

Chemische Reaktionen unter Luftdruck: Enthalpie

Eine Volumenzunahme gegen den **Luftdruck** kostet Arbeit, also einen Teil der freigesetzten Energie.

Eine Volumenabnahme mit dem **Luftdruck** liefert Arbeit, erhöht also die freigesetzte Energie.

Diese Wirkung des (Luft-) Drucks wird bei der **Enthalpie** berücksichtigt.

Volumenzunahme

Einen ZIP-Beutel etwa 2 cm hoch mit Soda (als Natriumcarbonat-Dekahydrat) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ¹ füllen, zweimal umlegen und etwa 2 cm hoch Citronensäure $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}(\text{COOH})_3$ einfüllen. Oder umgekehrt.

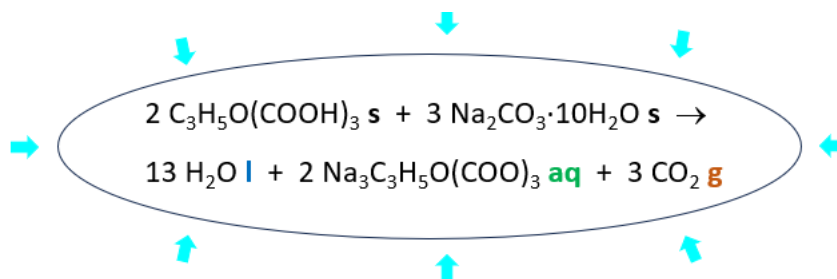
Wenn das Experiment starten soll, den Beutel so aufwickeln und halten, dass die Pulver im Beutel aufeinanderliegen. Noch nicht aktiv mischen, sondern zuerst die Grenzfläche beobachten! Später aktiv mischen und beobachten. Entsorgung in Hausmüll.



Abb.: Links: Soda und Citronensäure getrennt.

Mitte: Soda und Citronensäure gemischt, nach 5 min Reaktion.

Rechts: Die Reaktion arbeitet, um die Münze anzuheben, aber auch gegen den Luftdruck.



Diskutiere die Resultate mit folgenden Tabellenwerten: **Thermodynamik der Reaktion von Soda** ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) **mit Salzsäure**

(Werte aus «Formeln Tabellen Begriffe», hep-Verlag, frühere Ausgaben orell füssli-Verlag):

	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ s	+ 2HCl aq	→	11 H ₂ O l	+ CO ₂ g	+ 2 Na ⁺ aq	+ 2 Cl ⁻ aq	
$\Delta H =$	4080	334		-3146	-393	-480	-334	= +61 kJ/mol
$\Delta G =$	3430	262		-2607	-394	-524	-262	= -95 kJ/mol
$\Delta S =$	-565	-112		770	214	118	114	= +539 kJ/(K·mol)

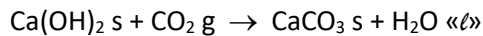
¹ Die Verwendung des Dekahydrats und nicht der anderen mehr oder weniger wasserhaltigen Natriumcarbonat-Varietäten, ist entscheidend. Siehe «[Soda \(Mineral\)](#)» und «[Natriumcarbonat](#)» auf Wikipedia. Das Kristallwasser wird zum Lösen des Salzes benötigt.

Volumenabnahme

Gib in eine PET-Flasche (0,5 – 1,5 L) wenig (~ 0.5 mL) Wasser fülle und sie dann mit Kohlenstoffdioxidgas, z. B. aus einem Sodastream®-Apparat.

Gib dann je nach Grösse ein bis zwei Teelöffel Calciumhydroxid in die «leere» Flasche. Verschliesse und schüttle.

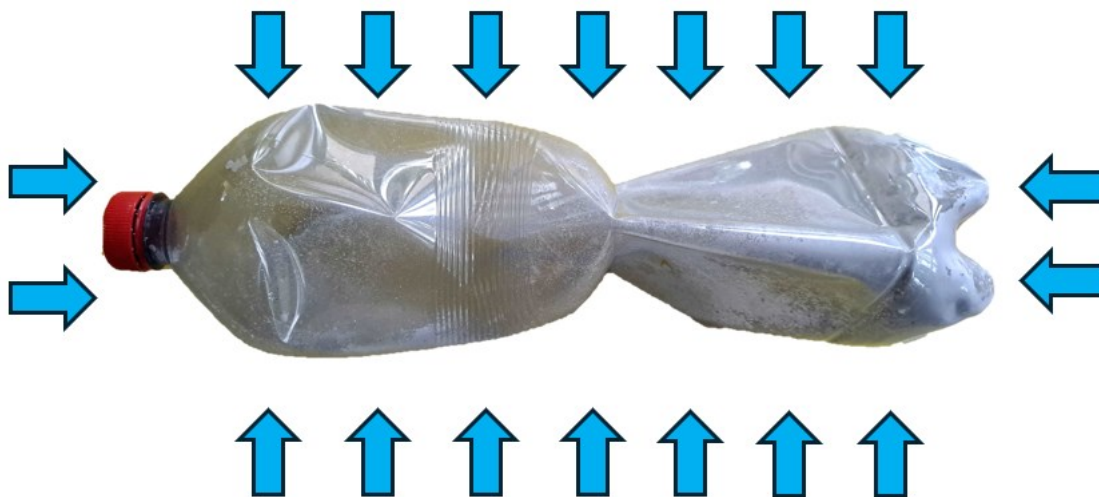
Folgende Reaktion wird ablaufen:



(« $\llcorner$ » in Anführungs- und Schlusszeichen, weil das Wasser nicht richtig frei, sondern an $\text{Ca(OH)}_2 \text{ s}$ adsorbiert ist.)

Die Aufnahme von $\text{CO}_2 \text{ g}$ härtet den Löschkalk und heisst «Abbinden».

Bemerkung: Calciumhydroxid-Behälter immer gut verschliessen, damit kein $\text{CO}_2 \text{ g}$ aufgenommen wird, sonst reagiert es nicht mehr wie gewünscht. Funktioniert der Versuch nicht gut, zuerst das Calciumhydroxid $\text{Ca(OH)}_2 \text{ s}$ prüfen, ob es nicht zu Kalk (CaCO_3) abgebunden hat. Probe: Reagiert es mit Säure unter Freisetzung von Kohlenstoffdioxidgas?



Diskutiere die Resultate

- Mit dieser Reaktion wird Kohlenstoffdioxid $\text{CO}_2 \text{ g}$ aus der Luft entnommen. Es ist eine Art «Carbon capture and storage (CCS)». Kann das die Lösung für die zu grosse Konzentration des Treibhausgases Kohlenstoffdioxid $\text{CO}_2 \text{ g}$ in der Luft sein. Mache Verbesserungsvorschläge.

- Kommentiere die folgenden Tabellenwerte für $\text{Ca(OH)}_2 \text{ s} + \text{CO}_2 \text{ g} \rightarrow \text{CaCO}_3 \text{ s} + \text{H}_2\text{O} \ell$
(Werte aus «Formeln Tabellen Begriffe», hep-Verlag, frühere Ausgaben orell füssli-Verlag)

	$\text{Ca(OH)}_2 \text{ s}$	+ $\text{CO}_2 \text{ g}$	→	$\text{CaCO}_3 \text{ s}$	+ $\text{H}_2\text{O} \ell$	
$\Delta H =$	-987	-393		-1207	-286	= -113 kJ/mol
$\Delta G =$	-900	-394		-1129	-237	= -72 kJ/mol
$\Delta S =$	83	214		93	70	= -134 kJ/(K·mol)