2.	Cu	HCl		
3.	Cu	HNO ₃ rozc.		
4.	Cu	HNO ₃ stęż.		
5.	Fe	CuSO ₄		
6.	Al	CuCl ₂ nas.		

2.3. Za pomocą równań reakcji półwkowych dobrać współczynniki stechiometryczne w poniższych schematach reakcji redoks, wskazać utleniacz i reduktor:



- c. $\text{P} + \text{HNO}_3 \square \text{NO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \square \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- e. $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \square \text{HF} + \text{O}_2$
- f. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \square \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- g. $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \square \text{Pb} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- h. $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \square \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- i. $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \square \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
- j. $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \square \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
- k. $\text{F}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \square \text{O}_2 + \text{HF}$
- l. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \square \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- m. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \square \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- n. $\text{HClO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \square \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- o. $\text{HNO}_3 + \text{HI} \square \text{NO}_2 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- p. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- q. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaMnO}_4 + \text{NaOH} \square \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- r. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \square \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- s. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \square \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- t. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \square \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- u. $\text{KIO}_3 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- v. $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \square \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- w. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- x. $\text{HNO}_3 + \text{HI} \square \text{NO}_2 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- y. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \square \text{N}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- z. $\text{NaNO}_3 + \text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \square \text{NH}_3 + \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- aa. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \square \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- bb. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \square \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- cc. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \square \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- dd. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \square \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3$
- ee. $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \square \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- ff. $\text{HClO}_3 + \text{HCl} \square \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- gg. $\text{KClO}_3 \square \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
- hh. $\text{HNO}_2 \square \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



2.4. Za pomocą równań reakcji połówkowych uzupełnić schematy poniższych reakcji redoks, wskazać utleniacz i reduktor. Uwaga: może oznaczać jeden lub kilka substratów bądź produktów reakcji.

- $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HNO}_3 \text{ rozc.} \square \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$
- $\text{PH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
- $\text{Br}_2 + \text{HClO} \square \text{HBrO}_3 + \dots$
- $\text{K}_2\text{S} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{S} + \text{KCl} + \dots$
- $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$
- $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \dots$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \square \text{CrCl}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
- $\text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \square \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
- $\text{NaNO}_3 + \text{Zn} + \text{NaOH} \square \text{NH}_3 + \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \dots$

2.5. Za pomocą równań reakcji połówkowych uzupełnić schematy poniższych reakcji redoks, wskazać utleniacz i reduktor.

- $\text{ClO}^\square + \text{H}_2\text{O}_2 \square \text{Cl}^\square + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{S}^{2\square} + \text{SO}_3^{2\square} + \text{H}^+ \square \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2^\square + \text{I}^\square + \text{H}^+ \square \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^\square + \text{NO}_2^\square + \text{H}_2\text{O} \square \text{MnO}_2 + \text{NO}_3^\square + \text{OH}^\square$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{ClO}_4^\square + \text{H}^+ \square \text{Cl}^\square + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^\square + \text{C}_2\text{O}_4^{2\square} + \text{H}^+ \square \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^\square + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \square \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu} + \text{NO}_3^\square + \text{H}^+ \square \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ag} + \text{SO}_4^{2\square} + \text{H}^+ \square \text{Ag}^+ + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2.6. Za pomocą równań reakcji połówkowych uzupełnić schematy poniższych reakcji redoks, wskazać utleniacz i reduktor. Uwaga: może oznaczać jeden lub kilka substratów bądź produktów reakcji.

- a. $\text{Bi}^{3+} + \text{SnO}_2^{2-} + \dots \square \text{Bi} + \text{SnO}_3^{2-} + \dots$
- b. $\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \dots \square \text{AsO}_4^{3-} + \text{I}^- + \dots$
- c. $\text{Cr}^{3+} + \text{Br}_2 + \dots \square \text{CrO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{Br}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \dots \square \text{Cr}^{3+} + \text{Br}_2 + \dots$
- e. $\text{BiO}_3^- + \text{Mn}^{2+} + \dots \square \text{Bi}^{3+} + \text{MnO}_4^- + \dots$
- f. $\text{SO}_3^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \dots \square \text{SO}_4^{2-} + \text{Cr}^{3+} + \dots$
- g. $\text{S}^{2-} + \text{MnO}_4^- + \dots \square \text{S} + \text{Mn}^{2+} + \dots$
- h. $\text{Cr}^{3+} + \text{BiO}_3^- + \dots \square \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Bi}^{3+} + \dots$
- i. $\text{MnO}_4^- + \text{Mn}^{2+} + \dots \square \text{MnO}_2 + \dots$
- j. $\text{NO}_3^- + \text{Zn} + \dots \square \text{NH}_3 + [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
- k. $\text{Al} + \text{NO}_3^- + \dots \square \text{N}_2 + \text{AlO}_2^- + \dots$
- l. $\text{Sn}^{2+} + \text{BrO}_3^- + \text{Cl}^- + \dots \square \text{SnCl}_6^{2-} + \text{Br}^- + \dots$
- m. $\text{MnO}_2 + \text{ClO}_3^- + \dots \square \text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \dots$
- n. $\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \dots \square \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \dots$
- o. $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2^- + \dots \square \text{MnO}_4^{2-} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- p. $\text{BrO}^- + \text{CrO}_2^- + \dots \square \text{Br}^- + \text{CrO}_4^{2-} + \dots$
- q. $\text{AsH}_3 + \text{Au}^{3+} + \dots \square \text{AsO}_4^{3-} + \text{Au} + \dots$
- r. $\text{HgS} + \text{Cl}^- + \text{NO}_3^- + \dots \square \text{HgCl}_4^{2-} + \text{NO} + \text{S} + \dots$
- s. $\text{Zn} + \text{NO}_3^- + \dots \square \text{NH}_4^+ + \text{Zn}^{2+} + \dots$