

Folie 1

Flüchtige Organische Verbindungen in der Gasphase

Themen:

- Konversionsfaktoren Berechnen
- Abschätzen von Dampfdruckkurven aus 2 vorhandenen Werten
- Dampfdruck wässriger Lösungen von flüchtigen organischen Verbindungen

Folie 2

1. Konversionsfaktoren – Einheitenrechnen in der Gasphase

Folie 3

Was ist ein Konversionsfaktor?

Der Konversionsfaktor ist ein Umrechnungsfaktor zwischen **massen-** und **volumen**basierten Mengenangaben von Gasen.

Masse: g/ m³, mg/ m³

Volumen: l/ m³, ml/ m³ (= ppm)

ppm in der Gasphase bedeutet:

- 1 ml/m³ oder
- 1 Gasteilchen von 1.000.000

Die Angaben sind gleichbedeutend.

Konversionsfaktoren



Satz des Avogadro: In einem bestimmten Gasvolumen sind bei gleichen äußeren Bedingungen (Druck, Temperatur) immer gleich viele zählbare Einheiten (Teilchen) enthalten, unabhängig um welches Gas es sich handelt.

Anmerkungen zum Gültigkeitsbereich der folgenden Berechnungen:

Der Satz von Avogadro folgt aus der Zustandsgleichung idealer Gase.

$$pV = nRT$$

mit

R = 8,3143 J/(K mol), der allgemeinen Gaskonstanten.

n = Molzahl

Bedeutet V das Molvolumen, entfällt n.

Der Satz des Avogadro gilt für ideale Gase, also für solche, bei denen die Kräfte zwischen den Gasteilchen und deren Eigenvolumen vernachlässigbar sind. Für absolute Gase (z. B. Stickstoff, Sauerstoff) unter Normalbedingungen sind die Ergebnisse bis auf wenige Prozent genau.

Die Zustandsgleichung idealer Gase ist auch anwendbar für Gasmischungen, in denen geringe Mengen von Gasen, für welche die ideale Gasgleichung unter den gegebenen Bedingungen sonst nicht zutrifft, mit absoluten Gasen vermischt sind.

In der Nähe des Tripelpunktes oder von Phasengrenzen weichen die Berechnungen zu stark von den Messwerten ab.

Unter Bedingungen, bei denen die Zustandsgleichung idealer Gase nicht zutrifft, (z. B. große Anteile polarer Gase wie Ammoniak oder eine CO₂-Atmosphäre), kann man nur oberhalb der Boyle-Temperatur mit der Zustandsgleichung idealer Gase rechnen, ansonsten muss man einen der exakten Ansätze wählen, z. B.:

- die Virialgleichung: $pV = RT + B(T)p + C(T)p^2 + D(T)p^3 + \dots$ mit B, C, D als zweiten, dritten, vierten Virialkoeffizienten.

Mit der Van-der-Waals-Gleichung (diese führt die Parameter Binnendruck und Kovolumen ein) wird in der Praxis kaum mehr gerechnet. Zur Bestimmung der Boyle-Temperatur kann man die dazugehörigen Koeffizienten jedoch gut verwenden.

Boyle-Temperatur: $T_b = a/(Rb)$ mit a,b = Koeffizienten der Van-der-Waals-Gleichung

Folie 5

Molvolumen:

- ✓ In einem gegebenen Gasvolumen sind immer gleich viele Teilchen
- ✓ 1 Mol sind immer gleich viele Teilchen



- ✓ 1 Mol Gas nimmt immer das gleiche Volumen ein!

Molvolumen idealer Gase

1 Mol eines idealen Gases nimmt bei 1013 mbar das folgende Volumen ein:

bei 273 K (~ 0 °C)	22,414 l/ mol
bei 288 K (~ 15 °C)	23,65 l/ mol
bei 293 K (~ 20 °C)	24,06 l/ mol

Im Geltungsbereich der Zustandsgleichung idealer Gase ist $V_{(\text{mol})} = f(T)$ eine Gerade und kann extrapoliert werden.

Rechenbeispiel für einen Konversionsfaktor

Beispiel CO₂ in der Atmosphäre:

M = 44 g/mol, T = 293 K, V_m = 24,06 l/mol

Volumen%	0,04 vol% sind wie viel g/m ³ ?
Volumen	0,4 l/m ³ = 400 ml/m ³
Mol/m ³	(0,4 l/m ³)/(24,06 l/mol) = 0,017 mol/m ³
g/m ³	44 g/mol * 0,017 mol/m ³ = 0,75 g/m ³
Faktor	1 ml/m ³ = 0,75/400 g/m ³ = 0,0019 g/m ³

0,1 Vol% = 1 l/m³

Der Rechenweg führt von Volumen zu Mol und von Mol zu Masse, umgekehrt von Masse zu Mol und von Molmenge zum Volumen.

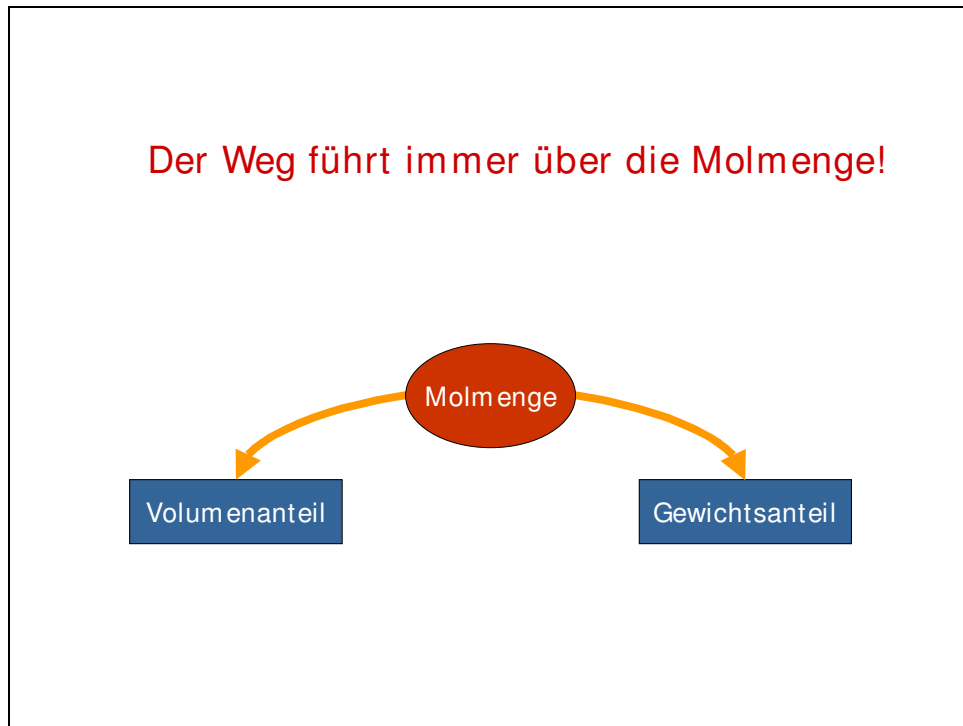
Formeln:

$$\frac{\text{Volumenkonzentration} \left[\frac{l}{m^3} \right]}{\text{Molvolumen} \left[\frac{l}{mol} \right]} = \text{Molenbeladung} \left[\frac{mol}{m^3} \right]$$

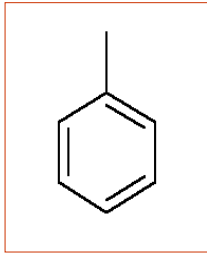
$$\text{Molenbeladung} \left[\frac{mol}{m^3} \right] \times \text{Molmasse} \left[\frac{g}{mol} \right] = \text{Beladung} \left[\frac{g}{m^3} \right]$$

Als integrierte Formel:

$$\frac{\text{Volumenkonzentration} \left[\frac{l}{m^3} \right]}{\text{Molvolumen} \left[\frac{l}{mol} \right]} \times \text{Molmasse} \left[\frac{g}{mol} \right] = \text{Beladung} \left[\frac{g}{m^3} \right]$$



Aufgabe:

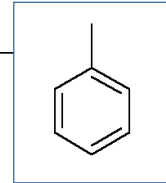


Die Geruchsschwelle von Toluol beträgt **2,14 Vol.-ppm**. Wie hoch ist diese Beladung in g/m^3 unter Normalbedingungen?

$$\begin{aligned}1 \text{ Vol.-ppm} &= 1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3/\text{m}^3 = \\ &= \mathbf{1 \text{ ml}/\text{m}^3}\end{aligned}$$

Lösung: Geruchsschwelle von Toluol

Toluol: C ₇ H ₈	Molmasse = 7*12 + 8*1 = 92 g/mol
Volumen zu Molmenge:	2,14 ml/m ³ = 0,00214 l/m ³ (0,00214 l/m ³)/(24,06 l/mol) = 8,9 * 10 ⁻⁵ mol/m ³
Molmenge zu Masse	8,9 * 10 ⁻⁵ mol/m ³ * 92 g/mol = 0,0082 g/m ³ = 8,2 mg/m ³



Schritte zur Lösung:

1. Berechnen der Molmasse
2. Umformen der Volumenangabe ppm in l/m³
3. Umrechnen des Wertes in die Molbeladung
4. Aus der Molbeladung umrechnen in die Massenbeladung

Lösung mit integrierter Formel:

$$\frac{0,00214 \frac{l}{m^3}}{24,06 \frac{l}{mol}} \times 92 \frac{g}{mol} = 0,0082 \frac{g}{m^3} = 8,2 \frac{mg}{m^3}$$

Bitte immer bedenken, dass das Ergebnis nur für die gewählten Bedingungen (p, V) gilt!

Konversionsfaktor ermitteln

Für mehrere Berechnungen auf einmal.

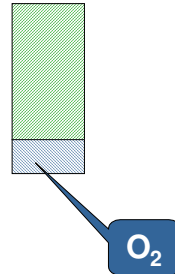
Der Konversionsfaktor ist temperaturabhängig, da das Molvolumen des Gases eingeht.

$$\text{Konversionsfaktor} \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right] = \frac{\text{Molmasse} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]}{\text{Molvolumen} \left[\frac{\text{l}}{\text{mol}} \right]} = F_{(K)}$$

$$\text{Volumenkonzentration} \left[\frac{\text{l}}{\text{m}^3} \right] \times F_{(K)} \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right] = (\text{Massen})\text{beladung} \left[\frac{\text{g}}{\text{m}^3} \right]$$

Von der Beladung zum Partialdruck p_i

... und umgekehrt:
Volumenprozent sind auch
„Druckprozent“



$$p_i = p \cdot x_i \quad (x_i = \text{Vol\%/100})$$
$$p_{(\text{O}_2)} = 1013 \text{ mbar} \cdot 0,21$$
$$= 212,7 \text{ mbar}$$

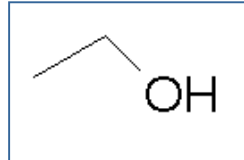
"Der Partialdruck einer Komponente i ist gleich dem Gesamtdruck multipliziert mit ihrem Anteil in der Gasphase."

In der Abbildung nimmt Sauerstoff 21 Vol% der Atmosphäre ein. Sein Partialdruck entspricht 21/100 des Luftdrucks.

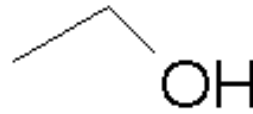
Aufgabe: Ethanol mit einem Partialdruck von
10 mbar in der Luft (1013 mbar, 20 °C)

Ethanol ist in der Luft mit einem Partialdruck
von 10 mbar vorhanden.

Wie viel g/ m³ sind das?



Volumenanteil → Molmenge → Molmasse →
Masse



Lösung: 10 mbar Ethanol...

Volumenanteil:	$x_{(\text{Ethanol})} = 10 / 1013 = 0,00987$ $= 0,987\% = 9,87 \text{ l/m}^3$
Molmenge:	$(9,87 \text{ l/m}^3) / (24,06 \text{ l/mol}) =$ $= 0,41 \text{ mol/m}^3$
Molmasse:	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}: 2 \cdot 12 + 16 + 6 \cdot 1 =$ $= 46 \text{ g/mol}$
Masse:	$(0,41 \text{ mol/m}^3) \cdot (46 \text{ g/mol}) =$ $= 18,87 \text{ g/m}^3$

$$1 \text{ Vol\%} = 10 \text{ l/m}^3$$

Nachdem aus dem Partialdruck der Volumenanteil berechnet wurde, kann die Formel von Folie 7 wieder zum Einsatz kommen:

$$\frac{\text{Volumenanteil} \left[\frac{\text{l}}{\text{m}^3} \right]}{\text{Molvolumen} \left[\frac{\text{l}}{\text{mol}} \right]} \times \text{Molmasse} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] = \text{Beladung} \left[\frac{\text{g}}{\text{m}^3} \right]$$

Mit

$$\frac{\text{Partialdruck}[\text{mbar}]}{\text{Druck}[\text{mbar}]} \times 1000 = \text{Volumenanteil} \left[\frac{\text{l}}{\text{m}^3} \right]$$

lautet die integrierte Formel

$$\frac{\text{Partialdruck}[\text{mbar}] \times \text{Molmasse} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] \times 1000}{\text{Druck}[\text{mbar}] \times \text{Molvolumen} \left[\frac{\text{l}}{\text{mol}} \right]} = \text{Beladung} \left[\frac{\text{g}}{\text{m}^3} \right]$$

2. Dampfdruckkurven

Von zwei Werten zur
vollständigen Kurve

Temperaturabhängigkeit des Dampfdrucks, Grundlage der Methode:

Grundlage: Clausius-Clapeyron'sche Gleichung (das ist die exakte Clapeyron'sche Gleichung unter der Annahme idealen Verhaltens der Gase)

$$d \ln p/dT = \Delta H_{(\text{verd.},m)}/RT^2$$

Die Gleichung bezieht sich auf Zweiphasen-Systeme.

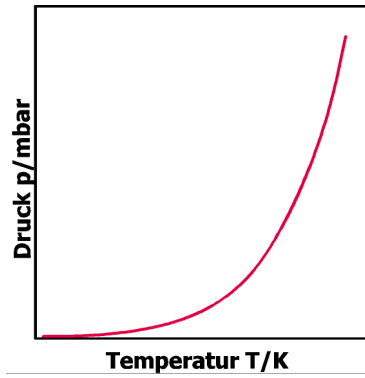
Mit der Annahme, die molare Verdampfungsenthalpie sei temperaturunabhängig, kann die Clausius-Clapeyron'sche Gleichung integriert werden:

$$p = p_0 \times e^{-C},$$
$$C = \{\Delta H_{(\text{verd.},m)}/R\} \times \{(1/T) - (1/T_0)\}$$

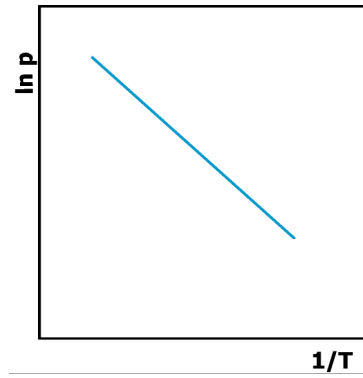
Daraus ergibt sich die Proportionalität bei Anwesenheit von zwei Phasen (flüssig und gasförmig):

$$\ln p \sim 1/T$$

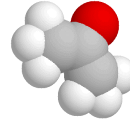
Dampfdruckkurve: $\ln p \sim 1/T$



normale Darstellung



lineare Form

Beispiel: Aceton✓ **Bekannte Werte:**

- $K_p = 56,2 \text{ °C}$
- $p_{(20 \text{ °C})} = 233 \text{ mbar}$

T/K	1/T * 10E3	p/mbar	ln p
293	3,41	233	5,45
329	3,04	1013	6,92

Quellen für einzelne Dampfdruckwerte:

<http://www.chemdat.de>

<http://www.sigmaaldrich.com/suite7/>

und andere .

Die gefundenen Werte werden in die Einheiten K und mbar überführt
Berechnen der Werte für die $\ln p \sim T$ -Gerade.

Dampfdrucklinie von Aceton - Steigung

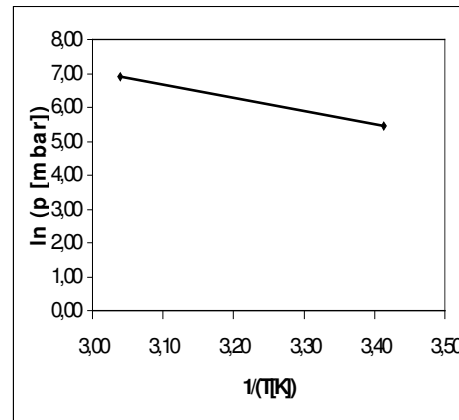
$$y = ax + b$$

$$\ln p = a(1/T) + b$$

$1/T \cdot 10E3$	$\ln p$
3,41	5,45
3,04	6,92

$$a = \frac{\ln p_2 - \ln p_1}{(1/T_2) - (1/T_1)}$$

$$= -3,97$$



Die allgemeine Geradengleichung

$$y = ax + b$$

bekommt hier die Form

$$\ln p = a(1/T) + b$$

Die Steigung

$$a = (y_2 - y_1)/(x_2 - x_1)$$

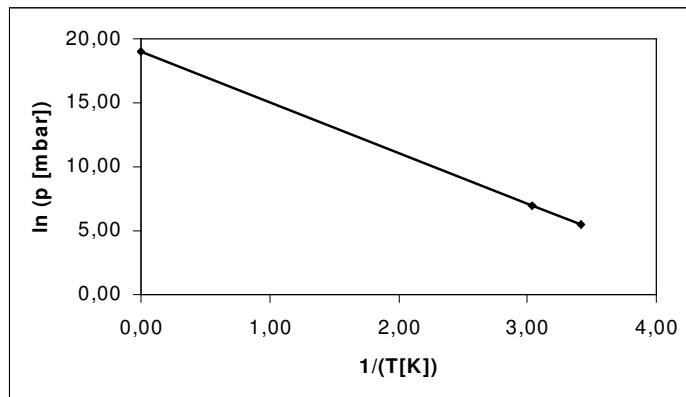
wird durch Einsetzen des bekannten Wertepaares ermittelt.

Dampfdrucklinie von Aceton - Nulldurchgang

$$y - ax = b$$

$$\ln p_1 - (-3,97) \cdot (1/T_1) = b$$

$$6,92 + 3,97 \cdot 3,04 = 18,99$$



Ermittlung des Nulldurchgangs b mit der Steigung und einem Wert.

Weitere Daten mit Excel:

	A	B	C	D	E
1	T[°C]	T[K]	1/T * 10E3	p [mbar]	ln p
2	=B2-273	=1000/C2	3,41	=EXP(E2)	5,45
3	=B3-273	=1000/C3	3,04	=EXP(E3)	6,92
4					
5					
6	=B6-273	200	=1000/B6	=EXP(E6)	=(-3,97*C6)+18,99
7	=B7-273	205	=1000/B7	=EXP(E7)	=(-3,97*C7)+18,99
8	=B8-273	210	=1000/B8	=EXP(E8)	=(-3,97*C8)+18,99
9	=B9-273	215	=1000/B9	=EXP(E9)	=(-3,97*C9)+18,99
10	=B10-273	220	=1000/B10	=EXP(E10)	=(-3,97*C10)+18,99

Da die Geradengleichung jetzt bekannt ist, können weitere Werte berechnet werden (dies ist nötig, damit ein Programm wie Excel saubere Kurven zeichnet; mathematische Programme können die Kurve auch direkt erzeugen).

Folie: Excel-Screenshot in der Formelansicht:

Hier wurden Temperaturen in K vorgegeben und nach der ermittelten Geradengleichung die entsprechenden ln p-Werte errechnet.

Zur Darstellung der Werte werden aus K die °C-Temperaturen und aus ln p die Drücke in mbar berechnet.

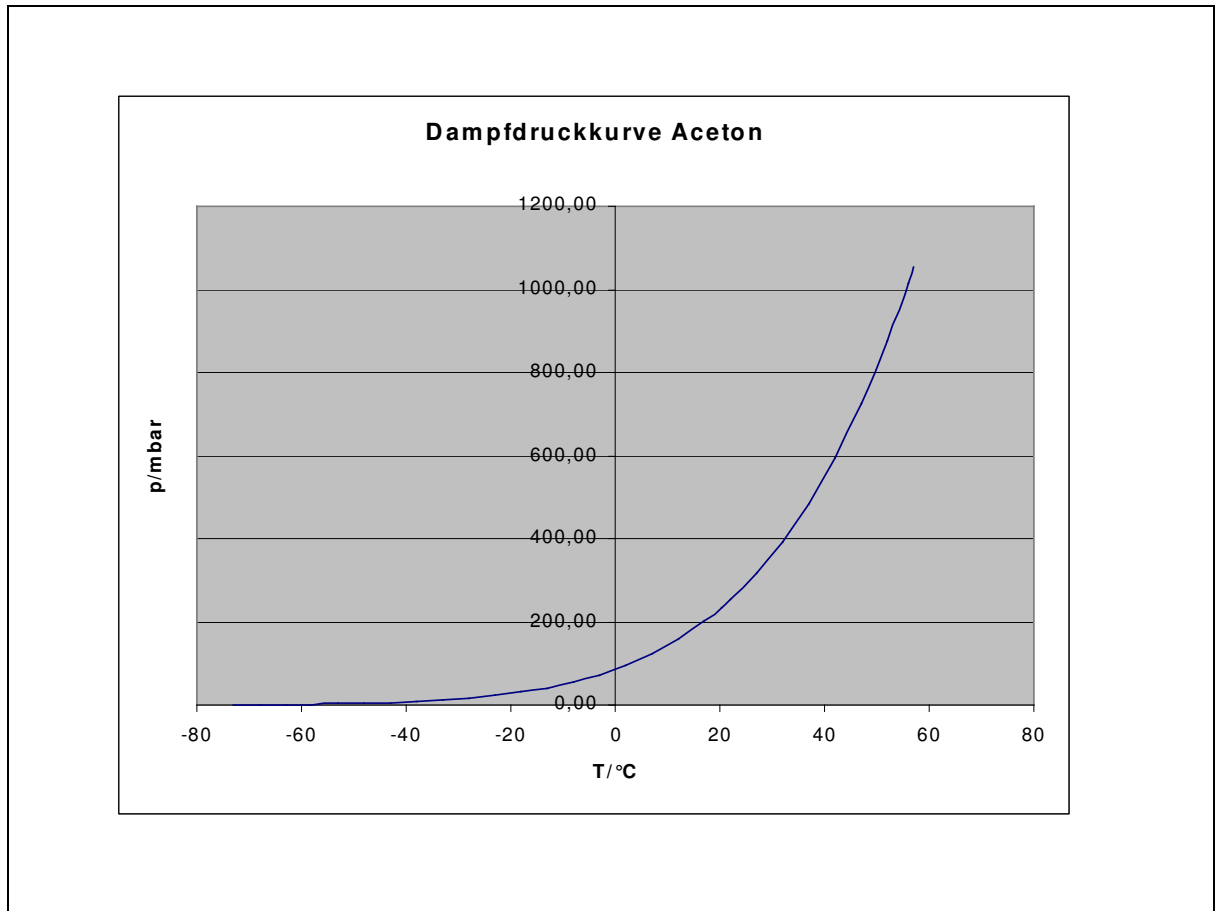
Die Wertetabelle:

	A	B	C	D	E
1	T[°C]	T[K]	1/T * 10E3	p [mbar]	ln p
2	20	293	3,41	232,76	5,45
3	56	329	3,04	1012,32	6,92
4					
5					
6	-73	200	5,00	0,42	-0,86
7	-68	205	4,88	0,69	-0,38
8	-63	210	4,76	1,09	0,09
9	-58	215	4,65	1,69	0,52
10	-53	220	4,55	2,57	0,94
11	-48	225	4,44	3,84	1,35
12	-43	230	4,35	5,64	1,73
13	-38	235	4,26	8,14	2,10
14	-33	240	4,17	11,57	2,45
15	-28	245	4,08	16,21	2,79
16	-23	250	4,00	22,42	3,11
17	-18	255	3,92	30,61	3,42
18	-13	260	3,85	41,30	3,72
19	-8	265	3,77	55,08	4,01
20	-3	270	3,70	72,70	4,29

Screenshot: resultierende Wertetabelle. Das Diagramm wird aus den Spalten A und D erstellt.

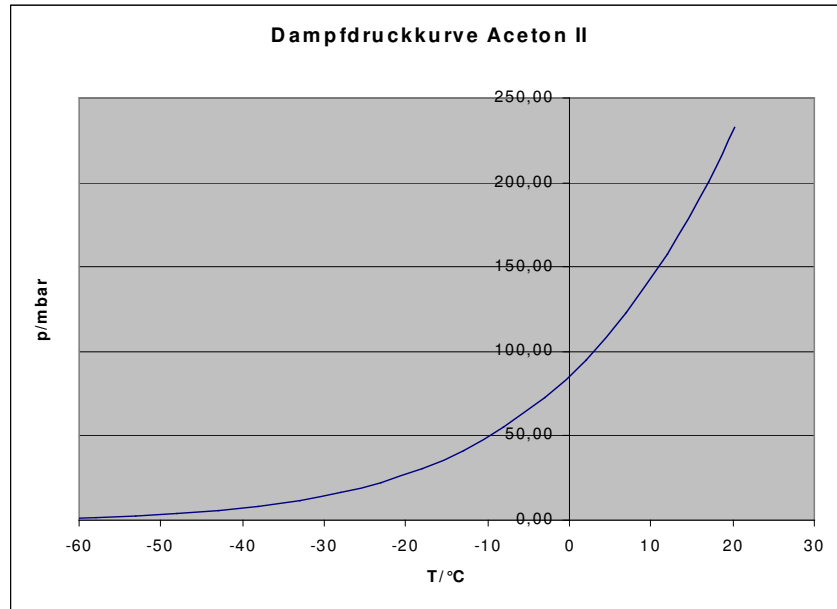
Gültigkeitsbereich der Methode: vom Tripelpunkt (178 K bei Aceton) bis zum Siedepunkt der Verbindung, also dort, wo die flüssige und die gasförmige Phase nebeneinander bestehen. Extrapolationen über oder unter den Bereich sind falsch.

Quelle für thermochemische Daten: <http://webbook.nist.gov/chemistry/>



Dampfdruckkurve mit Excel erstellt.

Ausschnittsvergrößerung



Hier wurde der Bereich tiefer Temperaturen vergrößert dargestellt.

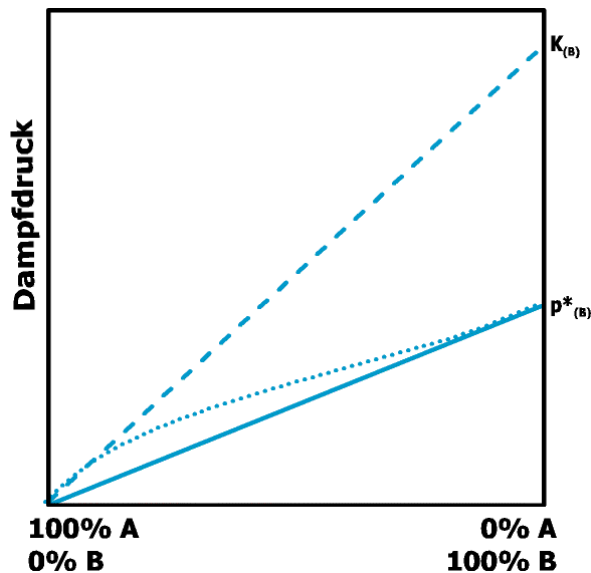
Mit Hilfe des Konversionsfaktors kommt man zur Kurve „Beladung“: g/m^3 geg. T.

3. Dampfdruck von wässrigen Lösungen organischer Lösungsmittel

Das Henry-Gesetz

Hauptsächliche Anwendungsfälle sind bei Wäschern, Pumpensämpfen, Lösungen nach Extraktionen, etc.

Reale Verhältnisse, Partialdruck von B



wenig B in A:

$$p_{(B)} \cdot K_{(B)} = x_{(B)}$$

Henry-Gesetz

viel B in A:

$$p_{(B)} = x_{(B)} \cdot p_{(B)}^*$$

Raoult'sches Gesetz

- A sei Wasser, B eine organische Verbindung
- Dargestellt ist
 - *punktiert*: der gemessene Partialdruck von B
 - *durchgezogen*: der Partialdruck von B, multipliziert mit dem Anteil von B in der Mischung
 - *gestrichelt*: der Dampfdruck von B, wenn das Henry-Gesetz gilt. Man sieht, dass es nur im Bereich kleiner Mengen von B in A gilt.
- Die kleine Menge B, die in A gelöst ist, hat einen höheren Dampfdruck als es ihrem Anteil entspricht
- Im Bereich der gestrichelten Tangente gilt das Henry-Gesetz.
- Wenn B die Hauptmenge darstellt, wird sein Dampfdruck proportional der enthaltenen Menge A erniedrigt.
- Die Abszisse – hier einfach mit % beschriftet - ist eigentlich der Molenbruch.
 - Molenbruch X: $\text{Mol}_{(B)} / (\text{Mol}_{(A)} + \text{Mol}_{(B)})$; $0 \leq X \leq 1$
 - 1 Mol Wasser = 18 g.
 - Da nur der Bereich kleiner Konzentration interessant ist – da, wo das Henry-Gesetz zutrifft – wird die Angabe in der üblicheren Angabe Mol/l gemacht.

Gesetze von Raoult und Henry...

- ✓ ... gelten nur für Stoffe, die mit dem Lösungsmittel nicht in Wechselwirkung treten („physikalisch gelöste Stoffe“)
- ✓ ... gelten nur für die Grenzfälle niedriger Konzentration ($\sim 3 - 5\%$)

- Das Henry-Gesetz gilt für Säuren und Basen gewöhnlich nicht, außer bei extrem schwachen Wechselwirkungen wie etwa bei CO_2
- Es gilt recht gut für schlecht lösliche Stoffe im Grenzbereich – etwa 1% Toluol in Wasser, oder Halogenierte Kohlenwasserstoffe, etc.
- Das Henry-Gesetz ist temperaturabhängig. Die Konstante gilt für eine gegebene Temperatur.

Verschiedene Angaben

Vorsicht – die Henry-Konstante wird unterschiedlich angegeben:

- als *Löslichkeit* $x_{(B)} = p_{(B)} \cdot K_{(B)}$
- als „*Flüchtigkeit*“ (Kehrwert der Henry-Konstante), gleicht dann dem Raoult'schen Gesetz: $p_{(B)} = x_{(B)} \cdot K_{(B)}^{(eff)}$

- Angabe als Löslichkeit ist die normale Form.
- Der Partialdruck berechnet sich aus

$$p_{(B)} = x_{(B)} / K_{(B)}$$

d. H. große Henry-Konstanten bedeuten gut lösliche Stoffe mit geringem Dampfdruck in Lösung.

Bei der Stoffdatensuche muss die Einheit der Henry-Konstante geachtet werden!

Quellen für Henry-Konstanten:

- <http://www.mpch-mainz.mpg.de/~sander/res/henry.html>
- <http://webbook.nist.gov/chemistry/>

Einheiten für die Henry-Konstante

$$[K_{(i)}] = \frac{[\text{Stoffmengenkonzentration}]}{[\text{Druck}]}$$

$$[K_{(i)}] = \frac{\text{mol/l}}{\text{atm}} \quad \text{übliche Angabe}$$

$$[K_{(i)}] = \frac{\text{mol/m}^3}{\text{Pa}} \quad \text{SI-Einheit}$$

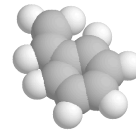
Konversionsfaktor: 101,325

Zwei verschiedene gebräuchliche Einheiten für die Henry-Konstante sind angegeben. Die Nicht-SI-Angabe ist immer noch sehr verbreitet. (Die Bevorzugung der Druckangabe in atm kommt daher, dass das Henry-Gesetz insbesondere in der Atmosphärenchemie eine Rolle spielt.)

$$1 \text{ mol/l} = 1000 \text{ mol/m}^3$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

Rechenbeispiel Styrol



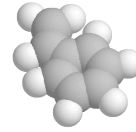
$$K_{(\text{Styrol})} = 0,37 \text{ mol/ (l atm) (bei 25 °C)}$$

$$\begin{aligned} \text{Löslichkeit in Wasser: } & 0,24 \text{ g/l (bei 20 °C)} \\ & = 2,3 \text{ mmol/l} \end{aligned}$$

$$p_{(\text{Styrol})} = x_{(\text{Styrol})} / 0,37 \text{ mol/ (l atm)}$$

Wie viel Styrol befindet sich in der Gasphase über einer wässrigen Lösung von Styrol?
Styrol ist in Wasser nur bis zu 0,24 g/l löslich (unter Normalbedingungen, 20 °C).
Die Henry-Konstante für Styrol bei 25 °C ist 0,37 mol/(l atm).

Rechenbeispiel Styrol II



$$p_{(\text{Styrol})} = x_{(\text{Styrol})} / 0,37 \text{ mol} / (\text{l atm})$$

Bei 0,1 g/l im Wasser:

$$0,1 \text{ g} = 9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$p(\text{Styrol}) = \frac{9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}}{0,37 \text{ mol/(l} \cdot \text{atm)}} = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

$$2,6 \cdot 10^{-4} \text{ atm} = 2,56 \text{ mbar} = 256 \text{ Pa}$$

Angenommen sei ein Abwasser mit 0,1 g/l Styrol.

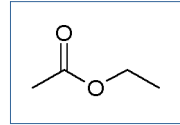
- Diese Angabe muss in mol/l umgerechnet werden, weil sich die Henry-Konstante darauf bezieht.
- Die Werte werden ins Henry-Gesetz eingesetzt
- Der Partialdruck von Styrol in der Gasphase beträgt (nach Umrechnung aus dem atm-Wert) 2,56 mbar

Berechnung der Beladung:

- $2,56 \text{ mbar} = 0,25 \text{ vol\%} = 2,56 \text{ l/m}^3$
- Das Gasvolumen kann über das ideale Molvolumen in Mol umgerechnet werden, und dieses in Gramm:
 - $(2,56 \text{ l/m}^3) / (24,06 \text{ l/mol}) = 0,106 \text{ mol/m}^3 = 11 \text{ g/m}^3$

Das styrolhaltige Abwasser hat im Gleichgewichtszustand bei 25 °C also Brüden, die 11 g/m³ Styrol enthalten.

Aufgabe: Ethylacetat in Wasser



Wieviel Ethylacetat darf im Wasser eines Behälters gelöst sein, damit die darüber stehende Gasphase $< 50 \text{ mg/ m}^3$ Ethylacetat aufweist?

Normalbedingungen, $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$

$K_{(\text{Ethylacetat})} = 6,5 \text{ mol/ (l atm)}$

(Beladung \rightarrow Partialdruck \rightarrow Henry-Gesetz)

Für ein Waschwasser, welches mit Ethylacetat in Berührung kommt, soll die Beladung ermittelt werden, bei der in der überstehenden Gasphase der Wert von 50 mg/m^3 Ethylacetat nicht überschritten wird.

Wie viel Ethylacetat darf das Wasser enthalten?

Man berechne aus der Beladung zunächst den Partialdruck und setze diesen ins Henry-Gesetz ein. Die Henry-Konstante ist gegeben.

Lösung: Ethylacetat in Wasser

Molmasse:	$C_4H_8O_2$, $M = 88 \text{ g/mol}$
Molare Beladung:	$50 \text{ mg/m}^3 = 5,68 \cdot 10^{-4} \text{ mol/m}^3$
Volumenanteil:	$5,68 \cdot 10^{-4} \text{ mol/m}^3 \cdot 24,06 \text{ l/mol} =$ $= 0,014 \text{ l/m}^3 = 0,0014 \text{ Vol\%}$
Partialdruck:	$1 \text{ mbar} = 0,0987 \text{ Vol\%}$ $0,0014 \text{ Vol\%} = 0,014 \text{ mbar}$

- Wenn kein Konversionsfaktor zur Hand ist, wird der Volumenanteil in der Luft über den Weg des Molvolumens ausgerechnet.
- Aus dem Volumenanteil der Luft wird der Partialdruck berechnet.

$K_{(\text{Ethylacetat})} = 6,5 \text{ mol/(l atm)}$ $1 \text{ mbar} = 1/1013 \text{ atm}$ $1 \text{ mbar} = 100/1013 \text{ Vol\%}$ $1 \text{ Vol\%} = 10,13 \text{ mbar}$ $0,014 \text{ mbar} = 0,0138 \text{ matm}$
--

Lösung: Ethylacetat in Wasser II

Henry-Gesetz:	$1,38 \cdot 10^{-5} \text{ atm} = (x \text{ mol/l}) / 6,5 \text{ (mol/l atm)}$
Lösung als Konz.:	$x \text{ mol/l} = 1,38 \cdot 10^{-5} \cdot 6,5 \text{ mol/l}$ $= 8,97 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$
... in g/l:	$8,97 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \cdot 88 \text{ g/mol} = 0,079 \text{ g/l}$

- Der Partialdruck wurde in atm umgerechnet, um der Henry-Konstante zu entsprechen.
- Einsetzen ins Henry-Gesetz ergibt die zulässige Konzentration von Ethylacetat im Wasser in Mol/l, nach Umrechnen in g/l.