

Knoch, Anastasiya

10.11.2015

Petri, Guido

(Gruppe C11)

Praktikum „Physikalische Chemie“  
III Phasen und Grenzflächen  
„Adsorptionsisotherme“

## 1. Aufgabenstellung

Es soll die Adsorption von Oxalsäure auf Aktivkohle bestimmt werden. Dafür wird die Abhängigkeit der Oberflächenkonzentration von der Gleichgewichtskonzentration der Oxalsäure in der Lösung bei einer konstanten Temperatur untersucht, indem das Ergebnis mit zwei Modellen zur Beschreibung des Adsorptionsvorgangs verglichen werden soll. Einmal mit der Methode nach Langmuir und einmal nach Freundlich.

## 2. Theoretische Grundlagen

**Adsorption** ist ein Prozess der Konzentrierung der Teilchen aus Gasen oder Flüssigkeiten an einer festen Oberfläche. Die Adsorption ist in der Regel reversibel, die Umkehrung der Adsorption bezeichnet man als **Desorption**, bei der die Teilchen von einer Festkörperoberfläche lösen sich auf. Die feste Oberfläche, wo die Adsorption stattfindet ist ein **Adsorbens**. Die Teilchen, die sich bei der Adsorption an einem Adsorbens angelagert haben, heißen **Adsorbat**. Das Verhältnis der adsorbierten Stoffmenge zur Oberfläche (bzw. Masse) des Adsorbens ist als **Oberflächenkonzentration** definiert. Je nachdem, wie stark die Bindung zwischen Adsorbat und Adsorbens erfolgt, können Physisorption oder Chemisorption auftreten. Bei der **Physisorption** kommt es zu einer physikalischen Anlagerung der Teilchen, wobei entsteht eine schwache Wechselwirkung zwischen Adsorbat und Adsorbens (Van-der-Waals-Wechselwirkung). Die Adsorptionsenthalpie in diesem Fall ist klein (20 kJ/mol), deswegen werden die Teilchen bei der Physisorption durch lange Bindungskräfte an der Oberfläche gehalten. Das bedeutet, dass die einzelnen Teilchen nicht stark mit einander verbunden sind und weitere Teilchen angelagert werden können. So können die Mehrfachschichten an der Oberfläche gebildet werden. Falls es eine starke Wechselwirkung zwischen Adsorbat und Adsorbens auftritt, wird dies als **Chemisorption** bezeichnet. Chemisorption führt zu einer kovalenten Bindung zwischen Adsorbat und Adsorbens und als Folge zu einer Veränderung der chemischen Struktur. Bei der Chemisorption ist die Adsorptionsenthalpie groß (200 kJ/mol). Das bedeutet, dass die Teilchen durch kurze und starke Bindungskräfte zusammengezogen sind und nur monomolekulare Schicht an einem Adsorbens ausbilden können.

Bei der Adsorption stellt sich nach einer bestimmten Zeit ein dynamisches Gleichgewicht ein, das von Temperatur, Druck, Konzentrationen und adsorbierter Menge abhängig ist. Die Abhängigkeit der adsorbierten Menge von der Konzentration in Lösung (oder vom Partialdruck in der Gasphase) bei konstanter Temperatur wird **Adsorptionsisotherme** genannt. Es gibt mehrere Typen der Adsorptionsisotherme und zwei davon werden weiter betrachten (Abb. 1).

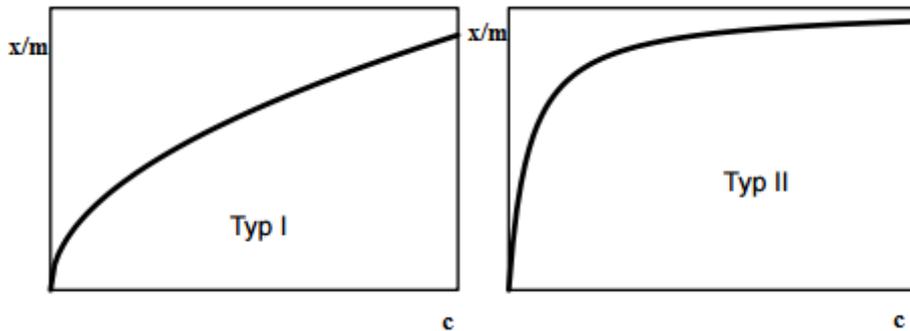


Abbildung 1: Die Typen der Adsorptionsisotherme

Der Typ I beschreibt die Adsorptionsisotherme nach Freundlich. **Freundlich-Isotherme** wurde experimentell ermittelt und liefert deswegen keinen theoretischen Hintergrund. Sie stellt die Beziehung zwischen der Restkonzentration einer Verbindung in einer Flüssigkeit in Abhängigkeit von der Oberflächenkonzentration einer Verbindung auf der Aktivkohle dar (Gl. 1).

$$\frac{x}{m} = \alpha \cdot \left(\frac{c}{c_E}\right)^{1/n} \quad (1)$$

Hierbei ist  $c$  - Gleichgewichtskonzentration nach der Adsorption (mol/l);  $c_E$  – Konzentration von 1 mol/l;  $x/m$  - Oberflächenkonzentration;  $\alpha$  - Freundlich-Koeffizient;  $1/n$  - Freundlich-Exponent ( $0 \leq \frac{1}{n} \leq 1$ ).

Die Adsorptionsisotherme des Typs II gehört zur **Langmuir-Isotherme** und wurde theoretisch abgeleitet. Die Gleichung der Isotherme lautet:

$$\frac{x}{m} = \left(\frac{x}{m}\right)_{\infty} \cdot \left(\frac{c}{c+K}\right) \quad (2)$$

Dabei ist  $x/m$  - Oberflächenkonzentration;  $c$  – Gleichgewichtskonzentration(mol/l);  $K$  – Gleichgewichtskonstante;  $\left(\frac{x}{m}\right)_{\infty}$  - Maximale Oberflächenkonzentration.

Bei der Herleitung der Beziehung für die Adsorptionsisotherme ging Langmuir davon aus, dass die Adsorption und die Desorption sich in einem dynamischen Gleichgewicht befinden und es nur eine monomolekulare Schicht des Adsorbats auf einer Oberfläche aufgebaut wird. Langmuir hat auch angenommen, dass die Oberfläche des Adsorbens aus energetisch gleichwertigen Stellen besteht, die je nur ein Teilchen binden können. Da die adsorbierten Teilchen lokalisiert sind, können sie sich auf der Oberfläche nicht bewegen. Zwischen den adsorbierten Teilchen tritt es keine Wechselwirkungen auf

### 3. Beschreibung der Apparatur und der Versuchsdurchführung

Für den Versuch wird benötigt: eine Bürette, ein Stativ, 10 Erlenmeyerkolben (100ml), 5 Gummistopfen, 5 Trichter, Faltenfilter, ein Wasserbad, Pipettensatz (3 ml, 5 ml), ein Thermometer und ein Peleusball. Zuerst wird das Wasserbad eingeschaltet und auf 25 °C angestellt. Dann soll in 5 nummerierten Erlenmeyerkolben jeweils (möglichst genau) 1 g Aktivkohle eingewogen werden. In 5 anderen nummerierten Erlenmeyerkolben wird die Oxalsäurelösung verschiedener Konzentrationen vorbereitet. Die benötigten Volumina von Oxalsäurestammlösung und Wasser sind in der Tabelle 1 gegeben. Aus Sicherheitsgründen wird zuerst das Wasser in Erlenmeyerkolben pipettiert und dann wird die Stammlösung der Oxalsäure dazugegeben. Wenn alle Lösungen der Oxalsäure fertig sind, ist es wichtig, dass sie möglichst gleichzeitig zu Aktivkohle zugegossen werden, damit die Adsorption der Oxalsäure und Aktivkohle gleichzeitig beginnt. Nach der Mischung von Aktivkohle und Oxalsäurelösungen werden alle Erlenmeyerkolben mit dem Stopfen geschlossen und ins Wasserbad gestellt, wo sie zur Gleichgewichtseinstellung 30 Minuten geschüttelt werden. In dieser Zeit kann die Bürette vorbereitet werden. Sie soll nach der Spülung mit 0,1 M NaOH aufgefüllt werden. Nach dreißigminütigem Schütteln werden die Erlenmeyerkolben aus dem Wasserbad entnommen. Die Lösungen sollen möglichst gleichzeitig über Faltenfilter in die nummerierten und sauberen Erlenmeyerkolben abfiltriert werden, damit die Adsorption gleichzeitig beenden wird. Ins Wasserbad wird einen Thermometer für die Messung der Temperatur des Bades reingelegt. Im Anschluss werden die Filtrat-Lösungen mit 0,1 M NaOH titriert. Als Indikator wird Phenolphthalein verwendet, der seine Farbe in der basischen Umgebung zum Rosa ändert. Von der ersten 2 Filtrat-Lösungen wird zweimal je 3 ml titriert. Von der restlichen Filtrat-Lösungen wird je 5 ml der Lösung zweimal mit NaOH titriert. Zuletzt wird den Thermometer aus dem Wasserbad entnommen und die Temperatur des Bades wird notiert.

Tabelle 1: Die benötigten Volumina an Wasser und Oxalsäurestammlösung für die Herstellung der Oxalsäurelösungen

Kolbe	V(H <sub>2</sub> O), ml	V(C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ), ml
1	0	50
2	10	40
3	20	30
4	30	20
5	40	10

## 4. Auswertung der Messergebnisse

### Berechnung der Ausgangskonzentrationen der Lösungen

Zuerst werden die Ausgangskonzentrationen  $c_0$  der Oxalsäure-Lösungen nach der Gleichung 3 bestimmt:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2 \quad (3)$$

Hierbei ist  $c_1$  – die Ausgangskonzentration in mol/l;  $V_1$  - das Ausgangsvolumen in l;  $c_2$  – die Endkonzentration in mol/l;  $V_2$  - das Endvolumen in l. Dabei ist die Konzentration der Oxalsäurestammlösung 0,1 mol/l. Die Ergebnisse werden in der Tabelle 2 gesammelt.

Beispielrechnung für die dritte Lösung:

$$c_2 = \frac{c_1 V_1}{V_2} = \frac{\frac{0,1 \text{ mol}}{\text{l}} \cdot 30 \cdot 10^{-3} \text{ l}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 0,06 \text{ mol/l}$$

Da für die Lösungsherstellung die Abmessung der Volumina von Oxalsäure und Wasser mit Hilfe der Bürette ( $\pm 0,05$  ml) durchgeführt wurde, der relative Fehler am Beispiel der dritten Lösung ist dann:

$$\delta c_0 = \frac{\Delta V}{V_{\text{Oxalsäure}}} + \frac{\Delta V}{V_{\text{Wasser}}} = \frac{0,05 \text{ ml}}{30 \text{ ml}} + \frac{0,05 \text{ ml}}{20 \text{ ml}} = 4,17 \cdot 10^{-3} = 0,417 \%$$

$$\text{Absoluter Fehler: } \Delta c_0 = c_0 \cdot \delta c_0 = 0,06 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 4,17 \cdot 10^{-3} = \pm 2,50 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

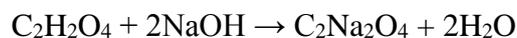
Die relativen und absoluten Fehler der Ausgangskonzentration der Lösungen sind in der Tabelle 2 dargestellt.

Tabelle 2: Ausgangskonzentrationen der Lösungen und die Fehler der Ausgangskonzentration

Kolben	Ausgangskonzentration $c_0$ in mol/l	Relativer Fehler, $c_0$ relativ in %	Absoluter Fehler, $c_0$ absolut in mol/l
1	0,10	0,100	$\pm 0,0001$
2	0,08	0,625	$\pm 0,0005$
3	0,06	0,417	$\pm 0,00025$
4	0,04	0,417	$\pm 0,00017$
5	0,02	0,625	$\pm 0,00013$

### Bestimmung der Filtratkonzentration

Die Filtratkonzentrationen werden durch NaOH-Verbrauch bei der Titration ausgerechnet. Die Reaktionsgleichung lautet:



Aus der Reaktionsgleichung ergibt sich:  $n(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = \frac{1}{2} n(\text{NaOH})$ . Deswegen entsteht der Faktor

$\frac{1}{2}$  in der Gleichung 4 für die Bestimmung der Masse der adsorbierten Oxalsäure  $x$  (in g).

$$x = (c_0 - c)V_{Lsg}M_{Ox} \quad (4)$$

Dabei ist  $c_0$  – die Ausgangskonzentration der Lösung, mol/l;  $c$  – die Filtratkonzentration, mol/l;  $V_{Lsg}$  – das Volumen der Lösung, l;  $M_{Ox}$  – die Molmasse der Oxalsäure, g/mol.

Die Filtratkonzentration  $c$  (in mol/l) kann durch die Gleichung 5 berechnet werden.

$$c = \frac{c_{NaOH} \cdot V_{NaOH-Verbrauch}}{2 \cdot V_{Filtrat}} \quad (5)$$

Hier ist  $c_{NaOH}$  – die Konzentration der NaOH-Lösung in mol/l, die für die Titration benutzt wurde;  $V_{NaOH-Verbrauch}$  – das Volumen an NaOH-Lösung in l, das bei der Titration verbraucht wurde;  $V_{Filtrat}$  – das Volumen des Filtrats in l.

Beispielrechnung für die zweite Titration:

$$c = \frac{c_{NaOH} \cdot V_{NaOH-Verbrauch}}{2 \cdot V_{Filtrat}} = \frac{0,1 \frac{mol}{l} \cdot 3,60 \cdot 10^{-3} l}{2 \cdot 3 \cdot 10^{-3} l} = 0,060 \text{ mol/l}$$

Die Ergebnisse der Ausrechnung der Filtratkonzentration  $c$  werden in die Tabelle 3 eingetragen. Für die Fehlerrechnung der Filtratkonzentration werden die Fehler der Bürette und der Pipette (3 ml bzw. 5 ml) berücksichtigt. Der Fehler der 3 ml Pipette beträgt  $\pm 0,01$  ml und der 5 ml Pipette ist  $\pm 0,02$  ml. Als Beispiel wird relativen und absoluten Fehler für die zweite Lösung berechnet.

$$\text{Relativer Fehler: } \delta c = \frac{\Delta V_{Bürette}}{V_{NaOH-Verbrauch}} + \frac{\Delta V_{Pipette}}{V_{Filtrat}} = \frac{0,05 \text{ ml}}{3,6 \text{ ml}} + \frac{0,01 \text{ ml}}{3 \text{ ml}} = 0,01722 = 1,722 \%$$

$$\text{Absoluter Fehler: } \Delta c = c \cdot \delta c = 0,060 \frac{mol}{l} \cdot 17,22 \cdot 10^{-3} = \pm 1,03 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{l}$$

Die Ergebnisse für die Fehlerberechnung werden in die Tabelle 3 eingetragen.

Tabelle 3: Die Messwerte für die Titration, die Werte der Filtratkonzentration und die Fehler der Filtratkonzentration

Titration	$V_{Filtrat}$ in ml	$V_{NaOH-Verbrauch}$ in ml	Filtratkonzentration (Gleichgewichtskonzentration der Oxalsäure) $c$ in mol/l	Relativer Fehler, $c_{\text{relativ}}$ in %	Absoluter Fehler, $c_{\text{absolut}}$ in mol/l
1	3	4,75	0,080	1,386	$\pm 0,00110$
2	3	3,60	0,060	1,722	$\pm 0,00103$
3	5	4,30	0,043	1,563	$\pm 0,00067$
4	5	2,60	0,026	2,323	$\pm 0,00060$
5	5	1,15	0,012	4,748	$\pm 0,00071$

### Berechnung der adsorbierten Oxalsäuremasse (x) und der Oberflächenkonzentration (x/m)

Die Masse der Oxalsäure, die adsorbiert wurde, lässt sich aus den berechneten  $c_0$ - und  $c_{\text{Filtrat}}$ -Werten nach der Gleichung 2 ermitteln. Wobei ist das Volumen der Lösung  $50 \cdot 10^{-3}$  l und die Molmasse der Oxalsäure  $90,029$  g/mol. Beispielrechnung für die erste Lösung:

$$x = (0,1 \text{ mol/l} - 0,080 \text{ mol/l}) \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 90,029 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,090 \text{ g}$$

Der Quotient  $x/m$  (die Oberflächenkonzentration) für die erste Lösung ist dann:

$$x/m = 0,090 \text{ g} / 1,002 \text{ g} = 0,090$$

Die ermittelten Daten der adsorbierten Oxalsäuremasse und der Oberflächenkonzentration werden in der Tabelle 4 dargestellt.

Relativer Fehler der Bestimmung der adsorbierte Oxalsäuremasse ( $\delta x$ ) auf dem Beispiel der

$$\text{erste Lösung ist: } \delta x = \frac{\Delta V_{\text{Bürette}}}{V} + \frac{\Delta c_0}{c_0} + \frac{\Delta c}{c} = \frac{0,05 \text{ ml}}{50 \text{ ml}} + 0,001 + 0,01386 = 0,01586 = 1,586 \%$$

$$\text{Absoluter Fehler: } \Delta x = x \cdot \delta x = 0,090 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0,01586 = \pm 1,4274 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Die Werte der Fehler für die adsorbierte Masse der Oxalsäure ist in der Tabelle 4 zu sehen.

Dann wird der Fehler der Bestimmung der Oberflächenkonzentration ausgerechnet. Fehler der Waage beträgt  $\pm 0,001$  g. Als Beispiel werden der relative und der absolute Fehler der Oberflächenkonzentration für die erste Lösung bestimmt.

$$\text{Relativer Fehler: } \delta\left(\frac{x}{m}\right) = \frac{\Delta V_{\text{Bürette}}}{V} + \frac{\Delta c_0}{c_0} + \frac{\Delta c}{c} + \frac{\Delta m}{m} = \delta x + \frac{\Delta m}{m} = 0,01586 + \frac{0,001 \text{ g}}{1,002 \text{ g}} = 0,01685 = 1,685 \%$$

$$\text{Absoluter Fehler: } \Delta\left(\frac{x}{m}\right) = \delta\left(\frac{x}{m}\right) \cdot \left(\frac{x}{m}\right) = 0,01685 \cdot 0,090 = 1,517 \cdot 10^{-3}$$

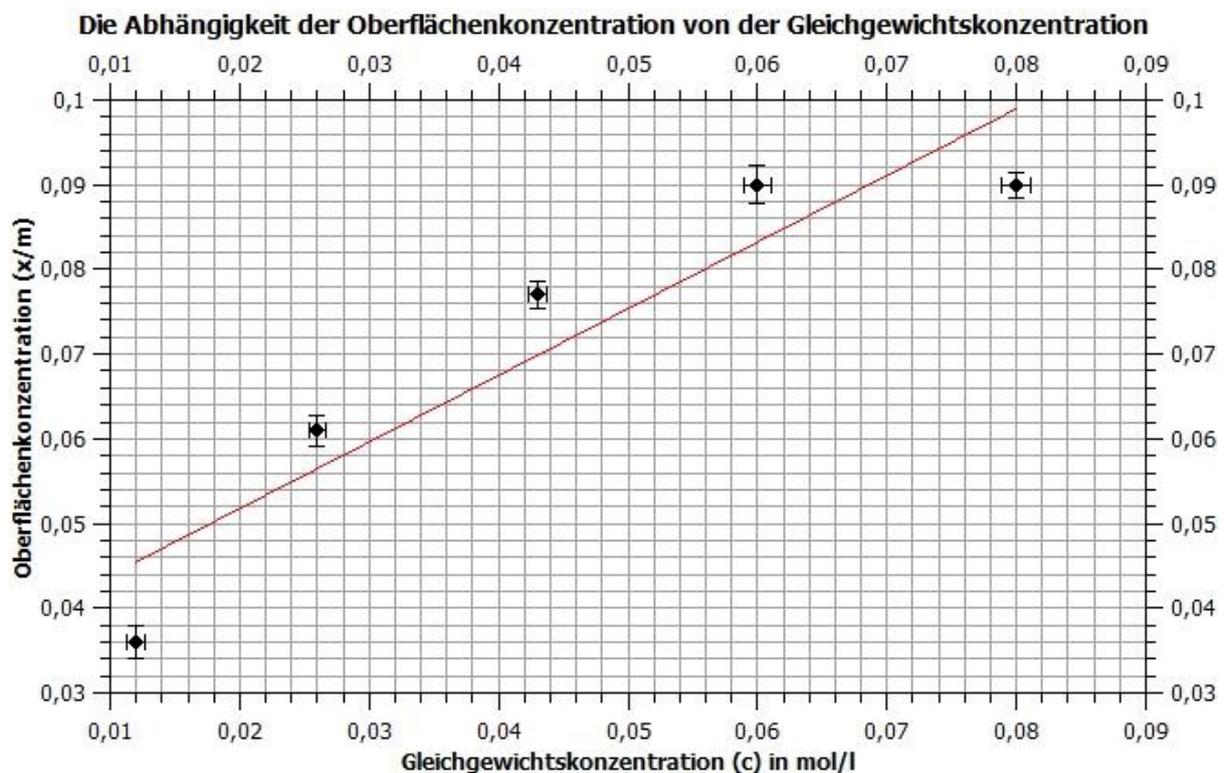
Die Ergebnisse der Fehlerrechnung für die Oberflächenkonzentration werden in der Tabelle 4 dargestellt.

Tabelle 4: Die Werte der adsorbierten Oxalsäuremasse, der eingewogenen Masse der Aktivkohle, der Oberflächenkonzentration und der Fehler der adsorbierten Oxalsäuremasse und der Oberflächenkonzentration

Kolben	Masse des adsorbierten Stoffes x in g	Eingewogene Masse der Aktivkohle m in g	Oberflächenkonzentration x/m	Fehler $x_{\text{relativ}}$ in %	Fehler $x_{\text{absolut}}$ in g	Fehler $x/m_{\text{relativ}}$ in %	Fehler $x/m_{\text{absolut}}$ in g
1	0,090	1,002	0,090	1,586	$\pm 0,00143$	1,685	$\pm 0,00152$
2	0,090	0,999	0,090	2,447	$\pm 0,00220$	2,547	$\pm 0,00229$
3	0,077	1,004	0,077	2,08	$\pm 0,00160$	2,180	$\pm 0,00168$
4	0,063	1,038	0,061	2,84	$\pm 0,00179$	2,936	$\pm 0,00179$
5	0,036	1,002	0,036	5,473	$\pm 0,00197$	5,573	$\pm 0,00201$

### Auftragung der Oberflächenkonzentration gegen die Gleichgewichtskonzentration der Oxalsäure

Es wird die Adsorptionsisotherme aus den praktischen Ergebnissen dargestellt. Dafür werden die Oberflächenkonzentrationen gegen die Gleichgewichtskonzentrationen in der Lösungen graphisch aufgetragen. Als Fehlerbalken werden die oben ausgerechneten Fehler eingesetzt (Graph 1).



Graph 1: Die Auftragung der Oberflächenkonzentration gegen die Gleichgewichtskonzentration

Aus dem Diagramm kann man schlussfolgern, dass die Oberflächenspannung mit steigender Gleichgewichtskonzentration wächst, was der Wirklichkeit entspricht. Der Verlauf von der aus den experimentellen Werten dargestellten Adsorptionsisotherme näherungsweise zur Adsorptionsisotherme nach Freundlich (Typ I) entspricht.

Die möglichen Abweichungen könnten durch Ungenauigkeit der Titration auftreten. Oder dadurch, dass die Kolben mit Aktivkohle möglicherweise nicht gleichzeitig mit der Oxalsäurelösung aufgefüllt wurden oder möglicherweise nicht gleichzeitig danach filtriert wurden. Somit kann es nicht garantiert werden, dass die Adsorption auf der Aktivkohle bei allen Oxalsäurelösungen gleichzeitig angefangen und beenden wurde.

### Logarithmierung der Freundlich-Gleichung und graphische Auftragung der berechneten Werte von $\log(x/m)$ gegen $\log(c/c_E)$

Es wird die Freundlich-Beziehung (Gleichung 1) logarithmiert:

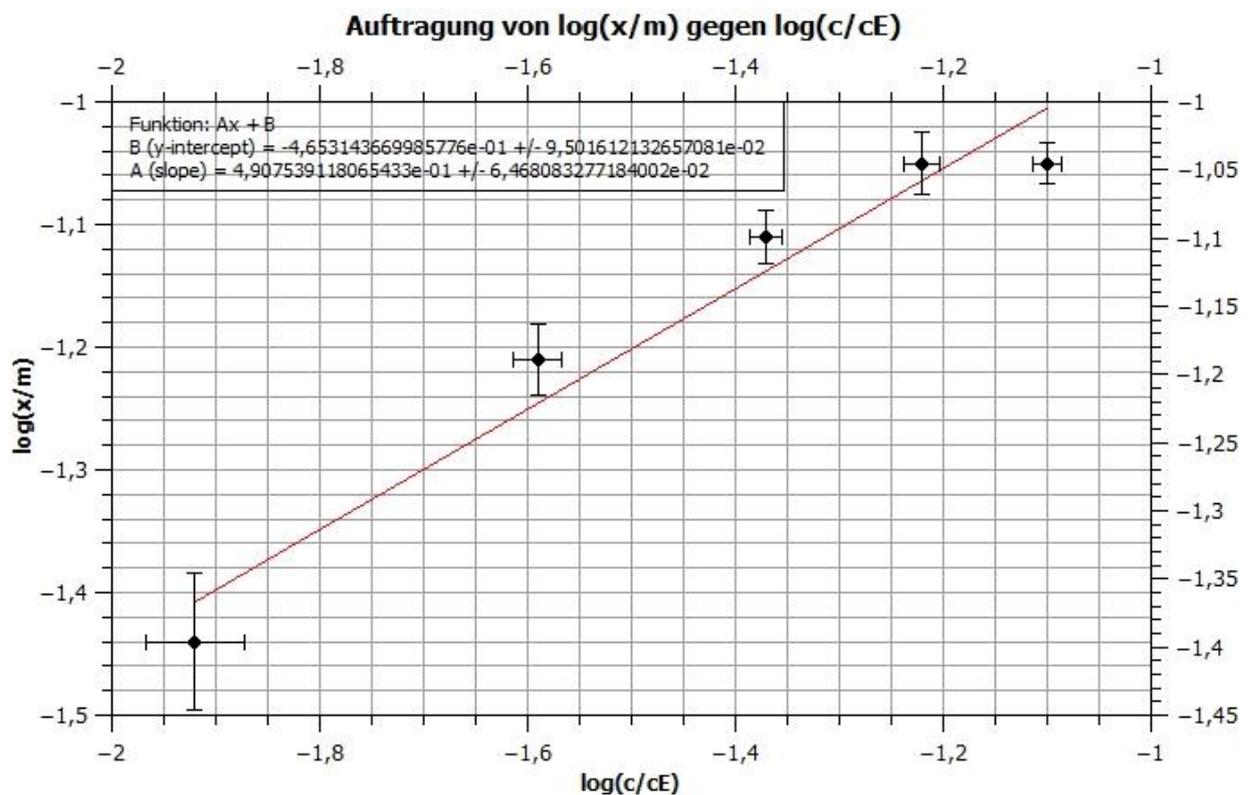
$$\log\left(\frac{x}{m}\right) = \log\alpha + \log\left(\frac{c}{c_E}\right)^{1/n} \quad \text{folglich}$$

$$\log\left(\frac{x}{m}\right) = \frac{1}{n} \cdot \log\left(\frac{c}{c_E}\right) + \log\alpha$$

Dargestellte Geradengleichung liefert durch die lineare Regression die Parameter (1/n) als die Steigung und  $\log\alpha$  als der Achsenabschnitt (Graph 2).

Tabelle 5: Die berechneten Werte von  $\log(c/c_E)$  und  $\log(x/m)$

Kolben	$\log(c/c_E)$	$\log(x/m)$
1	-1,10	-1,05
2	-1,22	-1,05
3	-1,37	-1,11
4	-1,59	-1,21
5	-1,92	-1,44



Graph 2: Graphische Darstellung von  $\log(x/m)$  gegen  $\log(c/c_E)$

Nach QtiPlot ergeben sich:  $\frac{1}{n} = (0,491 \pm 0,065)$  und  $\log\alpha = (-0,465 \pm 0,095)$ .

Die logarithmierte Form der Freundlich-Gleichung, die aus der Graph 2 bestimmt wurde:

$$\log\left(\frac{x}{m}\right) = 0,491 \cdot \log\left(\frac{c}{c_E}\right) - 0,465$$

Aus dem dekadischen Logarithmus lässt sich  $\alpha$ -Parameter bestimmen:

$$\log \alpha = -0,465$$

$$\alpha = 10^{-0,465} = 0,343$$

Die Konstanten  $\alpha$  und  $\frac{1}{n}$  sind temperaturabhängig und haben keine physikalische Bedeutung, da sie experimentell erfunden wurden.

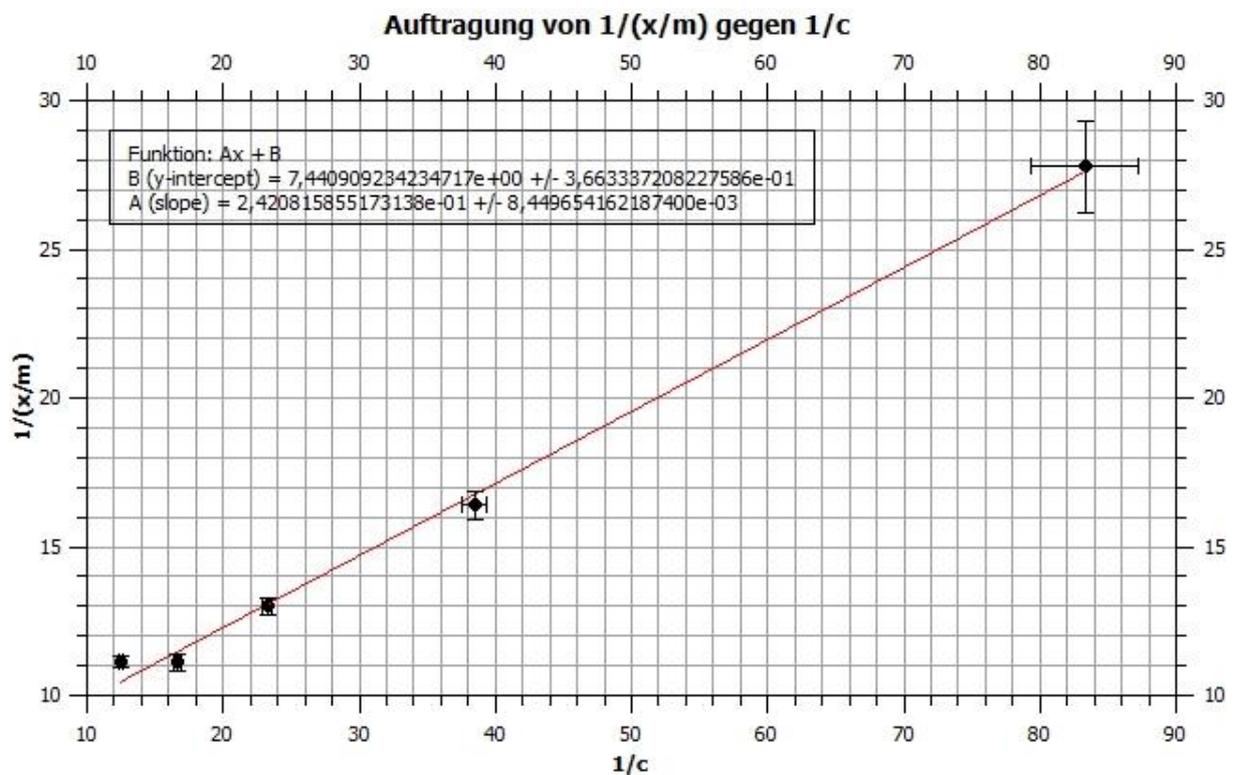
Linearisierung der Langmuir-Gleichung und graphische Darstellung der Abhängigkeit  $1/(x/m)$  von  $1/c$

Die Langmuir-Beziehung (Gleichung 2) wird linearisiert:  $\frac{1}{\left(\frac{x}{m}\right)} = \frac{K}{\left(\frac{x}{m}\right)_{\infty}} \cdot \frac{1}{c} + \frac{1}{\left(\frac{x}{m}\right)_{\infty}}$

Dann wird  $1/(x/m)$  gegen  $1/c$  graphisch aufgetragen (Graph 3).

Tabelle 6: Ausgerechnete Werte von  $1/(x/m)$  und  $1/c$

Kolben	$1/(x/m)$	$1/c$ in $l \cdot mol^{-1}$
1	11,11	12,50
2	11,11	16,67
3	12,99	23,26
4	16,39	38,46
5	27,78	83,33



Graph 3: Auftragung von  $1/(x/m)$  gegen  $1/c$

Aus dem Diagramm lassen sich die Termen  $K/(x/m)_{\infty}$  aus der Steigung und  $1/(x/m)_{\infty}$  aus dem Achsenabschnitt ablesen.

Laut QtiPlot:  $1/(x/m)_\infty = (7,441 \pm 0,366)$  und  $K/(x/m)_\infty = (0,242 \pm 0,008)$  mol/l

Die lineare Form der Langmuir-Gleichung, die aus der Graph 4 bestimmt wurde:

$$\frac{1}{\left(\frac{x}{m}\right)} = 0,242 \cdot \frac{1}{c} + 7,441$$

Zunächst wird aus dem Term  $1/(x/m)_\infty$  der Parameter  $(x/m)_\infty$  ausgerechnet:

$$1/(x/m)_\infty = (7,441 \pm 0,366)$$

$$(x/m)_\infty = 1/7,441 = 0,134$$

Jetzt lässt sich die Gleichgewichtskonstante K aus dem Term  $K/(x/m)_\infty$  berechnen:

$$K/(x/m)_\infty = (0,242 \pm 0,008) \text{ mol/l}$$

$$K/0,134 = 0,242$$

$$K = 0,134 \cdot 0,242 = 0,032 \text{ mol/l}$$

Die Parameter K und  $(x/m)_\infty$  sind die temperaturabhängige Parameter, die sowie  $\alpha$  und  $1/n$  beschreiben, wie sich der Verlauf der Isotherme bei verschiedenen Temperaturen ändert und zwar: wie rasch steigt die Kurve oder wie viel wird die gebogen usw. Ein Beispiel dafür wird in der Abbildung 5 dargestellt:

Die Terme  $\alpha$  und  $1/n$  sind die temperaturabhängige und systemspezifische Konstante, die von Freundlich experimentell erfunden wurden. Die Parameter K und  $(x/m)_\infty$ , sind die temperaturabhängige Parameter, die sowie  $\alpha$  und  $1/n$  beschreiben, wie sich der Verlauf der Isotherme bei verschiedenen Temperaturen ändert und zwar: wie rasch steigt die Kurve oder wie viel wird die gebogen usw. Ein Beispiel dafür wird in der Abbildung 2 dargestellt:

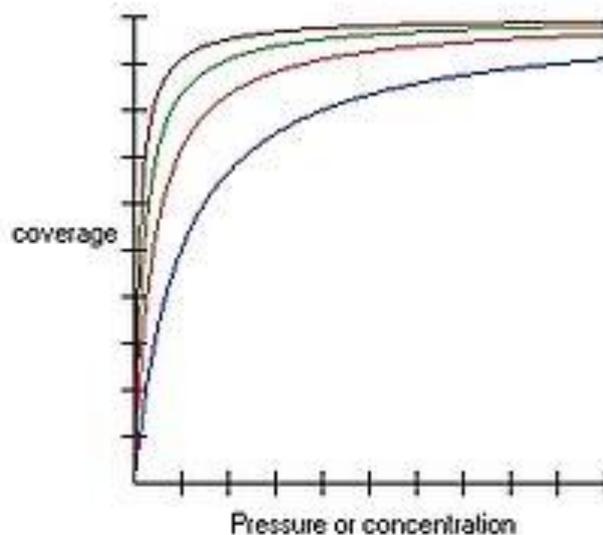


Abbildung 2: Verlauf der Langmuir-Isothermen bei verschiedenen Temperaturen

Die Temperaturänderung spielt auch eine große Rolle in einem Adsorptionsprozess. Durch Temperaturerhöhung wird das Oberflächenkonzentrationsgleichgewicht zu niedrigeren Werten

verschoben (da die Adsorption einen exothermen Prozess ist) und somit den Desorptionsprozess begünstigt (Abb.3).

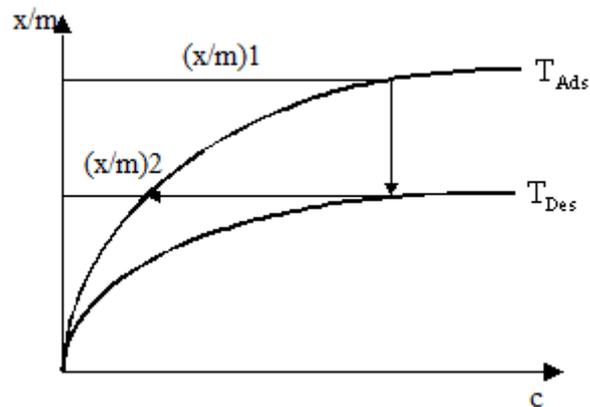


Abbildung 3: Oberflächenkonzentrationsänderung bei der Desorption durch Temperaturwechsel

## Zusammenfassung

Es wird die Adsorption von Oxalsäure auf Aktivkohle bei der konstanten Temperatur untersucht. Dafür wird aus den experimentellen Werten für die Oberflächen- und Gleichgewichtskonzentrationen die Adsorptionsisotherme praktisch dargestellt (Graph 1). Es ist deutlich zu sehen, dass die Adsorptionsisotherme besser zur Freundlich-Modelle der Adsorptionsbeschreibung (Typ I) passt, da sie ein exponentielles Wachstum ohne Erreichen der Oberflächenkonzentrationssättigung hat. Dann wurden die ermittelten Oberflächen- und Gleichgewichtskonzentrationen-Werte nach Freundlich und nach Langmuir ausgewertet. Daraus wurden  $\alpha$ ,  $1/n$ ,  $(x/m)_{\infty}$  und  $K$  ermittelt.

## Quellen

G. Wedler: Lehrbuch der Physikalischen Chemie, Verlag Chemie. Kapitel 2.7.5 „Adsorption an Festkörperoberflächen“