

Auswertung der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure entwickelt sich Wasserstoffgas. Läuft die Reaktion bei konstantem Druck und konstanter Temperatur ab, ist das Volumen des entstandenen Wasserstoffgases $V(\text{H}_2)$ direkt proportional der Wasserstoffgaskonzentration $c(\text{H}_2)$ im gesamten Gasraum.

Zwischen der Konzentration $c(\text{H}_2)$ in mol/l und dem Volumen $V(\text{H}_2)$ in l besteht folgender Zusammenhang:
Befinden sich in einem Volumen von 1 l die Masse von 2,016 g Wasserstoff, so beträgt die Konzentration $c(\text{H}_2) = 2,016 \text{ g/l} = 1 \text{ mol/l}$.

Geht man davon aus, dass sich Wasserstoff annähernd wie ein ideales Gas verhält, so gilt bei Normal-Bedingungen:

$$2,016 \text{ g H}_2 = 1 \text{ mol H}_2 = 22,414 \text{ l (Molvolumen) oder: } 2,016 \text{ g H}_2 = 1 \text{ mol H}_2 = 24 \text{ l bei } 20 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Wasserstoffkonzentration und Wasserstoffvolumen sind also direkt proportional: $c(\text{H}_2) \approx V(\text{H}_2)$. Das bedeutet, bei der Reaktion Magnesium/HCl kann das entstandene Wasserstoffgasvolumen direkt als Maß für die Wasserstoffgaskonzentration verwendet werden.

Auswertung:

Aus dem Konzentrations-Zeit-Verlauf ist ersichtlich, dass die Reaktionsgeschwindigkeit RG zu Beginn der Reaktion am größten ist und dann langsam kleiner wird und schließlich den Wert Null erreicht. Magnesium wurde der Reaktion in relativ großem Überschuß zugesetzt. Seine Oberfläche hat sich während der Reaktion nur unwesentlich verändert, so dass man davon ausgehen kann, dass die Konzentration des Magnesiums im Verlauf der Reaktion praktisch konstant geblieben ist.

Es kann also die **Vermutung** formuliert werden, **dass die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion zu jedem Zeitpunkt ausschließlich von der momentanen Konzentration der Säure abhängt.**

Wie kann nun diese Vermutung überprüft werden?

1. Es kann die Konzentrationsabnahme der H^+ -Ionen verfolgt werden. Wenn die obige Vermutung stimmt, dann gilt: $-\text{dc}(\text{H}^+)/\text{dt} \approx c(\text{H}^+) \text{ oder } -\text{dc}(\text{H}^+)/\text{dt} = k * c(\text{H}^+)$

Aus der Konzentrations-Zeit-Kurve werden mit Hilfe der Kapillarrohrmethode verschiedene Wertepaare $c(\text{H}^+)/(-\text{dc}(\text{H}^+)/\text{dt})$ ermittelt und gegeneinander aufgetragen. Ist die Vermutung richtig, sollte diese graphisch dargestellte Konzentrations-Geschwindigkeitsbeziehung eine Gerade ergeben. Da aber im Versuch die H^+ -Konzentration z.B. über den pH-Wert nicht bestimmt wurde, ist dieser Weg nicht gangbar.

2. Es wird die Konzentrationszunahme des H_2 -Gases verfolgt:
 $\text{dc}(\text{H}_2)/\text{dt} \approx c(\text{H}^+) \text{ bzw. } \text{dc}(\text{H}_2)/\text{dt} = k * c(\text{H}^+)$

Da zwischen dem Wasserstoffgas und der Wasserstoffionenkonzentration eine proportionale Beziehung besteht (je größer die H^+ -Ionenkonzentration, desto mehr H_2 -Gas kann sich noch entwickeln) und andererseits zwischen Wasserstoffgas und Wasserstoffvolumen eine direkte proportionale Beziehung besteht, also $c(\text{H}_2) \approx V(\text{H}_2)$ ist, kann die momentane Bildungsgeschwindigkeit des Wasserstoffs auch durch den Differentialquotienten $\text{d}V(\text{H}_2)/\text{dt}$ angegeben werden.

Aus dem $V(\text{H}_2)/t$ -Diagramm lassen sich die Momentangeschwindigkeiten mit Hilfe der KRM (Kapillar-RohrMethode) zu verschiedenen Zeitpunkten leicht ermitteln. Die zu diesen Zeitpunkten vorhandenen H^+ -Ionenkonzentrationen lassen sich jedoch aus dem Diagramm nicht direkt ablesen. Dies ist jedoch wg. der Überprüfung obiger These wichtig!

Es gelten aber nun folgende Beziehungen:

$$c(\text{H}^+) \approx c(\text{H}_2) \text{ und } c(\text{H}_2) \approx V(\text{H}_2), \text{ so gilt: } c(\text{H}^+) \approx V(\text{H}_2)$$

Aufgrund dieser **Proportionalität** sollte es möglich sein, eine einfache Beziehung zwischen dem zum Zeitpunkt t gemessenen H_2 -Volumen und der zu dieser Zeit existierenden H^+ -Ionenkonzentration herzustellen:

Ist a = Anfangskonzentration an H^+ -Ionen
 c = H^+ -Ionenkonzentration zum Zeitpunkt t
 x = zum Zeitpunkt t umgesetzte H^+ -Ionenkonzentration, so erhält man

$$c = a - x$$

Die **Anfangskonzentration der Säure a** ist nun direkt proportional dem gemessenen End-Volumen an H_2 -Gas, ist ja der anfangs voll ionisch gelöste Wasserstoff am Ende des Versuchs als H_2 -Gas vorhanden: $a \approx V(\text{H}_2)_{\text{ende}}$.

Die **zum Zeitpunkt t umgesetzte Wasserstoffionenkonzentration x** ist direkt proportional dem zu diesem Zeitpunkt entstandenen H_2 -Gasvolumen: $x \approx V(\text{H}_2)_t$

Setzt man die Volumenwerte für einen Zeitpunkt t in die Gleichung ein, so erhält man als Ausdruck für die **momentane H^+ -Ionenkonzentration c** das Volumen an H_2 , welches im Zeitraum t bis $t_{(\text{ende})}$ noch entsteht:

$$c = V(\text{ende}) - V(t)$$

Beispiel: Zum Zeitpunkt $t = 30$ s wurde ein H_2 -Volumen von 51 ml gemessen. Das Endvolumen betrug 99 ml. Dann ist $c = V(\text{ende}) - V(t) = 99 \text{ ml} - 51 \text{ ml} = 48 \text{ ml}$. Zum Zeitpunkt $t = 30$ s liegt also eine Wasserstoffionenkonzentration vor, aus der noch 48 ml H_2 -Gas entstehen.

Konkrete Anwendung:

1. Mit der KRM wird an 5 Stellen die Normale eingezeichnet.
2. Der Winkel α und $\tan \alpha$ wird bestimmt.
3. Der Wert von $\tan \alpha$ wird mit dem Maßstabsverhältnis multipliziert (Volumen H_2 /Zeit) multipliziert, dann erhält man die Momentangeschwindigkeiten in ml/s in 5 vorgewählten Punkten.
4. Die Werte $c = a - x$ (**Momentankonzentration**) werden auf der x-Achse und die dazugehörigen $\text{RG} = \tan \alpha * \text{MV}$ auf der y-Achse aufgetragen. Können die Punkte annähernd zu einer Geraden verbunden werden, ist eine lineare Beziehung zwischen der Säurekonzentration und der RG gegeben. Die mathematische Beschreibung dieser Geraden lautet:

$$\text{RG} = k * (a - x) \text{ bzw. } \text{RG} = k * c(\text{H}^+)$$

Diese Gerade drückt das **Geschwindigkeitsgesetz Erster Ordnung** aus. Die **Proportionalitätskonstante k** ist die Geschwindigkeitskonstante: unter konstanten Bedingungen ist k eine charakteristische Größe für eine chemische Reaktion. Die **Dimension von k ist $1/\text{s}$** .