

Diagnosebögen mit Förder- und Hilfsangeboten

1. BESCHREIBUNG DER DIAGNOSETECHNIK

Schülerinnen und Schüler sollen ihre Verantwortung für den eigenen Lernprozess erkennen und wahrnehmen. Sie erhalten mit den Fragebögen die Möglichkeit, den Stand ihres persönlichen Kompetenzerwerbs einzuschätzen und anhand von bereitgestellten Aufgaben zu ermitteln.

Kompetenzen	sicher	zieml. sicher	un-sicher	sehr un-sicher
Ich kann eine Reaktionsgleichung für eine chemische Reaktion (hier vollständige Verbrennung) mit Summenformeln aufstellen.				
Ich kann eine Reaktionsgleichung ausgleichen.				
Ich kann, wenn die Summenformel gegeben ist, die molare Masse einer Verbindung berechnen.				
Ich kann aus der molaren Masse einer Verbindung und der Masse einer Stoffportion die entsprechende Stoffmenge berechnen.				
Ich kenne Zahlenwert und Einheit des molaren Volumens von Gasen bei Raumtemperatur.				
Ich kann mit Hilfe des molaren Volumens die Stoffmenge eines Gasvolumens berechnen.				
Ich kann mit Hilfe der Dichte und der Masse einer Stoffportion deren Volumen berechnen.				

2. GESTUFTE HILFEN UND FÖRDERMAßNAHMEN

Ausgearbeitete Beispiele finden Sie in Kapitel 3, Kopiervorlagen im Anhang

Das Schließen der entdeckten Lücken sollte der Lerner möglichst ebenfalls selbstständig vornehmen. Verschiedene Maßnahmen, die der Lehrer vorbereitet hat, kann der Schüler beim Bearbeiten der Aufgabe nach seinem persönlichen Bedarf in Anspruch nehmen. Sicherheit beim selbstständigen Arbeiten geben beispielsweise

- Hilfekärtchen des Lehrers
- Zusammenarbeit mit einem Mitschüler nach Wahl
- Vergleiche mit den Lösungsvorschlägen, die er nach Anfertigen einer Lösung beim Lehrer erhält.

Zum Schluss sollte der Selbsteinschätzungsbogen noch einmal durchgegangen werden. Kreuzt man nun mit einer anderen Farbe die Kästchen an, wird der (hoffentlich) eingetretene Kompetenzzuwachs sichtbar. So übernimmt jeder Schüler individuell Verantwortung für seinen Kompetenzzuwachs.

3. EINSATZMÖGLICHKEITEN

Die Erstellung der Informationen und Aufgaben, sowie der Kontrolle der angefertigten Lösungen erfordern einen größeren Zeitaufwand. Diese Maßnahme ist daher im Normalfall nur für zentrale Schlüsselstellen des Unterrichts, also in der Regel nach Abschluss einer Unterrichtseinheit, einsetzbar.

4. ZEITBEDARF

Mehr als eine Unterrichtsstunde. Da die Schüler selbstständig oder mit einem Partner arbeiten, ist der Einsatz auch als Hausaufgabe möglich. Während der Unterrichtszeit hat die Lehrkraft die Gelegenheit, Schüler gezielt zu beobachten oder individuell Hilfestellungen zu geben.

SÄUREN UND BASEN – WAS KANNST DU (SCHON)?

Bogen zur Selbsteinschätzung der Schülerinnen und Schüler

- Mache Dir zunächst alleine Gedanken über Deine Fähigkeiten und kreuze an.
- Tausche Dich im Folgenden mit Deinem Nachbar aus, um etwaige Defizite auszugleichen. Weitergehend kannst Du auch das Heft, das Buch, andere Mitschüler oder den Lehrer befragen.
- Löse die untenstehenden Aufgaben.
- Überprüfe erneut Deine Fähigkeiten und kreuze mit einer anderen Farbe an.

Kompetenz des Schülers / der Schülerin	sicher	zieml. sicher	unsicher	sehr unsicher
Ich kenne die Definitionen von Säure und Base nach Brönsted.				
Ich kann die Definitionen von Säure und Base nach Brönsted anwenden.				
Ich erkenne anhand der Reaktionsgleichung eine Säure-Base-Reaktion.				
Ich kann in einer Reaktionsgleichung den reagierenden Teilchen die Begriffe Säure und Base zuordnen.				
Ich weiß, welche Teilchen für die sauren bzw. alkalischen Eigenschaften einer Lösung verantwortlich sind.				
Ich erkenne anhand einer Reaktionsgleichung, ob eine alkalische oder saure Lösung entsteht.				
Ich verstehe, warum die elektrische Leitfähigkeit bei der Reaktion von Ammoniak mit Wasser zunimmt.				
Ich weiß, was man unter einer Neutralisation versteht.				
Ich kann die Reaktionsgleichung für die Neutralisationsreaktion aufschreiben.				
Ich kann eine Gleichung für die Berechnung der Stoffmengenkonzentration angeben.				
Ich weiß, was man unter einer Titration versteht.				
Ich kann eine Titration auswerten.				

Aufgaben zum Thema „Säuren und Basen“:

1. Gib die Definition einer Säure bzw. Base nach Brønsted an.
2. Notiere die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Ammoniak mit Chlorwasserstoff. Ordne den Teilchen die Begriffe Säure und Base zu.
3. Bei welchen Reaktionen handelt es sich um Säure-Base-Reaktionen? Gib gegebenenfalls an, welche Teilchen als Säure, welche als Base reagieren.
 - a) $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HBr} \longrightarrow \text{CaBr}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $3 \text{FeS} + 2 \text{Al} \longrightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + 3 \text{Fe}$
 - d) $\text{FeS} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
 - e) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
4. Löst man Chlorwasserstoff-Gas in Wasser, so entsteht eine saure Lösung. Löst man Ammoniak-Gas in Wasser entsteht eine alkalische Lösung.
 - a) Schreibe für die beiden ablaufenden Vorgänge jeweils eine Reaktionsgleichung und erkläre anhand dieser die Bildung einer sauren bzw. alkalischen Lösung.
 - b) Erkläre, weshalb bei beiden Vorgängen die elektrische Leitfähigkeit der Lösungen zunimmt.
5. Gib ein Beispiel für eine Neutralisationsreaktion an und schreibe für den Neutralisationsvorgang eine Reaktionsgleichung.
6. Beschreibe mit eigenen Worten, was man unter der Stoffmengenkonzentration versteht.
7. Skizziere einen beschrifteten Versuchsaufbau für eine Säure-Base-Titration.
8. Bei der Titration von 5 mL einer unbekannt alkalischen Lösung mit Salzsäure der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ werden bis zum Neutralpunkt 18,4 mL Salzsäure verbraucht.
 - a) Berechne die Konzentration der verwendeten alkalischen Lösung.
 - b) Gib an, auf welche Teilchen sich die gemachte Konzentrationsangabe bezieht.

Lösungen der Aufgaben zum Thema „Säuren und Basen“:

1. Säure: Protonendonator, Base: Protonenakzeptor
2. $\text{NH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
Base Säure Säure Base
3. a) Säure: HBr; Base: OH^- b) Säure: OH^- ; Base: OH^-
d) Säure: HCl; Base: S^{2-} e) Säure: NH_4^+ ; Base: OH^-
4. a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$; es entstehen Oxonium-Ionen, die für die sauren Eigenschaften der Lösung verantwortlich sind.
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; es entstehen Hydroxid-Ionen, die für die alkalischen Eigenschaften der Lösung verantwortlich sind.
a) Bei den Reaktionen nimmt die Anzahl der Ionen in der Lösung zu, damit steigt auch die elektrische Leitfähigkeit der Lösung an.
5. z.B. Natronlauge reagiert mit Salzsäure: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
6. Die in einem bestimmten Volumen der Lösung enthaltene Stoffmenge eines Stoffes ergibt dessen Stoffmengenkonzentration c; z.B. 1 mol in 1 L Lösung ergibt die Stoffmengenkonzentration von $c = 1 \text{ mol/L}$
7. Bürette mit Maßlösung, Vorlage, Indikator, Rührer
8. $c(\text{OH}^-) = 0,37 \text{ mol/l}$; OH^- -Ionenkonzentration

✂

Lösungen der Aufgaben zum Thema „Säuren und Basen“:

1. Säure: Protonendonator, Base: Protonenakzeptor
2. $\text{NH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
Base Säure Säure Base
3. a) Säure: HBr; Base: OH^- b) Säure: OH^- ; Base: OH^-
d) Säure: HCl; Base: S^{2-} e) Säure: NH_4^+ ; Base: OH^-
4. a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$; es entstehen Oxonium-Ionen, die für die sauren Eigenschaften der Lösung verantwortlich sind.
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; es entstehen Hydroxid-Ionen, die für die alkalischen Eigenschaften der Lösung verantwortlich sind.
b) Bei den Reaktionen nimmt die Anzahl der Ionen in der Lösung zu, damit steigt auch die elektrische Leitfähigkeit der Lösung an.
5. z.B. Natronlauge reagiert mit Salzsäure: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
6. Die in einem bestimmten Volumen der Lösung enthaltene Stoffmenge eines Stoffes ergibt dessen Stoffmengenkonzentration c; z.B. 1 mol in 1 L Lösung ergibt die Stoffmengenkonzentration von $c = 1 \text{ mol/L}$
7. Bürette mit Maßlösung, Vorlage, Indikator, Rührer
8. $c(\text{OH}^-) = 0,37 \text{ mol/l}$; OH^- -Ionenkonzentration