

Alle Aufgaben sollten auch ohne Tabellenbuch gelöst werden können!

1. Bei diesen Aufgaben sind die Reaktionsprodukte direkt oder indirekt angegeben

1.1 Zur Einstellung des KMnO_4 -Titers kann statt Oxalsäure auch Natriumthiosulfat ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) als Urtitersubstanz benutzt werden, wobei in saurer Umgebung neben Mn^{2+} -Ionen auch Tetrathionat ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) entsteht. Formulieren Sie die Teilreaktionen geben Sie anschließend die gesamte Redoxreaktion an.

1.2 Unter geeigneten sauren Reaktionsbedingungen kann Ameisensäure (Methansäure) mit Dichromat ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) vollständig zu CO_2 oxidiert werden, wobei auch Cr^{3+} entsteht. Formulieren Sie Teilreaktionen (org. Moleküle in Strukturformel) und Gesamtreaktion.

1.3 Kupfer kann mit Salpetersäure gelöst werden, wobei primär Stickstoffmonoxid (NO) entsteht. In einer Folgereaktion wird das NO durch Luftsauerstoff zu Stickstoffdioxid oxidiert. Formulieren Sie die jeweiligen Teilreaktionen und die beiden Redoxgleichungen. Fassen Sie beide Prozesse anschließend zu einer Gesamtreaktionsgleichung zusammen.

1.4 Formulieren Sie jeweils die Teilreaktionen und die Redoxreaktion.

- In alkalischer Lösung reagiert Aluminium mit Nitrat-Ionen zu Tetrahydroxoaluminat $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ und Ammoniak.
- Chlordioxid disproportioniert in alkalischer Lösung in Chlorat(III) (ClO_2^- , Chlorit) und Chlorat(V) (ClO_3^- , Chlorat).
- Manganat(VI) (MnO_4^{2-}) disproportioniert in alkalischer Lösung in Manganat(VII) („Permanganat“) und Mangan(IV)-oxid (Braunstein).
- Iod kann Thiosulfat ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) in Tetrathionat ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) überführen.
- In alkalischem Milieu kann Blei(IV)oxid durch Chlorid-Ionen in Trihydroxidoplumbat(II) $[\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$ überführt werden. Dabei entsteht auch Chlorat(I) („Hypochlorit“, ClO^-).

1.5 Ethanol lässt sich durch Dichromat-Ionen ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) in saurer Umgebung zur entsprechenden Carbonsäure aufoxidieren, wobei auch Cr^{3+} entsteht. Notieren Sie die Teilreaktionen und die Redoxreaktion, wobei org. Moleküle als Strukturformeln darzustellen sind.

1.6 In Galvanisierungsbetrieben kann an der Kathode die Bildung von Wasserstoffbläschen unterbunden werden, indem Salpetersäure dem Elektrolysebad zugesetzt wird. Der entstehende Wasserstoff würde sofort mit der Salpetersäure Ammoniumionen und Wasser bilden. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

1.7 Die quantitative Bestimmung des Umweltgifts Kohlenmonoxid mit Hilfe von Gasprüfröhrchen basiert auf die Umsetzung von Kohlenstoffmonoxid mit Diiodpentaoxid zu Iod und Kohlenstoffdioxid.

2. Ab hier müssen Sie zum Teil selbst bestimmen, welche Reaktionsprodukte entstehen

2.1 In alkalischer Umgebung wird Permanganat nur bis zur Oxidationsstufe (+IV) reduziert. Notieren Sie die entsprechende Reaktionsgleichung mit Sulfid (SO_3^{2-}) als Reduktionsmittel.

2.2 Versetzt man eine saure Schwefelwasserstoff-Lösung mit Natriumdichromat, flockt elementarer Schwefel aus.

2.3 Salpetrige Säure (HNO_2) ist unbeständig und disproportioniert zur Oxidationsstufe (+V) und Stickstoffmonoxid.

2.4 Wird Schweflige Säure zu einer Iod-Lösung gegeben, so tritt Entfärbung ein.

2.5 Nitrose Gase können durch katalytische Umsetzung mit Ammoniak unschädlich gemacht werden, weil eine Komproportionierung zur Oxidationsstufe (0) auftritt. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung exemplarisch für NO_2 .

2.6 In Kalilauge disproportioniert Chlor in die Oxidationsstufen (-I) und (+V).

2.7 Im Labor kann Chlor durch das Auftropfen von Salzsäure auf Mangan(IV)-oxid (Braunstein) gewonnen werden.

3. Weitere Aufgaben (einige davon sind Klausuraufgaben vergangener Jahre)

3.1 Durch Permanganat-Ionen lässt sich Eisen(II) aufoxidieren.

3.2 Versetzt man eine FeCl_2 -Lösung mit NaOH -Lösung und K_2CrO_4 -Lösung, so fällt in einer Redox-Reaktion schwerlösliches Eisen(III)-hydroxid aus. Formulieren Sie die Redox-Reaktion auch mit Gegenionen.

3.3 Leitet man Schwefeldioxid in eine alkalische Iodlösung, so lässt es sich zu SO_3 aufoxidieren.

3.4 Blei(IV)-oxid ist ein starkes Oxidationsmittel, so dass durch seine Reaktion mit Salzsäure Chlor entsteht.

3.5 Im Alkalischen können Chromationen (CrO_4^{2-}) Schwefelwasserstoff (H_2S) zu Schwefel umsetzen.

3.6 Versetzt man Eisen(II)-sulfat mit Iodsäure (HIO_3) und säuert mit Schwefelsäure an, so entsteht Eisen(III)-sulfat. **Nur wenn im Unterricht schon behandelt:** Begründen Sie mit Normalpotentialen, dass bei dieser Reaktion unter Normbedingungen Iod (I_2) und nicht Iodid (I^-) entsteht! Formulieren Sie anschließend die Reaktion auch mit Gegenionen.

3.7 In konzentrierter Schwefelsäure löst sich Silber unter Bildung von Silbersulfat auf, wobei Schwefeldioxid entsteht.

3.8 Brom(V)-säure kann elementares Bismut zu Bismut(III)-oxid aufoxidiert werden, wobei Brom(III)-Säure (Bromige Säure, HBrO_2) entsteht.

3.9 Eine klassische Komproportionierung stellt die Reaktion zwischen Stickstoffmonoxid und Salpetersäure dar, wobei Distickstofftetraoxid entsteht.

3.10 Iod und Chlor sind nebeneinander in Lösung nicht stabil. Bei der Reaktion entsteht unter anderem Iodat (IO_3^-).

3.11 Salpetersäure kann Phosphor (P) zu Phosphorsäure aufoxidieren, wobei auch Stickstoffmonoxid entsteht.

3.12 Im Labor kann Chlor durch Auftropfen von Salzsäure auf Braunstein (MnO_2) oder auf Kaliumpermanganat erfolgen.

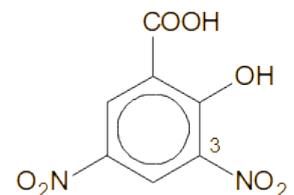
3.13. Zur Vernichtung von Chlor, kann man dieses einfach in eine alkalische Lösung leiten. Es disproportioniert zur Oxidationsstufe (-I) und (+V)

3.14 Formulieren Sie jeweils die Teilgleichungen und die Gesamtreaktionsgleichung. Bei manchen Teilaufgaben sind nicht alle Reaktionsprodukte angegeben (aus der Klausur 2014)

a) Quecksilber löst sich in Salpetersäure unter Bildung von Quecksilber(II)-nitrat und NO_2 auf.

b) In lebhafter Reaktion löst sich Aluminium in Natronlauge unter Bildung von Tetrahydroxidoaluminat auf $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

c) 3,5-Dinitrosalicylsäure (siehe Strukturformel rechts) ist ein Reagenz, das zur Bestimmung von Stoffen, wie z.B. Aldehyden, genutzt wird. Dabei entsteht im Sauren farbige 3-Amino-5-Nitrosalicylsäure. Formulieren Sie die Reaktion mit Acetaldehyd ($\text{CH}_3\text{-CHO}$).



3.15 Diesen Redox-Reaktionen werden Sie im LTU-Praktikum an unserer Schule begegnen.

a) Mangan-haltiger Stahl löst in Salpetersäure/Schwefelsäure unter Bildung von Stickstoffmonoxid

b) Das bei a) gebildete Mangan(II) wird durch Kalium(meta)periodat (KIO_4) zu einer violetten Verbindung aufoxidiert, wobei auch Iodat (IO_3^-) anfällt.

c) Eine wässrige Lösung enthält 0,3400 g Kaliumhydrogenphthalat (*ortho*- KOOOC-Ph-COOH , $M = 204,22$ g/mol) . Zeichnen Sie die Strukturformel und berechnen Sie, falls bereits im U behandelt, den theoretischen CSB-Wert der Lösung.

d) Titration von Dichromationen mit Ammonium-Eisen(II)-Sulfat-Maßlösung

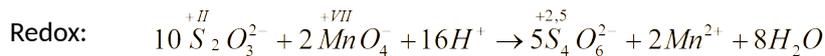
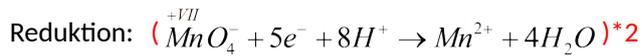
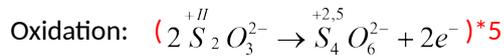
Lösungen- ohne Gewähr

Aufgabenstellung und Nummerierung auf Unterschiede abgleichen.

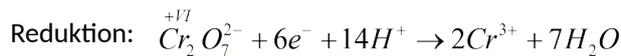
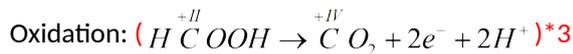
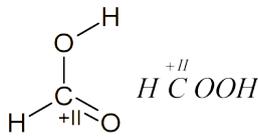
Wenn Sie von diesen Musterlösungen profitieren, dann geben Sie etwas zurück, indem Sie mich auf Rechenfehler, Verständnisschwierigkeiten o.ä. aufmerksam machen. Letztendlich profitieren auch andere Schüler davon, wenn die Musterlösungen weitgehend fehlerfrei und verständlich sind.

Tip: Die meisten Fehler schleichen sich ein, wenn man nicht für jede aufgestellte Reaktionsgleichung überprüft, ob sie auch richtig eingerichtet ist. Die Fehler pflanzen sich fort und führen zu einem falschen Gesamtergebnis.

Nr. 1.1

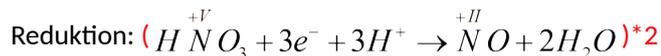
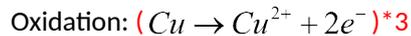


Nr. 1.2



Nr. 1.3

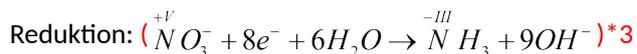
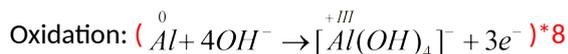
Redox1



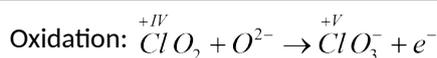
Zusammenfassung: Redox1 + Redox 2 aufaddieren. Danach Kürzen:

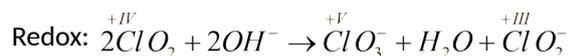
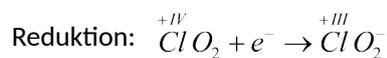


Nr. 1.4a

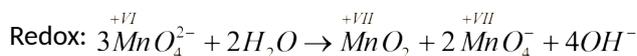
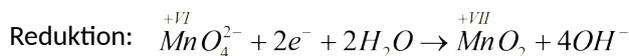
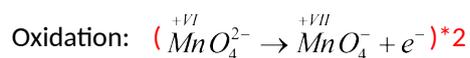


Nr. 1.4b)

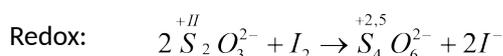
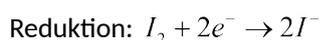
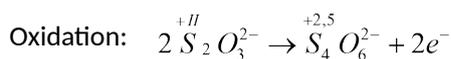




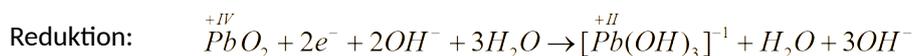
Nr. 1.4c



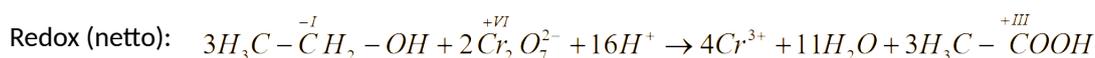
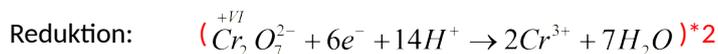
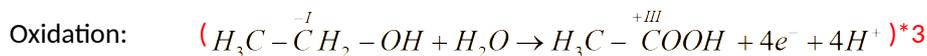
Nr. 1.4d)



Nr. 1.4e



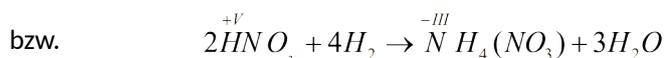
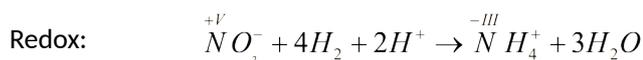
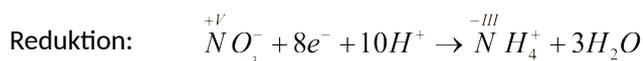
Nr. 1.5



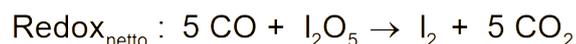
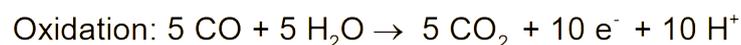
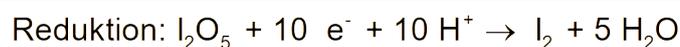
Nr. 1.6

kann man durch Kombinieren auch direkt aufstellen: $4 H_2 + HNO_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+ + 3 H_2O$

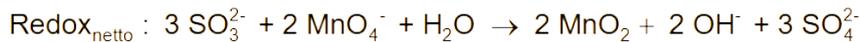
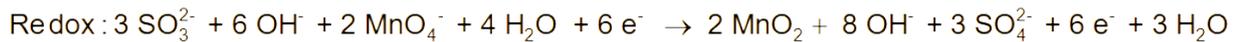
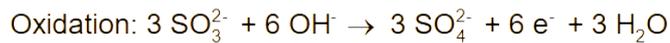
ausführlich:



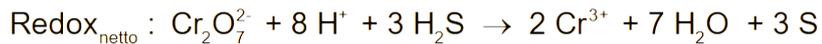
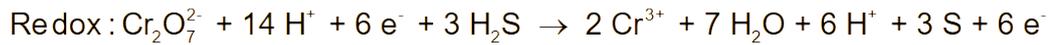
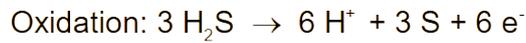
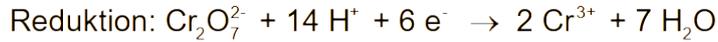
Nr. 1.7



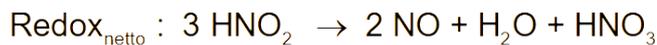
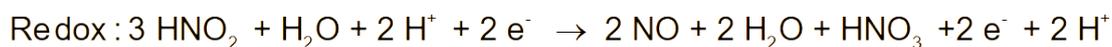
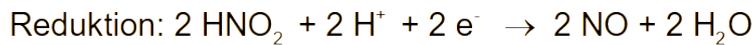
Nr. 2.1



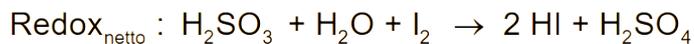
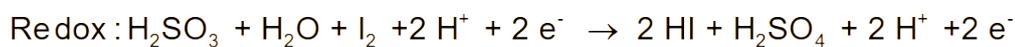
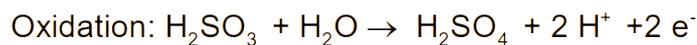
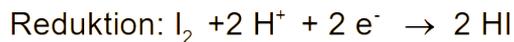
Nr. 2.2



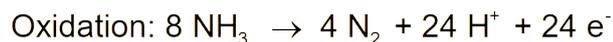
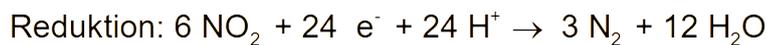
Nr. 2.3



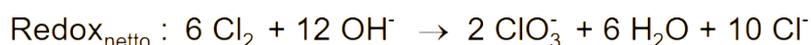
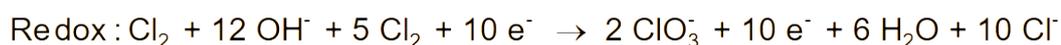
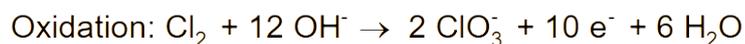
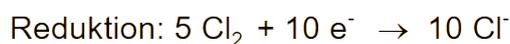
Nr. 2.4



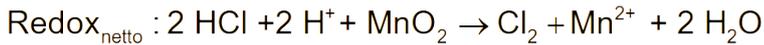
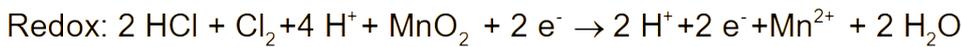
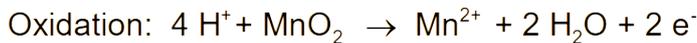
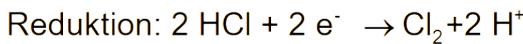
Nr. 2.5



Nr. 2.6

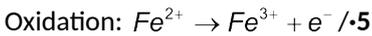
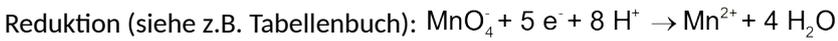


Nr. 2.7



3.1.

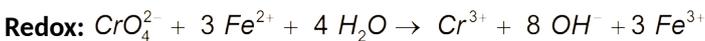
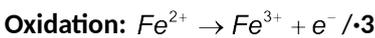
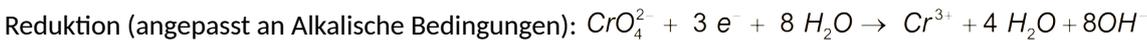
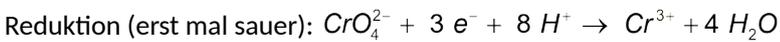
Da nichts weiter in der Aufgabe steht kann man von sauren Reaktionsbedingungen ausgehen. Hierbei wird MnO_4^- zu Mn^{2+} reduziert. (im neutralen bis alkalischen: Reduktion erfolgt in der Regel nur bis MnO_2)



3.2.

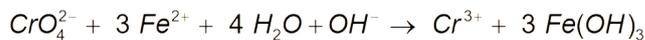
Man kann die Redoxreaktion erst mal ohne Gegenionen formulieren. Das ist oft einfacher.

Die wichtigste Oxidationsstufe von Cr ist +VI und +III. Bei der Reduktion von Cr(+VI) entsteht Cr(+III)



Zum Aufstellen der Redoxgleichung mit Gegenionen ergänzt man auf jeder Seite die notwendigen Gegenionen.

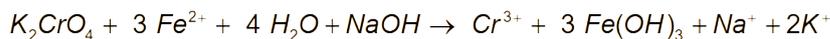
Ergänzung von einem OH^- auf beiden Seiten, um $\text{Fe}(\text{OH})_3$ schreiben zu können:



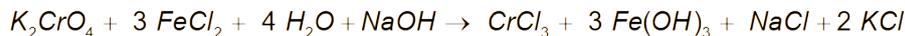
Ergänzung von Na^+ als Gegenion:



Ergänzung von K^+ als Gegenion:

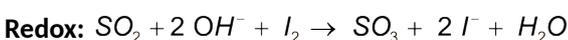
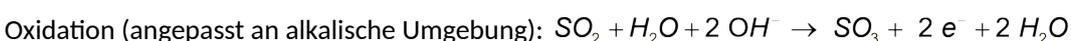
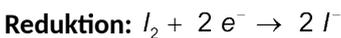


Ergänzung von Cl^- als Gegenion:



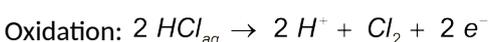
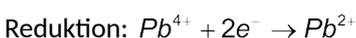
3.3.

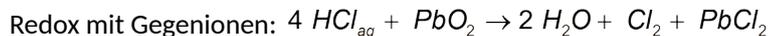
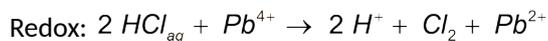
Iod wird dabei zwangsläufig zu Iodid reduziert, weil ja der Reaktionspartner oxidiert wird. :



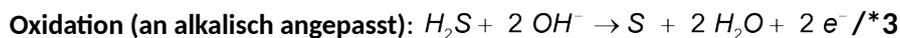
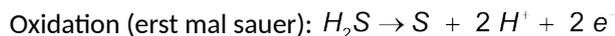
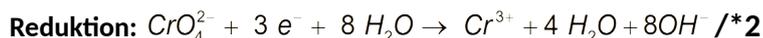
3.4.

Im sauren wird Pb^{4+} zu Pb^{2+} reduziert.





3.5

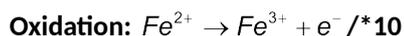


3.6

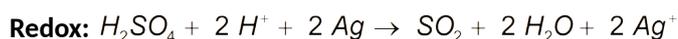
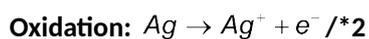
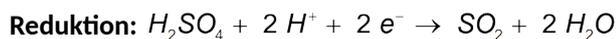
Es stellt sich hier zuerst die Frage, ob Iodsäure (I: + V) zu Iod (I: 0) oder Iodid (I: - I) reduziert wird. Beide Oxidationsstufen sind wichtig. Um dies zu entscheiden hilft ein Blick in die Normalpotentiale:



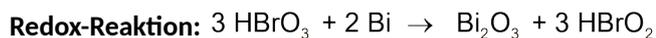
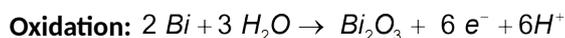
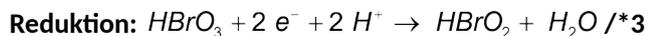
Es gilt die Regel: Eine Reaktion findet freiwillig statt, wenn das Potential der Reduktion größer ist als das Potential der Oxidation. Die Reduktion von Iod zu Iodid bei gleichzeitiger Oxidation von Fe^{2+} zu Fe^{3+} würde also nicht freiwillig (genauer: exotherm) ablaufen. Fe^{2+} kann also I_2 nicht reduzieren. Damit ist geklärt, dass Fe^{2+} HIO_3 nur zu I_2 reduzieren kann, aber nicht zu I^- .



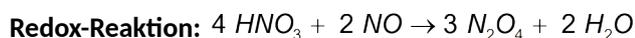
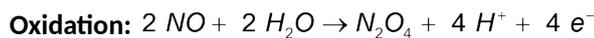
3.7



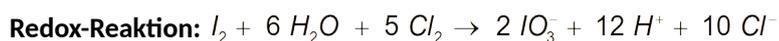
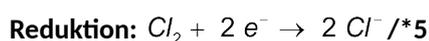
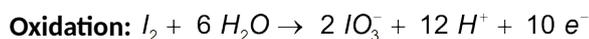
3.8



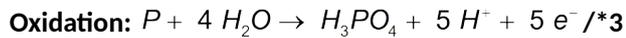
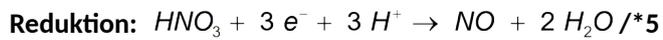
3.9



3.10



3.11



3.12

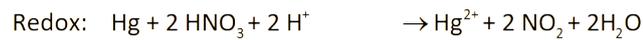
fehlt noch

3.13

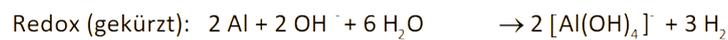
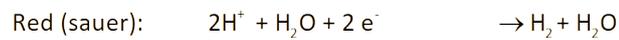
fehlt noch

3.14

a)



b)



c)

