

Name:

Datum:

## Was haben die Farben des Indikators mit dem pH-Wert zu tun?

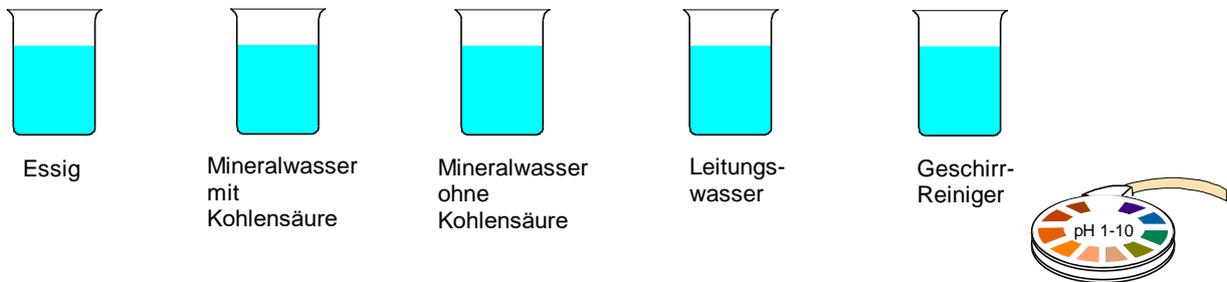
### 1. Erstellen einer pH-Wert-Farbskala mit pH-Papier (Variante A)

#### Geräte

5 Schnappdeckelgläser, weiße Unterlage, wasserfester Stift, Buntstifte in den Farben rot, orange, gelb, dunkelgrün und blau, Pinzette

#### Materialien

Indikatorlösung (Mc Crumb: 20 mg Methylrot, 40 mg Bromthymolblau, 40 mg Thymolblau, 20 mg Phenolphthalein in 100 mL Ethanol), Haushaltsessig (5 %ig), Mineralwasser mit Kohlensäure, Mineralwasser still, Leitungswasser (vor dem Abfüllen den Wasserhahn ein wenig laufen lassen), Geschirr-Reiniger (2,5 g/L in Leitungswasser gelöst), 5 pH-Papierstreifen + Farbskala



### Durchführung

1. Stelle die Schnappdeckelgläschen vor die bereitgestellten Flüssigkeiten (Essig, Mineralwasser, ...) auf die weiße Unterlage und beschrifte sie mit dem wasserfesten Stift.
2. Befülle die Schnappdeckelgläser jeweils zur Hälfte mit den bereitgestellten Flüssigkeiten.
3. Füge 3 Tropfen Indikatorlösung (Mc Crumb) in jedes Schnappdeckelglas und schwenke sie vorsichtig zum Mischen.
4. Trage deine Beobachtungen in die Tabelle auf der nächsten Seite in der Spalte „Farbe der Indikatorlösung“ ein.
5. Halte mittels einer Pinzette einen pH-Papierstreifen in das erste Schnappdeckelglas (Essig) und vergleiche die Farbe mit der Farbskala des pH-Papiers.
6. Notiere den pH-Wert in der 2. Spalte der Tabelle.
7. Bestimme nun den pH-Wert der anderen Schnappdeckelgläser auf die gleiche Weise. Wiederhole dazu Punkt 5 bis 6 mit jeweils einem neuen Streifen pH-Papier.
8. Erstelle mit Hilfe deiner Ergebnisse eine Farbskala des Indikators (Mc Crumb). Male dazu das obere Feld mit den Buntstiften farbig an und schreibe in das untere Feld den ermittelten pH-Wert.

## Beobachtungen

	Farbe der Indikatorlösung (Mc Crumb)	pH-Wert (ermittelt mit pH-Papier)
Essig		
Mineralwasser mit Kohlensäure		
Mineralwasser ohne Kohlensäure (still)		
Leitungswasser		
Geschirr-Reiniger		

## pH-Farbskala des Indikators (Mc Crumb):

Farbe					
pH-Wert					

## Vervollständige folgende Sätze:

Säuren färben den Indikator \_\_\_\_\_. Laugen färben ihn \_\_\_\_\_. Liegt weder Säure noch Lauge vor, nennt man die Lösung \_\_\_\_\_, sie färbt den Indikator \_\_\_\_\_.

Der pH-Wert einer Lösung gibt an, wie sauer oder basisch eine Lösung ist. Je kleiner der pH-Wert, desto \_\_\_\_\_ ist die Lösung, je größer der pH-Wert, desto \_\_\_\_\_ ist die Lösung. Eine Lösung mit einem pH-Wert von 7 wird \_\_\_\_\_ Lösung genannt.

Name:

Datum:

## Was haben die Farben des Indikators mit dem pH-Wert zu tun?

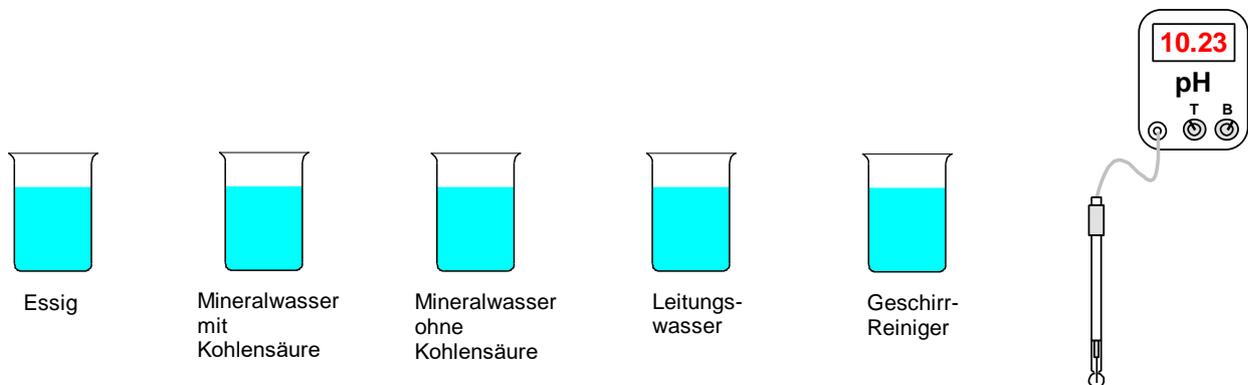
### 1. Erstellen einer pH-Wert-Farbskala mit pH-Elektrode (Variante B)

#### Geräte

Minicomputer mit pH-Elektrode (mittels Kalibrierlösungen kalibriert), Becherglas (250 mL weit), 5 Schnappdeckelgläser, Stativ mit Klemme und Muffe, weiße Unterlage, wasserfester Stift, Buntstifte in den Farben rot, orange, gelb, dunkelgrün und blau

#### Materialien

Indikatorlösung (Mc Crumb: 20 mg Methylrot, 40 mg Bromthymolblau, 40 mg Thymolblau, 20 mg Phenolphthalein in 100 mL Ethanol), dest. Wasser, Haushaltsessig (5 %ig), Mineralwasser mit Kohlensäure, Mineralwasser still, Leitungswasser (vor dem Abfüllen den Wasserhahn ein wenig laufen lassen), Geschirr-Reiniger (2,5 g/L in Leitungswasser gelöst)



#### Durchführung

1. Stelle die Schnappdeckelgläschen vor die bereitgestellten Flüssigkeiten (Essig, Mineralwasser, ...) auf die weiße Unterlage und beschrifte sie mit dem wasserfesten Stift.
2. Befülle die Schnappdeckelgläser jeweils zur Hälfte mit den bereitgestellten Flüssigkeiten.
3. Füge 3 Tropfen Indikatorlösung (Mc Crumb) in jedes Schnappdeckelglas und schwenke sie vorsichtig zum Mischen.
4. Trage deine Beobachtungen in die Tabelle auf der nächsten Seite in der Spalte „Farbe“ ein.
5. Befestige die pH-Elektrode am oberen weißen Ende mit der Klemme des Stativs.
6. Schraube das kleine Vorratsgläschen, das sich unten an der pH-Elektrode befindet, ab und stelle es beiseite. **Achtung: Es sollte nicht umkippen!!**
7. Halte das große Becherglas unter die pH-Elektrode und spüle den unteren Teil der Elektrode mit dest. Wasser ab.
8. Nun kann die pH-Messung beginnen: Nimm das erste Schnappdeckelglas (Essig) und halte es so unter die pH-Elektrode, **dass der untere Teil der pH-Elektrode bei der Messung immer in die Flüssigkeit taucht!**

9. Warte einen Moment, bis sich der Zahlenwert oben am Bildschirm des Minicomputers nicht mehr ändert und lies den pH-Wert ab.
10. Notiere den pH-Wert in der 2. Spalte der Tabelle.
11. Stelle das Schnappdeckelglas wieder zurück an seinen Platz und spüle die pH-Elektrode erneut mit dest. Wasser.
12. Bestimme nun den pH-Wert der anderen Schnappdeckelgläser. Wiederhole dazu Punkt 8 bis 11. **Wichtig: Das Spülen der pH-Elektrode vor und nach jeder Messung mit dest. Wasser nicht vergessen!!**
13. Erstelle mit Hilfe deiner Ergebnisse eine Farbskala des Indikators (Mc Crumb). Male dazu das obere Feld mit den Buntstiften farbig an und schreibe in das untere Feld den ermittelten pH-Wert (gerundete ganze Zahl).

### Beobachtungen

	Farbe der Indikatorlösung (Mc Crumb)	pH-Wert (ermittelt mit Elektrode)
<b>Essig</b>		
<b>Mineralwasser mit Kohlensäure</b>		
<b>Mineralwasser ohne Kohlensäure (still)</b>		
<b>Leitungswasser</b>		
<b>Geschirr-Reiniger</b>		

### pH-Farbskala des Indikators (Mc Crumb):

<b>Farbe</b>					
<b>pH-Wert</b>					

**Vervollständige folgende Sätze:**

Säuren färben den Indikator \_\_\_\_\_ Laugen färben ihn \_\_\_\_\_. Liegt weder Säure noch Lauge vor, nennt man die Lösung \_\_\_\_\_, sie färbt den Indikator \_\_\_\_\_.

Der pH-Wert einer Lösung gibt an, wie sauer oder basisch eine Lösung ist. Je kleiner der pH-Wert, desto \_\_\_\_\_ ist die Lösung, je größer der pH-Wert, desto \_\_\_\_\_ ist die Lösung. Eine Lösung mit einem pH-Wert von 7 wird \_\_\_\_\_ Lösung genannt.

Name:

Datum:

## Brausetablette trifft Indikator!

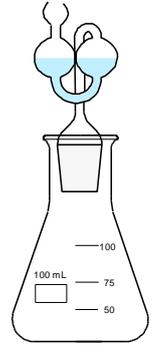
### 2. Nachweis der sauren Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Universalindikator

#### Geräte

1 Gärröhrchen, 1 Erlenmeyerkolben weit (100 mL), 1 Messzylinder (10 mL), 1 Messzylinder (50 mL), 1 Becherglas (50 mL), 1 Glasstab, 1 Kunststoffpipette

#### Materialien

Leitungswasser, Indikatorlösung (Mc Crumb: 20 mg Methylrot, 40 mg Bromthymolblau, 40 mg Thymolblau, 20 mg Phenolphthalein in 100 mL Ethanol), pH-Farbskala (Mc Crumb), Brausetablette geviertelt (ohne Farbstoff)



#### Durchführung

1. Fülle mit Hilfe des großen Messzylinders 50 mL Leitungswasser in den Erlenmeyerkolben.
2. Fülle nun mit Hilfe des kleinen Messzylinders 10 mL Leitungswasser in das kleine Becherglas.
3. Gib 5 Tropfen Indikatorlösung (Mc Crumb) ins Becherglas und rühre vorsichtig mit dem Glasstab um. Das Wasser sollte dunkelgrün gefärbt sein.
4. Bereite das Gärröhrchen vor, indem du es vorsichtig mit 2-3 mL (Pipette) der grünen Farblösung füllst, bis die kugeligen Erweiterungen des Glases bis etwa zur Hälfte gefüllt sind (siehe Grafik).
5. Gib ein Viertel der Brausetablette in den Erlenmeyerkolben und verschließe ihn sofort mit dem vorbereiteten Gärröhrchen. Achte darauf, dass der Gummistopfen dicht verschließt. Drück aber nicht so fest, dass das Glas platzt und fasse beim Aufsetzen den Stopfen an, nicht das Glas. (Verletzungsgefahr!)

#### Was kannst du beobachten?

---



---

#### Wie kannst du deine Beobachtungen erklären? (Vergleiche dazu die Farbe der Lösung im Gärröhrchen mit der pH-Farbskala)

---



---

## Informationen zu den Versuchen

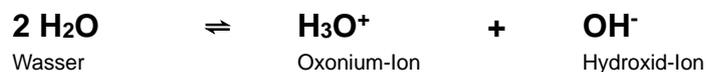
- **Was haben die Farben des Indikators mit dem pH-Wert zu tun?**
  1. Erstellen einer pH-Wert-Farbskala mittels pH-Papier (Variante A) bzw. mit einer pH-Elektrode, angeschlossen an den Mini-Computer (Variante B)
- **Brausetablette trifft Indikator!**
  2. Nachweis der sauren Reaktion von CO<sub>2</sub> mit Universalindikator

### Der pH-Wert

In der Versuchsreihe „Ozeanversauerung“ untersuchen die Schülerinnen und Schüler, wie bestimmte Faktoren wie Wärme oder der CO<sub>2</sub>-Gehalt in der Atmosphäre den pH-Wert der Ozeane beeinflussen. Der pH-Wert gibt an, wie sauer oder basisch eine Flüssigkeit ist und richtet sich nach der Anzahl der Wasserstoff-Ionen in einer wässrigen Lösung. Dabei beruht der pH-Wert auf einer logarithmischen Skala.

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$$

Der pH-Wert ergibt sich also aus dem negativen Logarithmus der Wasserstoff-Ionenkonzentration in Lösung. Wenn mehr Wasserstoff-Ionen (H<sup>+</sup>) enthalten sind, ist der pH-Wert umso niedriger. Dabei bedeutet eine pH-Wert-Erniedrigung um eine Einheit eine Verzehnfachung der H<sup>+</sup>-Ionenkonzentration. Der pH-Wert steigt, je weniger Wasserstoff-Ionen enthalten sind. Reines Wasser hat einen pH-Wert von 7 und wird als neutral bezeichnet, da bei der Eigendissoziation H<sup>+</sup> und OH<sup>-</sup>-Ionen zu gleichen Teilen entstehen und zwar 10<sup>-7</sup> Mol H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> und 10<sup>-7</sup> Mol OH<sup>-</sup>. Das Wasserstoff-Ion ist in wässriger Lösung nicht stabil und lagert sich an ein Wassermolekül an, wobei ein Oxonium-Ion (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) entsteht:



Lösungen mit einem geringeren pH-Wert (< 7) sind sauer, Lösungen mit einem höheren pH-Wert (> 7) sind basisch (bzw. alkalisch).

Der derzeitige pH-Wert von Meerwasser liegt zwischen pH 7,8 und 8,5 und ist somit leicht basisch.

### McCrum Universalindikator

Indikatoren sind organische Farbstoffe, deren Farbe in Lösung vom pH-Wert abhängt (s. Abb.1). Als Universalindikatoren werden Indikatoren bezeichnet, die in einem sehr weiten Bereich pH-Werte durch ein breites Spektrum an Farbumschlägen erkennbar machen. Dabei handelt es sich meist um Mischindikatoren, also eine Mischung aus mehreren Indikatorsubstanzen mit je verschiedenen Farben und verschiedenen Umschlagbereichen. Die Mischung ist dabei so abgestimmt, dass das Produkt mit jeder pH-Einheit ihre Farbe ändert.

In den Versuchen zur Reihe „Ozeanversauerung“ nutzen die Schülerinnen und Schüler den Universalindikator nach McCrum, der sich aus den folgenden Substanzen zusammensetzt:

20 mg Methylrot	}	in 100 mL Ethanol
40 mg Bromthymolblau		
40 mg Thymolblau		
20 mg Phenolphthalein		

Der Mc Crumb Universalindikator verfärbt sich wie eine Ampel von rot (saurer Bereich) über gelb (weniger saurer Bereich) zu grün (neutraler Bereich), sowie von grünblau zu blau im basischen Bereich. Für die darin enthaltenen Substanzen sowie einige weitere Farbstoffe zeigt Abb. 1 den pH-abhängigen Farbverlauf.

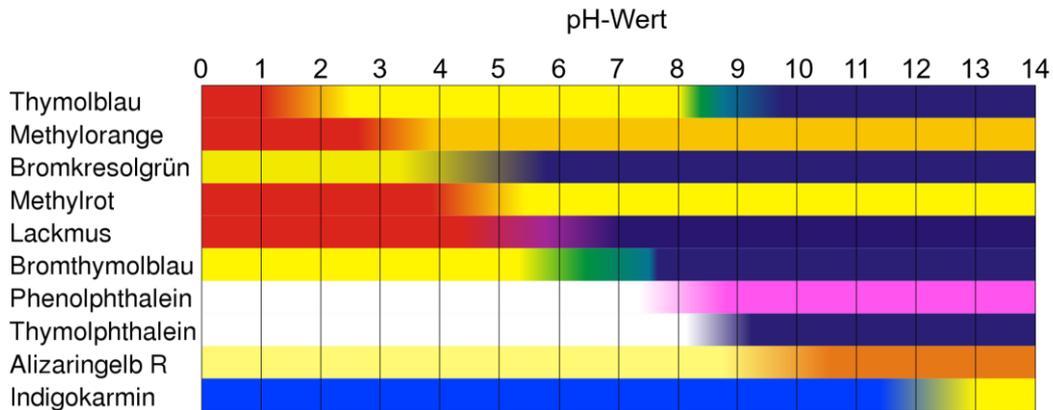


Abbildung 1: Farbänderung bestimmter Pflanzenfarbstoffe in Abhängigkeit vom pH-Wert.<sup>1</sup>

### 1. Versuchsteil: Was haben die Farben des Indikators mit dem pH-Wert zu tun?

In diesem Versuchsteil sollen sich die Schülerinnen und Schüler selbständig eine Farbskala für den Universalindikator nach Mc Crumb erarbeiten. Je nach Klassenstufe stehen ihnen dabei unterschiedliche Hilfsmittel zur Verfügung, um den entsprechenden pH-Wert zu einer Farbe zu ermitteln:

- pH-Papierstreifen (Variante A)
- pH-Elektrode (Variante B)

Für die Erstellung der Farbskala erhalten die Schülerinnen und Schüler verschiedene Flüssigkeiten mit unterschiedlichen pH-Werten: Essig, Mineralwasser mit Kohlensäure, Mineralwasser ohne Kohlensäure, Leitungswasser und Geschirr-Reiniger in wässriger Lösung.

### Beobachtung

Nachdem die Schülerinnen und Schüler jeweils einige Tropfen der roten Indikatorlösung in die bereitstehenden Flüssigkeiten gegeben haben, können sie folgende Farben beobachten und entsprechend in der Tabelle zuordnen:

- |                                 |        |
|---------------------------------|--------|
| Essig:                          | rot    |
| Mineralwasser mit Kohlensäure:  | orange |
| Mineralwasser ohne Kohlensäure: | gelb   |
| Leitungswasser:                 | grün   |
| Geschirr-Reiniger:              | blau   |

Im nächsten Schritt ermitteln die Schülerinnen und Schüler die pH-Werte der entsprechenden Lösungen. Entweder nutzen sie dazu pH-Papierstreifen oder eine pH-Elektrode.

Ermittlung des pH-Wertes mittels pH-Papierstreifen:

Tauchen die Schülerinnen und Schüler mit Hilfe einer Pinzette das pH-Papier in die Lösung, können sie eine Farbveränderung des Papiers beobachten. Mit Hilfe einer Farbskala können sie nun den entsprechenden pH-Wert ermitteln.

Ermittlung des pH-Wertes mittels pH-Elektrode:

Sobald die Elektrode mit dem unteren Teil in die Flüssigkeit taucht, ändert sich der Zahlenwert am Bildschirm des Minicomputers und erreicht nach kurzer Zeit einen stabilen Wert, der abgelesen werden kann.

Folgende pH-Werte können die Schülerinnen und Schüler beobachten und entsprechend in die Tabelle eintragen:

	pH-Papier	pH-Elektrode
<b>Haushaltssessig, 5 %ig</b>	3	3,2
<b>Mineralwasser mit Kohlensäure</b>	5	5,1
<b>Mineralwasser ohne Kohlensäure</b>	6-7	6,4
<b>Leitungswasser</b>	7	7,5
<b>Geschirr-Reiniger</b>	10	10,1

### Erklärung

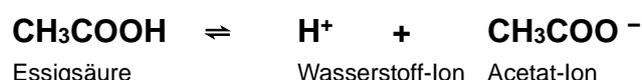
Der pH-Wert von Wasser ist abhängig davon, welche Mineralien bzw. Salze zu welchem Anteil im Wasser gelöst sind, wobei sich solvatisierte Ionen bilden. Destilliertes Wasser und in der Regel Leitungswasser sind *per definitionem* neutral und haben einen pH-Wert von 7. Dieser Wert ergibt sich aus der Autosolvolyse des Wassers, die zu einer Konzentration von 10<sup>-7</sup> Mol/L H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> und derselben Konzentration von OH<sup>-</sup> führt.

Der pH-Wert von Mineralwasser ohne Kohlensäure liegt aufgrund der gelösten Mineralien leicht darunter. Mineralwasser mit Kohlensäure hat aufgrund des zusätzlich gelösten Kohlendioxids zur Bildung von Kohlensäure\* einen noch niedrigeren pH-Wert.



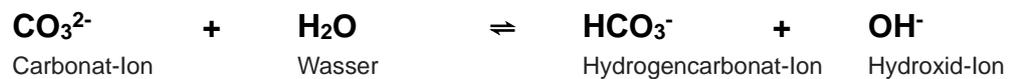
\* Anmerkung: Aus didaktischen Gründen wird hier die vereinfachte Schreibweise H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> benutzt, obwohl sie nur in sehr sehr geringer Konzentration vorkommt. Bisher war man davon ausgegangen, dass Kohlensäure (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) als stabiles Molekül überhaupt nicht existiert, da sie sofort in Wasser und Kohlendioxid zerfällt. Doch einem österreichischen Forscherteam ist es inzwischen gelungen, gasförmige Kohlensäure zu detektieren - allerdings nur als Spurenkomponente.<sup>2</sup>

Der im Haushalt verwendete Essig ist eine verdünnte wässrige Lösung der Essigsäure, einer Flüssigkeit aus der Gruppe der Carbonsäuren. In wässriger Lösung reagiert Essigsäure als mittelstarke Säure und hat einen entsprechend niedrigen pH-Wert:



Alkalische Reiniger wie Geschirrspülmittel enthalten oft Kaliumhydroxid, Natriumhydroxid oder Soda (hier: Natriumcarbonat-Decahydrat) und eignen sich mit einem pH-Wert >7 zum Lösen von Fett und organischen Substanzen. Beim Lösen von Waschsoda in

Wasser entsteht eine stark alkalische Lösung, da das Carbonat-Anion dem Lösungsmittel Wasser bis zur Gleichgewichtseinstellung ein H<sup>+</sup>-Ion entzieht und somit eine entsprechend hohe Hydroxidionenkonzentration entsteht:



## Bedeutung

Den Schülerinnen und Schülern steht nun für den weiteren Gebrauch der Indikatorlösung nach McCrumb in der Versuchsreihe „Ozeanversauerung“ folgende Farbskala zur Verfügung:

<b>Farbe</b>					
<b>pH-Wert</b>	3	5	6-7	8	10

Des Weiteren können sie den Lückentext mit Merksätzen zum pH-Wert wie folgt vervollständigen:

Säuren färben den Indikator **rot**. Laugen färben ihn **blau**. Liegt weder Säure noch Lauge vor, nennt man die Lösung **neutral** und sie färbt den Indikator **grün**.

Der pH-Wert einer Lösung gibt an, wie sauer oder basisch eine Lösung ist. Je kleiner der pH-Wert, desto **saurer** ist die Lösung, je größer der pH-Wert, desto **basischer** ist die Lösung. Eine Lösung mit einem pH-Wert von 7 wird **neutrale** Lösung genannt.

## 2. Versuchsteil: Brausetablette trifft Indikator!

In diesem Versuchsteil wenden die Schülerinnen und Schüler ihr zuvor erworbenes Wissen um den McCrumb Universalindikator das erste Mal an. Dazu wird der Indikator bis zur Hälfte in die kugeligen Erweiterungen eines Gärröhrchens gegeben. Das so vorbereitete Gärröhrchen wird auf einen Erlenmeyerkolben gesetzt, in dem eine Brausetablette in Wasser aufgelöst wird.

### Beobachtung

Die Brausetablette löst sich sprudelnd auf. Im Gärröhrchen beobachten die Schülerinnen und Schüler, dass die Indikatorlösung ebenfalls zu blubbern beginnt. Des Weiteren findet ein Farbumschlag von ursprünglich grün über gelb und orange zu rot statt.

### Erklärung

Aus dem Vorversuch „Untersuchung von Brausetabletten mit Kalkwasser“ wissen die Schülerinnen und Schüler, dass beim Auflösen der Brausetablette CO<sub>2</sub> freigesetzt wird. Das CO<sub>2</sub> gelangt über das Gärröhrchen in die wässrige Indikatorlösung. Aufgrund der

Farbveränderung zu rot ist erkennbar, dass das CO<sub>2</sub> dort zu einer sauren Lösung reagiert:



\* Anmerkung: Aus didaktischen Gründen wird hier die vereinfachte Schreibweise H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> benutzt, obwohl sie nur in sehr sehr geringer Konzentration vorkommt. Bisher war man davon ausgegangen, dass Kohlensäure (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) als stabiles Molekül überhaupt nicht existiert, da sie sofort in Wasser und Kohlendioxid zerfällt. Doch einem österreichischen Forscherteam ist es inzwischen gelungen, gasförmige Kohlensäure zu detektieren - allerdings nur als Spurenkomponente.<sup>2</sup>

## Quellen

1. Abbildung modifiziert nach: Säuren und Laugen - Farbspektrum verschiedener Indikatoren.png unter [https://de.wikipedia.org/wiki/Indikator\\_%28Chemie%29](https://de.wikipedia.org/wiki/Indikator_%28Chemie%29) (Zugriff am 15.11.2020)
2. „Der Kohlensäure auf der Spur“. CHEMKON 2011, 18, 92