Aufstellen von Redox-Gleichungen für Redox-Reaktionen in wässriger Lösung

Beispielaufgabe 1: In **saurer Lösung**
Kaliumpermanganat-Lösung und Wasserstoffchlorid-Lösung werden zusammengegeben. Es bilden sich Mangan(II)-Ionen und elementares Chlor.
Formuliere die Teilgleichungen von Oxidation und Reduktion sowie die Gesamtgleichung der Redoxreaktion.

1. Formuliere die **Edukte** und **Produkte** auf **Teilchenebene**.

   $K^+ + MnO_4^- + HCl \rightarrow K^+ + Mn^{2+} + Cl_2$

2. Bestimme die **Oxidationszahlen** aller Atome/Atom-Ionen.

+I		**+VII –II**		**+I –I**		**+I**	**+II**	**0**
K^+	+	MnO_4^-	+	HCl	→	K^+	Mn^{2+} +	Cl_2

3. Ermittle die **relevanten Edukte und Produkte**. → Relevante Teilchen: Wenn sich die Oxidationszahl ändert!

   Hinweis: „Zuschauer-Ionen (hier: K^+) können weggelassen werden"

+VII		**–I**		**+II**	**0**
MnO_4^-	+	**2 HCl**	→	**Mn^{2+}** +	**Cl_2**

4. Formuliere die **Redox-Paare**. Welches Teilchen wird oxidiert bzw. reduziert?

   Ox: 2 HCl → Cl_2

   Red: MnO_4^- → Mn^{2+}

5. Gleiche die **Änderung der Oxidationszahl** durch Einfügen der **Elektronen** aus.

   Ox: 2 HCl → Cl_2 + **$2e^-$**

   Red: MnO_4^- + **$5\ e^-$** → Mn^{2+}

6. **Ladungsausgleich** ggf. ungleicher Ladungsverhältnisse, in diesem Fall durch Einfügen von **Oxonium-Ionen**, da die Reaktion in saurem Milieu abläuft.

   Hinweis: Die Summen der Ladungen auf Edukt- und Produktseite müssen identisch sein!

   Ox: 2 HCl → $Cl_2 + 2e^-$ **+ $2\ H_3O^+$**

   Red: MnO_4^- + $5\ e^-$ **+ $8\ H_3O^+$** → Mn^{2+}

7. **Massenausgleich** entsprechend dem Gesetz der Erhaltung der Masse mit **Wasser-Molekülen**.

   Tipp: Orientiere dich an der Anzahl der Sauerstoffatome.

   Ox: 2 HCl **+ $2\ H_2O$** → $Cl_2 + 2e^- + 2\ H_3O^+$

   Red: MnO_4^- + $5\ e^- + 8\ H_3O^+$ → Mn^{2+} + **$12\ H_2O$**

8. **Ausgleich der Anzahl an Elektronen** in der Oxidations- bzw. Reduktionsteilgleichung.

   Ox: 2 HCl + $2\ H_2O$ → $Cl_2 + 2e^- + 2\ H_3O^+$ **/x5**

   Red: MnO_4^- + $5\ e^- + 8\ H_3O^+$ → $Mn^{2+} + 12\ H_2O$ **/x2**

9. Stelle die **Gleichung der Redoxreaktion** auf.

   Redox: 10 HCl + ~~$10\ H_2O$~~ + 2 MnO_4^- + ~~$10\ e^-$~~ + ~~16~~ H_3O^+ → 5 Cl_2 + ~~$10\ e^-$~~ + ~~$10\ H_3O^+$~~ + 2 Mn^{2+} + ~~24~~ H_2O

   Hinweis: H_20, H_3O^+ und e^- können gekürzt werden.

   Redox**: 10 HCl + 2 MnO_4^- + 6 H_3O^+ → 5 Cl_2 + 2 Mn^{2+} + 14 H_2O**

Beispielaufgabe 2: In **basischer Lösung**
Wasserstoffperoxid reagiert in Kaliumhydroxid-Lösung mit Kaliumpermanganat zu Braunstein (Mangan(IV)-oxid) und Sauerstoff.
Formuliere die Teilgleichungen von Oxidation und Reduktion sowie die Gesamtgleichung der Redoxreaktion.

1. Formuliere die **Edukte** und **Produkte** auf **Teilchenebene**.

   $\mathbf{H_2O_2 + OH^- + MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + O_2}$

2. Bestimme die **Oxidationszahlen** aller Atome/Atom-Ionen.

+I -I	**-II +I**	**+VII –II**		**+IV -II**	**0**
H_2O_2	OH^-	MnO_4^-	→	MnO_2	O_2

3. Ermittle die **relevanten Edukte und Produkte**. → Relevante Teilchen: Wenn sich die Oxidationszahl ändert!

   Hinweis: „Zuschauer-Ionen (hier: K^+) können weggelassen werden"

+I **-I**	-II +I	**+VII** –II		**+IV** -II	**0**
$H_2\mathbf{O_2}$	OH^-	**Mn**O_4^-	→	**Mn**O_2	$\mathbf{O_2}$

4. Formuliere die **Redox-Paare**. Welches Teilchen wird oxidiert bzw. reduziert?

   Ox: H_2O_2 → O_2

   Red: MnO_4^- → MnO_2

5. Gleiche die **Änderung der Oxidationszahl** durch Einfügen der **Elektronen** aus.

   Ox: H_2O_2 → O_2 **+ 2 e⁻**

   Red: MnO_4^- **+ 3 e⁻** → MnO_2

6. **Ladungsausgleich** ggf. ungleicher Ladungsverhältnisse, in diesem Fall durch Einfügen von **Hydroxid-Ionen**, da die Reaktion in basischem Milieu abläuft.

   Hinweis: Die Summen der Ladungen auf Edukt- und Produktseite müssen identisch sein!

   Ox: H_2O_2 **+ 2 OH^-** → $O_2 + 2e^-$

   Red: $MnO_4^- + 3e^-$ → MnO_2 **+ 4 OH^-**

7. **Massenausgleich** entsprechend dem Gesetz der Erhaltung der Masse mit **Wasser-Molekülen**.

   Tipp: Orientiere dich an der Anzahl der Sauerstoffatome.

   Ox: $H_2O_2 + 2\ OH^-$ → $O_2 + 2\ e^-$ **+ 2 H_2O**

   Red: $MnO_4^- + 3\ e^-$ **+ 2 H_2O** → $MnO_2 + 4\ OH^-$

8. **Ausgleich der Anzahl an Elektronen** in der Oxidations- bzw. Reduktionsteilgleichung.

   Ox: $H_2O_2 + 2\ OH^-$ → $O_2 + 2\ e^- + 2\ H_2O$ **/x3**

   Red: $MnO_4^- + 3\ e^- + 2\ H_2O$ → $MnO_2 + 4\ OH^-$ **/x2**

9. Stelle die **Gleichung der Redoxreaktion** auf.

   Redox: $3\ H_2O_2 + \cancel{6\ OH^-} + 2\ MnO_4^- + \cancel{6\ e^-} + \cancel{4\ H_2O} \rightarrow 3\ O_2 + \cancel{6\ e^-} + \cancel{6}\ H_2O + 2\ MnO_2 + \cancel{8}\ OH^-$

   Hinweis: H_20, OH^- und e^- können gekürzt werden.

   Redox: $\mathbf{3\ H_2O_2 + 2\ MnO_4^- \rightarrow 3\ O_2 + 2\ H_2O + 2\ MnO_2 + 2\ OH^-}$