

# Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe (plus +) NTG

## Säure-Base-Reaktionen - Protolysen

**Brönsted-Säure:** Protonendonator (Voraussetzung: polare H-X-Bindung)

**Brönsted-Base:** Protonenakzeptor (Voraussetzung: freies Elektronenpaar)

**Protolyse:** Protonenübergang

**Ampholyt:** Stoff, der sowohl Protonen abgeben (= Säure) als auch Protonen aufnehmen kann (= Base)

**Korrespondierendes Säure-Base-Paar:** Eine Säure und die aus ihr entstehende Base

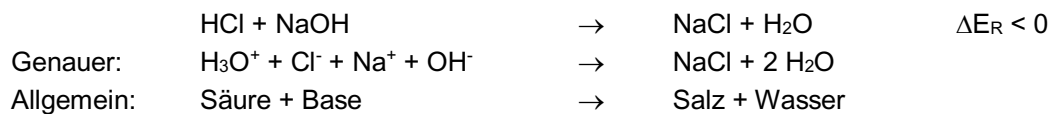
**Indikator:** farbige Säure, deren korrespondierende Base eine andere Farbe hat.

**Oxoniumionen:** entstehen bei der Reaktion einer Säure mit Wasser: z.B.  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$   
sind für die Färbung des Indikators „ins Saure“ verantwortlich

**Hydroxidionen:** entstehen bei der Reaktion einer Base mit Wasser: z.B.  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$   
sind für die Färbung des Indikators „ins Basische“ / „ins Alkalische“ verantwortlich

**pH-Wert:** 1-6: sauer                      7: neutral                      8-14: basisch / alkalisch

**Neutralisation:** Bei einer Neutralisation findet ein Protonenübergang von einem Oxoniumion auf ein Hydroxidion unter Bildung von Wassermolekülen statt. Es wird Neutralisationsenergie frei.



**Säure-Base-Titration:** Ermittlung der Stoffmenge / Konzentration einer Säure (Base) (= Analysenlösung) durch Neutralisation mit einer Base (Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung). Der Punkt, an dem die Neutralisation vollständig abgelaufen ist, heißt **Äquivalenzpunkt**. Er wird durch den Umschlag der Indikatorfarbe angezeigt.

## Redoxreaktionen

**Oxidation:** Elektronenabgabe

**Reduktion:** Elektronenaufnahme

**Oxidationsmittel:** Stoff, der einen anderen oxidiert. Er wird dabei selbst reduziert.

**Reduktionsmittel:** Stoff, der einen anderen reduziert. Er wird selbst oxidiert.

**Redoxreaktion:** Elektronenübergang

# Fachkompetenzen

- Formulieren von Säure-Base-Reaktionen
- Bestimmung der Oxidationszahlen

**Hierbei sind folgende Regeln zu beachten:**

1. Elemente in atomarer oder molekularer Form besitzen stets die Oxidationszahl 0.
2. Bei Atomionen entspricht die Oxidationszahl der Ladung.
3. Für Verbände aus verschiedenen Atomen gilt mit absteigender Priorität:
  - a) Alle Metall-Atomionen erhalten stets positive Oxidationszahlen.  
Das Fluoratom besitzt in seinen Verbindungen immer die Oxidationszahl -I.
  - b) Das Wasserstoffatom hat in seinen Verbindungen die Oxidationszahl +I.
  - c) Das Sauerstoffatom besitzt die Oxidationszahl -II.
  - d) Die Halogenatome Chlor, Brom und Iod bekommen die Oxidationszahl -I.
4. Die Oxidationszahlen werden so festgelegt,  
dass bei Molekülionen ihre Summe der Ladungszahl des Ions entspricht,  
und dass bei Molekülen ihre Summe Null wird (Berücksichtigung der Indizes!).

- Aufstellen einer Redoxgleichung im Sauren und im Alkalischen

**Schema zum Aufstellen von Redoxreaktionen**

1. Anschreiben der Edukte und Produkte und Ermittlung der **Oxidationszahlen** der an der Redoxreaktion beteiligten Verbindungen.
2. Oxidations- und Reduktionsvorgang suchen und getrennt behandeln.
3. Ermittlung der **Elektronenübergänge**:  
Die Anzahl der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen muss in die entsprechende Gleichung eingetragen werden (Teilchenzahl beachten!).  
⇒ Auf beiden Seiten der Gleichung entstehen unterschiedliche Ladungen!
4. Durchführung des **Ladungsausgleichs**:  
Auf jeder Seite der Gleichung muss die gleiche Art und Anzahl an Ladungen auftreten. Der Ausgleich erfolgt **in saurer Lösung mit Oxoniumionen** und in **alkalischer Lösung mit Hydroxidionen**.  
⇒ Die Anzahl der Atome auf beiden Seiten der Gleichung ist ungleich!
5. Durchführung des **Massenausgleichs**:  
Die auf jeder Seite der Gleichung für den Ladungsausgleich hinzugefügten Teilchen müssen auf der anderen Seite durch neutrale Teilchen (**Wasser**) ausgeglichen werden.
6. Überprüfung der Richtigkeit der Gleichung:  
Auf beiden Seiten der Gleichung müssen nun die gleiche Anzahl an Ladung und Atomen stehen.
7. Oxidations- und Reduktionsvorgang werden nun mit dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen multipliziert, dass bei beiden Vorgängen die Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen gleich ist.
8. Aufstellen der Redoxgleichung:  
Addition von Oxidations- und Reduktionsvorgang.

## Methodenkompetenzen (Profilbereich)

- Durchführung und Auswertung einer Säure-Base-Titration