

Chemische Sachverhalte ethisch bewerten

Grundlegend gilt bei der Diskussion von ethischen Fragestellungen immer die Stichhaltigkeit der eigenen Argumente zu untermauern.

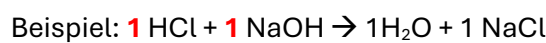
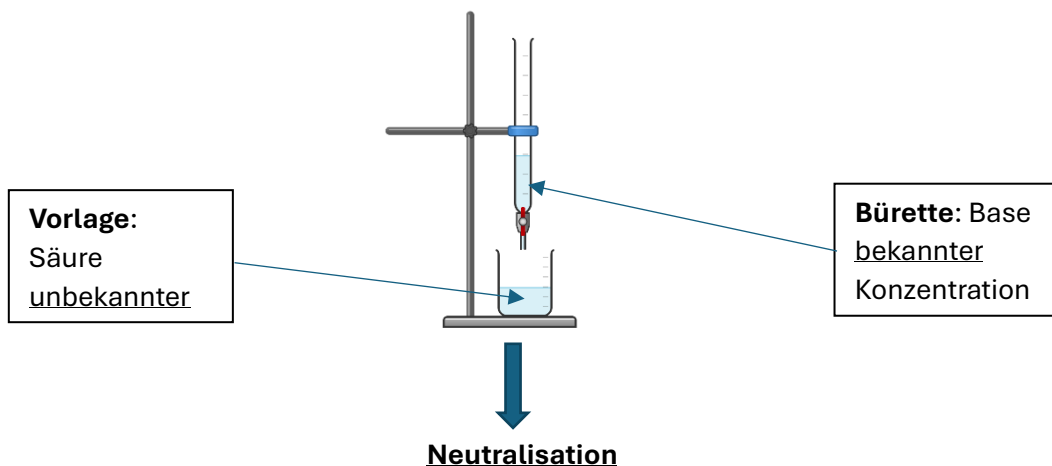
Dabei muss zwingend das überprüfbare und wissenschaftliche anerkannte Fachwissen mit den eigenen Werten konform gehen. Übersetzt bedeutet es, dass man sich schwer tut ethisch richtig zu argumentieren, wenn es nicht eigenen Meinung darstellt, dennoch die wissenschaftliche Ebene richtig widerspiegelt.

Wie geht man vor?

- Zuallererst sollte man eine **neutrale beschreibende Aussage** formulieren, die sich rein auf fachwissenschaftliche Fakten bezieht. Es wäre zudem vorteilhaft, wenn diese auch Fakten benennt (Daten, Publikationen, etc.)
- Ergänze diese Aussage mit **deiner Bewertung**, die einem dir wichtigen Aspekt und deiner eigenen Meinung entspricht.
„Werte“ könnten beispielsweise folgende sein: Sicherheit, Eigentum, Wohl der Bevölkerung, Gesundheit, Ehrlichkeit, Respekt, Nachhaltigkeit, Gerechtigkeit, ...
- **Fasse den beschreibenden und den bewertenden Aspekt** in einem Resümee zusammen.

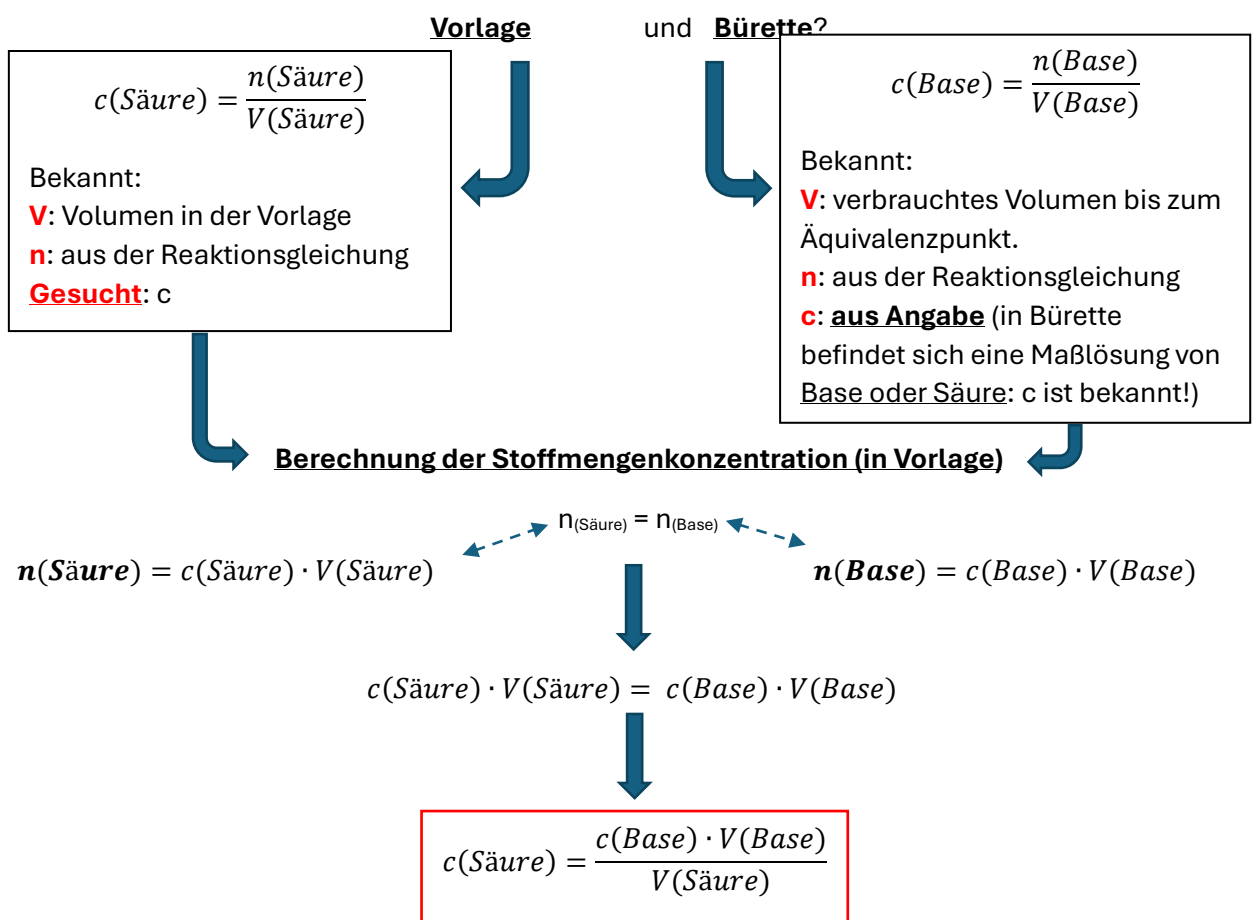
Die Verwendung von Unkrautvernichtungsmitteln, insbesondere chemischer Herbizide wie Glyphosat, bieten Landwirten eine effiziente Möglichkeit, Unkraut zu bekämpfen und Ernteerträge zu sichern. Dies konnte durch Mustermann et. al (2007) gezeigt werden. Andererseits gibt es erhebliche Bedenken hinsichtlich der Auswirkungen auf die Umwelt und die menschliche Gesundheit. Zahlreiche Studien (z.B. Musterfrau et. al, 2009) untersuchen mögliche gesundheitliche Risiken durch den Kontakt mit bestimmten Herbiziden, wie Glyphosat. Und obwohl einige Studien keine direkten gesundheitlichen Gefahren nachweisen konnten, bleibt die Unsicherheit diesbezüglich bestehen. Obwohl der Einsatz von Glyphosat wirtschaftliche Vorteile bietet, sollte aus bisher gesundheitlicher Betrachtungsweise, aufgrund bisher ungeklärter kausaler Zusammenhänge, auf den Einsatz verzichtet werden.

Titrationen berechnen



Fragen: 1. Wann ist diese Lösung absolut neutral? Antwort: wenn $1 \text{ n}_{\text{Säure}} = 1 \text{ n}_{\text{Base}}$ reagiert haben.

2. Welche mathematischen Größen finden sich für die Konzentrationen in



Wichtig ist immer zu beachten:

1. Erst die Reaktionsgleichung aufstellen.
2. Aus der Reaktionsgleichung die Stoffmengen (n) der Säuren und Basen zu identifizieren
3. Stoffmengen im Verhältnis $n_{(\text{Säure})} = n_{(\text{Base})}$ zu berücksichtigen.
4. Für die Berechnung: immer alle Volumina in Liter umrechnen, damit man am Ende auf ein Ergebnis in mol/L kommt.

Oxidationszahlen ermitteln und anwenden

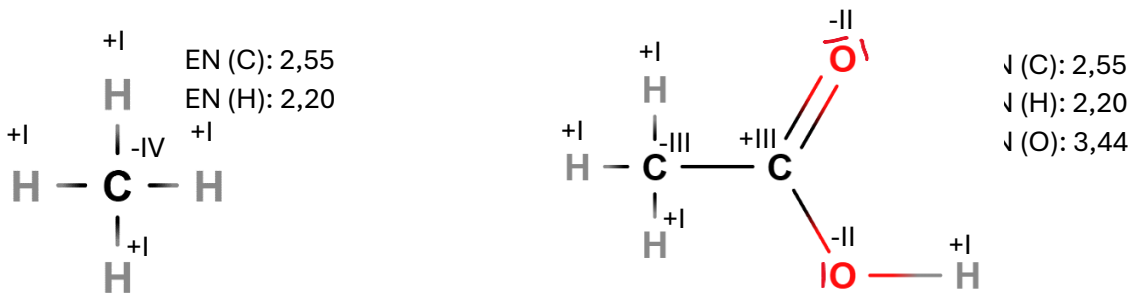
Die Oxidationszahl ist ein Maß für die Ladung, die ein Atom in einer Verbindung formal hat. Sie kann helfen, Redoxreaktionen zu erkennen und auszugleichen. Es gibt zwei Methoden, um die Oxidationszahlen zu bestimmen: mit Hilfe der Valenzstrichformel oder mit Regeln.

1. Mit der **Valenzstrichformel** kann man die Oxidationszahlen folgendermaßen ermitteln:

- Zeichne die Valenzstrichformel der Verbindung, wobei jedes freie Elektronenpaar als Strich dargestellt wird.
- Zähle die Anzahl der Valenzelektronen, die jedes Atom in seinem Grundzustand hat.
- Zähle die Anzahl der Valenzelektronen, die jedes Atom in der Verbindung hat. Dabei werden die geteilten Elektronenpaare jeweils zur Hälfte zugerechnet.
- Die Differenz zwischen den Valenzelektronen im Grundzustand und in der Verbindung ist die Oxidationszahl.
 - Wenn die Zahl positiv ist, bedeutet das, dass das Atom Elektronen abgegeben hat.
 - Wenn die Zahl negativ ist, bedeutet das, dass das Atom Elektronen aufgenommen hat.

Woher weiß ich, wer Elektronen aufgenommen und abgegeben hat?

→ Die Elektronegativität gibt Aufschluss darüber wer theoretisch Elektronen abgibt und aufnimmt (Je höher die Elektronegativität, desto eher werden Elektronen aufgenommen.)



2. Mit **Regeln** kann man die Oxidationszahlen folgendermaßen ermitteln:

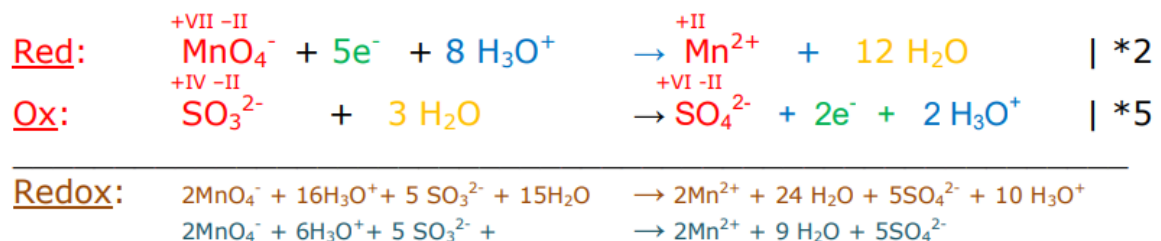
- Die Oxidationszahl eines Elements in seinem elementaren Zustand ist immer null: H₂, O₂, Na 0 0 0
- Die Oxidationszahl eines einfach geladenen Ions entspricht seiner Ladung: Mn²⁺, Al³⁺, Cl⁻ +II +III -I
- Metallatome haben in Verbindungen eine positive Oxidationszahl: MgO +II -II
- Halogenatome (F, Cl, Br, I) besitzen in Verbindungen die Oxidationszahl -I: AlCl₃ +III -I
- Wasserstoffatome besitzen in Verbindungen die Oxidationszahl +I: CH₄ -IV +I
Ausnahme: Metallhydride (z.B. LiH) → hier besitzt Wasserstoff die Oxidationszahl -I
- Sauerstoffatome besitzen in Verbindungen die Oxidationszahl -II: H₂O +I -II
Ausnahme: Peroxide (z.B. H₂O₂) → hier besitzt Sauerstoff die Oxidationszahl -I
- Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einer neutralen Verbindung ist null.
- Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einem mehrfach geladenen Ion entspricht seiner Gesamtladung:



- In Verbindungen mit mehreren Elementen gilt die folgende Rangfolge der Oxidationszahlen: F > O > H > Halogene > Stickstoff > Kohlenstoff > andere Elemente. Das heißt, Fluor hat immer die höchste negative Oxidationszahl, und andere Elemente haben eine niedrigere negative oder positive Oxidationszahl. Diese Regel kann angewendet werden, wenn keine anderen Regeln greifen.

Teil- und Gesamtgleichung von Redoxreaktionen aufstellen (im sauren/basischen/neutralen Milieu)

1. Edukte und Produkte der Teilgleichungen mit Oxidationszahlen notieren (Erhöhung der OZ: Oxidation; Erniedrigung der OZ: Reduktion)
2. Oxidationszahlen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit e^-
3. Ladungen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit H_3O^+ (saurer Milieu) oder OH^- (basisches Milieu)
4. Anzahl an Sauerstoff- und Wasserstoffatomen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit „ H_2O “
5. Elektronenzahl der beiden Teilgleichungen mit geeigneten Faktoren ausgleichen
6. Gesamtgleichung notieren
7. Gegebenenfalls gekürzte Gesamtgleichung formulieren



Grundlegend:

- Im sauren Milieu wird mit Oxoniumionen (H_3O^+) ausgeglichen
- Im neutralen bis leicht/stark basischen Milieu wird mit Hydroxidionen (OH^-) ausgeglichen.
- Was bei einer normalen Reaktionsgleichung gilt, gilt auch für die Teil- und Gesamtgleichung: Dalton („Alles, was auf der Eduktseite steht, muss auf der Produktseite ebenfalls erscheinen.“ → Stöchiometrie)

Aldehyde nachweisen

Silberspiegelprobe (=Tollensprobe):

1. Herstellung der Tollensreagenz: Zu einer Silbernitratlösung (AgNO_3) wird so lange konzentrierte Ammoniaklösung hinzugegeben, bis der anfangs entstehende braune Niederschlag in eine klare Lösung übergeht. Diese klare Lösung wird als Silberdiamminkomplex ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$) bezeichnet.
2. Zugabe der zu untersuchenden Substanz.
3. Erwärmung der Lösung: Reagenzglas mit der Lösung in Wasserbad bei Temperaturen $> 70^\circ\text{C}$, oder über dem Bunsenbrenner erwärmen.
4. Beobachtung der Reaktion: Wenn sich Aldehydgruppen ($-\text{CHO}$) in der Substanz befinden, wird nach einigen Minuten elementares Silber (Ag) ausgefällt. Dies erkennen Sie an einem silbernen, spiegelnden Niederschlag im Reagenzglas. Die Lösung im Inneren hat sich dann schwarz verfärbt.

Wichtig zu beachten: Tollensreagenz immer frisch herstellen, da sich nach längerem Stehen das explosive Silbernitrid (Ag_3N) bilden würde.

Fehling-Probe:

1. Herstellung einer Fehling-Lösung: Die Fehling-Lösung besteht aus zwei Teilen, Fehling I und Fehling II.
 - a. Fehling I ist eine verdünnte Kupfersulfatlösung (CuSO_4), die hellblau ist.
 - b. Fehling II ist eine alkalische Lösung des Salzes Natriumkaliumtartrat ($\text{C}_4\text{H}_4\text{KNaO}_6$) mit Natriumhydroxid (NaOH)
 - c. Mischen Sie Fehling I und Fehling II in gleichem Volumen zusammen. Die resultierende Lösung hat eine charakteristische dunkelblaue Farbe.
2. Zugabe der zu untersuchenden Substanz
3. Erwärmung der Lösung in einem Wasserbad.
4. Beobachtung: Wenn sich Aldehydgruppen ($-\text{CHO}$) in der Substanz befinden, wird nach einigen Minuten Kupfer(I)-oxid (Cu_2O) ausgefällt. Dies erkennt man an einem rotbraunen Niederschlag im Reagenzglas.

Schiff'sche Probe:

1. Herstellung von Schiffs Reagenz: 0,025 g Fuchsin werden in einen 50 mL Erlenmeyerkolben eingewogen und in 25 mL dest. Wasser unter vorsichtigem Erwärmen auf dem Magnetrührer (40°C) gelöst. Ein eventuell unlöslicher Rückstand wird durch Filtration entfernt. Zu der Fuchsinlösung werden 0,25 g wasserfreies Natriumsulfit hinzugefügt und mit 0,25 mL konz. Salzsäure angesäuert. Nach 30 min Standzeit wird die verbleibende Gelbfärbung mit etwas Aktivkohle entfernt und filtriert. Das so erhaltene Filtrat ist einsatzbereit und luft- bzw. lichtgeschützt lagerstabil.
2. Zugabe der zu untersuchenden Substanz im Verhältnis 1:2.
3. Beobachtung der Reaktion (Violett-färbung).

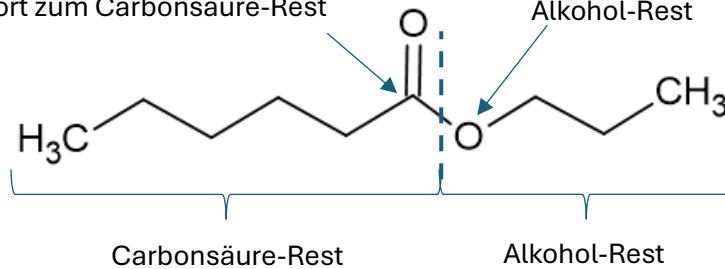
Carbonsäureester-Moleküle benennen

Grundlegender Aufbau:

- Carbonsäure Molekül bzw. Carbonsäure-Rest
- Alkohol-Molekül bzw. Alkohol-Rest

Carbonyl-Kohlenstoffatom gehört zum Carbonsäure-Rest

Sauerstoffatom gehört zum Alkohol-Rest



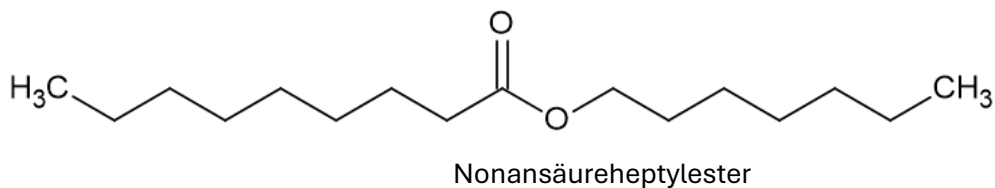
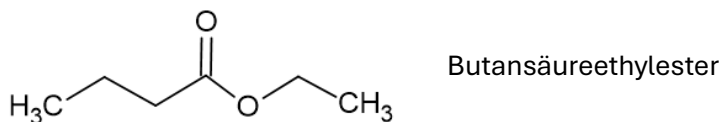
Vorgehensweise zur Benennung:

- Benenne die einzelnen Bestandteile je nach Länge der Kohlenstoffkette
 - Carbonsäure-Rest: den entsprechenden Namen der Carbonsäure verwenden (hier: **Hexansäure**)
 - Alkohol-Rest: den entsprechenden Namen der **Alkyl**-Gruppe (hier: **propyl**)
- Setze den Namen folgendermaßen zusammen:

Carbonsäure-Rest + Alkohol-Rest (als Alkyl) + Endung „**ester**“:

→ **Hexansäurepropylester**

Weitere Beispiele:



Anmerkung:

Benennung der Alkylgruppen entsprechend der homologen Reihe der Alkane als „-yl“:

- Methyl → -CH₃
- Ethyl → -C₂H₅
- Propyl → -C₃H₇
-

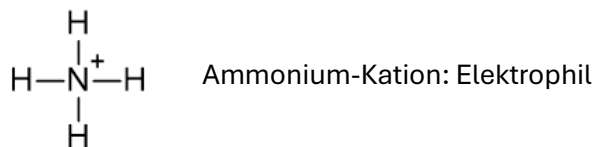
Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen vom Bau der Teilchen ableiten

Begrifflichkeit:

- Nukleophil → „kernliebend“ → Teilchen muss (partial) negativ geladen sein.
- Elektrophil → „elektronenliebend“ → Teilchen muss (partial) positiv geladen sein.

Teil 1: Elektrophile und Nukleophile Teilchen erkennen

1. Notiere die Valenzstrichformel des entsprechenden Teilchens mit Ladungen
 - Einfache Ionen mit positiver Ladung sind Elektrophile, da sie Elektronen in einer entstehenden Bindung „aufnehmen“ können. Beispiel: H^+
 - Einfache Ionen mit negativer Ladung sind Nukleophile, da sie Elektronen in einer Bindung „abgeben“ können: Cl^-
2. Anhand einer Strukturformel kann bestimmt werden, ob ein Molekül-Ion ein Nukleophil oder Elektrophil ist.



3. Liegt ein Molekül vor, das keine explizite Ladung aufweist, aber einen Dipol (= polare Elektronenpaarbindung) besitzt, dann ist der partial positive Teil **elektrophil** und der partial negative Anteil das **nukleophil**.

Teil 2: Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen aufstellen (Beispiele)

Die Pfeile markieren Vorgänge. Hierbei ist die Regel, dass diese immer vom Ort höherer Elektronendichte zum Ort niedriger Elektronendichte gezeichnet werden.



Das Nukleophil (Br^-) greift den partiell positiven Teil des Moleküls an und bildet eine Bindung aus. Die Elektronen der Carbonylbindung werden zum elektronegativeren Sauerstoff verlagert.



Das Elektrophil (Oxoniumion) wird durch ein nichtbindendes Elektronenpaar des Carbonylsauerstoffatoms angegriffen. Dabei wird ein Wasserstoffatom des Elektrophils auf das Nukleophil übertragen.