

Aufgabe:

Vergleichen Sie experimentell das Verhalten von Salzsäure und Essigsäure mit Zink.

Vorüberlegungen

1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen zur Beschreibung der abgelaufenen Reaktionen

a) bei Einsatz der **Salzsäure**

b) bei Einsatz der **Essigsäure**

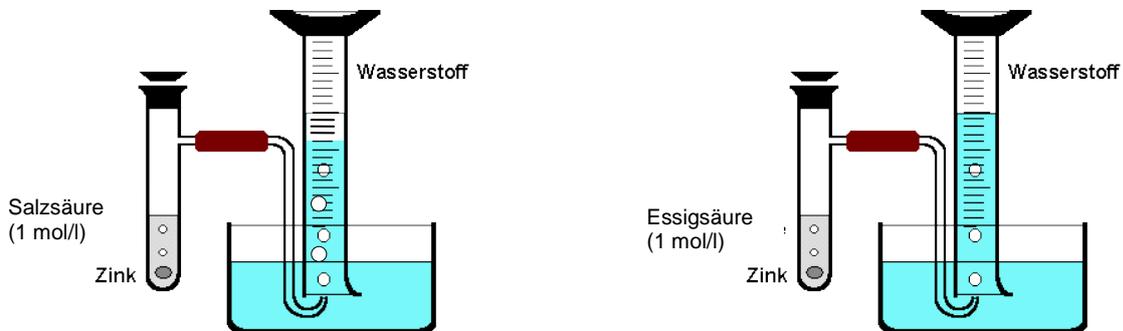
2. Bestimmen Sie den Reaktionstyp. Begründen Sie Ihre Aussage?

Geben Sie hierzu die Reaktionsgleichungen für die Teilreaktionen an.

Durchführung:

Es werden jeweils 10 ml Salzsäure sowie 10 ml Essigsäure der gleichen Konzentration (1 mol/l) auf ein gleich großes Zinkblech gegeben.

Beobachten Sie die Gasentwicklung.



Beobachtung:

Auswertung:

3. **Begründen Sie die Unterschiede in der Gasentwicklung!**

Die Wasserstoffentwicklung ist abhängig von

→ Die Hydroniumionen entstehen durch die Protolyse der Säuren mit Wasser.

→ Offensichtlich gibt es Unterschiede im Protolyseverhalten von Salzsäure und Essigsäure.

Das Experiment zeigt demnach, dass offensichtlich

Salzsäure protolysiert.	Essigsäure protolysiert.
-------------------------------	--------------------------------

Geben Sie an auf welcher Seite das chemische GGW liegt bei der Protolyse einer

starken Säure \Rightarrow	schwachen Säure \Rightarrow
-----------------------------	-------------------------------



→ **Quantitative Aussagen über die Säurestärke** (Lage des chemischen GGW zwischen den freien Ionen und der undissoziierten Säure) sind möglich.
 Hierzu muss das MWG auf das Protolyse-GGW angewendet werden.
 Formulieren Sie das **MWG** für die Protolyse von

Salzsäure:

Essigsäure:

Da die Konzentration des Wassers als konstant angenommen werden kann (vgl. Autoprotolyse des Wassers) wird diese mit der GGW-Konstante K_c zusammengefasst (multipliziert).
 Die neue Konstante wird **Säurestärke (K_s)** genannt.
 Sie gibt Auskunft über die Lage der Protolyse-GGW.

Formulieren Sie die Gleichungen zur Bestimmung von K_s der

Salzsäure:

Essigsäure:

$$\underbrace{K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})}_{K_s} =$$

$$K_s =$$

$$\underbrace{K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})}_{K_s} =$$

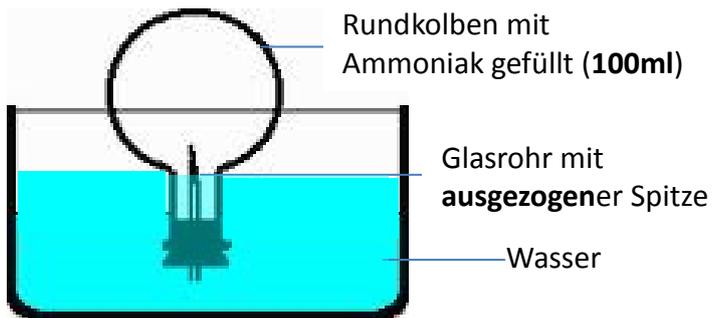
$$K_s =$$

Vergleichen Sie das Verhalten der beiden K_s -Werte zueinander (<, >, =):

$K_s(\text{HCl})$

$K_s(\text{CH}_3\text{COOH})$

Aufgrund der leichteren Handhabung wird hier – analog dem pH-Wert - mit dem pK_s -Wert gearbeitet. Geben Sie die allgemeine Gleichung zur Berechnung des pK_s -Wertes an:



Analog den Säuren kann man für Basen eine Basekonstante ermitteln. Für die Bestimmung der Basekonstanten von Ammoniak löst man beispielsweise **genau 100 ml Ammoniak-Gas in 100ml Wasser bei 25°C**. Dabei ändert sich das Volumen der Lösung praktisch nicht.

Der pH-Wert der Lösung beträgt 11,0

<p>1. Ammoniak löst sich vollständig im Wasser auf, aber nur ein geringer Teil der Ammoniak-Moleküle reagiert mit Wasser (Protolyse)! Worin besteht der Unterschied? Veranschaulichen Sie diesen mittels Strukturformeln.</p>				
<p>2. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Protolyse:</p>				
<p>3. Berechnen Sie die Anfangskonzentration c_0 und die Konzentrationen c im GGW. Tragen Sie Ihre Ergebnisse in die Tabelle ein.</p>		$c(\text{NH}_3)$ in mmol/l	$c(\text{NH}_4^+)$ in mmol/l	$c(\text{OH}^-)$ in mmol/l
	c_0			
	c			
<p>Leitfragen die die Lösung unterstützen können:</p> <p>a) Wie viel Mol Ammoniak werden in 100 ml Wasser (bzw. in 1l) gelöst ($=c_0$)?</p> <p>b) Wie viel $c(\text{OH}^-)$ bzw. $c(\text{NH}_4^+)$ liegen im GGW vor? (Was sagt ein pH-Wert 11 aus?)</p> <p>c) Wie viel Ammoniak liegt im GGW vor?</p>				
<p>4. Leiten Sie Gleichung für die Basenkonstante analog dem Vorgehen zur Säurekonstante ab.</p> <p>Berechnen Sie den und den pK_B-Wert.</p> <p>Bewerten Sie den ermittelten K_B-Wert.</p>				