

**Gasmesstechnik
Wassermesstechnik**



GfG AG
Im Gassacher 6 - CH 8122 Binz
Telefon 0041 1 982 12 90
Telefax 0041 1 982 12 91
E-Mail : info@gfg.ch
Internet: www.gfg.ch

Grundlagen der Wassermesstechnik

Verfasser: Peter Stürchler GfG AG CH-8122 Binz

Inhalt

Was ist der pH-Wert?	2
Chemische Grundlagen	3
Messung des pH-Wertes	5
Kalibrieren von pH-Elektroden	7
Pflege und Wartung der Elektrode	9
Was sind Gelelektroden	10
Ionenselektive Elektroden	11
Gassensitive Elektroden	12
Überwachung von NH ₃ Kältemittelkreisläufen	14
Vergleich von pH- und gassensitiver Messung in der Applikation bei Kältekreisläufen	
Checkliste für Kältemittelkreisläufe	18

Was ist der pH-Wert?

Der Begriff pH-Wert ist uns allen bekannt aus Werbungen für „pH-neutrale Hautkosmetika“ oder dem „sauren Regen“. Er ist jedoch auch ein wichtiges biologisches Qualitätsmerkmal von Gewässern. Der pH-Wert des Trinkwassers ist nicht nur unter gesundheitlichen Aspekten wichtig, sondern unterliegt auch Grenzwerten, die dem Korrosionsschutz von Trinkwasserleitungen dienen. Auch bei chemischen Prozessen, Kunststoffherstellung und Waschwässern von Abluft kann mit Hilfe der richtigen pH-Werteinstellung ein erhöhter Wirkungsgrad erreicht werden.

In wässriger Lösung liegen immer H_3O^+ - und OH^- -Ionen vor. Sie stehen im Gleichgewicht mit Wasser (H_2O). Die folgenden Gleichungen stellen die Eigendissoziation des Wassers dar.



Man spricht normalerweise immer von Wasserstoffionen H^+ , obwohl sie in wässriger Lösung nur hydratisiert auftreten. Wassermoleküle setzen sich mit Wasserstoffionen zum Hydronium- oder Oxoniumion H_3O^+ um. Folgende chemische Gleichung liegt hierfür zugrunde.



Das Wasserstoffion liegt also normalerweise in der assoziierten Form vor.

Der pH-Wert trifft nun eine Aussage über die freie Säure bzw. freie Lauge in einem Medium und ist von Störensens als der negative dekadische Logarithmus der Wasserstoffionen-konzentration $c(\text{H}^+)$ definiert worden.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad (\text{Störensens, 1909}) \quad (3)$$

Überwiegt die Säure ($\text{H}^+ \rightarrow$ Wasserstoffion) in einer Lösung, so spricht man von einer sauren Lösung und der pH-Wert liegt zwischen pH 0 und pH 7. Je saurer die Lösung ist, desto kleiner wird der pH-Wert und umso größer wird die Wasserstoffionenkonzentration. Dies entspricht der Gleichung von Störensens.

Ist die Lauge ($\text{OH}^- \rightarrow$ Hydroxidion) vorherrschend, so spricht man von basischer oder alkalischer Lösung. Der pH-Wert liegt zwischen pH 7 und pH 14. Hier gilt, je alkalischer die Lösung ist umso höher ist der pH-Wert.

pH-Werte werden in dem Bereich zwischen pH 0 und pH 14 gemessen. Die untenstehende Skala dient zur Veranschaulichung.

Chemische Grundlagen

Auf die Eigendissoziation des Wassers lässt sich das Massenwirkungsgesetz¹ anwenden. Es gilt:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_C \quad (4)$$

Das Gleichgewicht liegt auf der rechten Seite und K_C hat einen sehr kleinen Zahlenwert. In reinem Wasser und in verdünnten Lösungen kann die Konzentration der H_2O -Moleküle als konstant angesehen werden. Die Gleichung kann also vereinfacht werden zu (Vereinfachung: $[\text{H}^+]$ anstatt $[\text{H}_3\text{O}^+]$, dies ist üblich):

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = K_W \quad (5)$$

Wobei K_W das Ionenprodukt des Wassers darstellt. Dieses hat bei einer Temperatur von 25°C den Zahlenwert $K_W = 10^{-14}$. In reinem Wasser entstehen H^+ - und OH^- - Ionen zu gleichen Teilen, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, es gilt deshalb:

$$[\text{H}^+]^2 = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \quad (6)$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} \quad (7)$$

Um nicht immer mit Potenzzahlen umgehen zu müssen, werden logarithmische Größen eingeführt:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad (8)$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (9)$$

Logarithmisch formuliert lautet das Ionenprodukt des Wassers nun

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_W \quad (10)$$

wobei auch für die Konstante K_W der negative Logarithmus verwendet wird: $\text{p}K_W = -\log K_W$.

Reduziert sich die Wasserstoffionenkonzentration um eine Zehnerpotenz, so erhöht sich der pH-Wert um eine Einheit. Bei Erhöhung der H^+ -Ionenkonzentration reduziert sich der pH-Wert. Tabelle 1 gibt eine Übersicht über die vorliegenden H^+ - und OH^- - Ionenkonzentrationen.

¹ Die Lage eines chemischen Gleichgewichtes wird durch das Massenwirkungsgesetz (MWG) beschrieben. K_C , die Gleichgewichtskonstante, ist definiert als Produkt der Konzentration der Endstoffe (rechte Seite des Pfeils) dividiert durch das Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe (linke Seite des Pfeils). Die Gleichgewichtskonstante hängt nur von der Temperatur ab.

Für eine allgemein geschriebene Reaktionsgleichung $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

lautet das MWG $[C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b = K_C$

Ist $K \gg 1$, läuft die Reaktion nahezu vollständig in Richtung der Endprodukte ab.

Ist $K = 1$, liegen im Gleichgewicht alle Reaktionsteilnehmer in vergleichbar großen Konzentrationen vor.

Ist $K \ll 1$, läuft die Reaktion praktisch nicht ab.

² mol/L: chemische Konzentrationsangabe; 1 mol = $6 \cdot 10^{23}$ Stück Atome, Ionen oder Moleküle,

1 mol/L = $6 \cdot 10^{23}$ Stück Atome, Ionen oder Moleküle / Liter

Bereich	pH-Wert	[H ⁺] in mol/L	[OH ⁻] in mol/L
	0	1	0,00000000000001
	1	0,1	0,0000000000001
	2	0,01	0,000000000001
sauer	3	0,001	0,00000000001
	4	0,0001	0,0000000001
	5	0,00001	0,000000001
	6	0,000001	0,00000001
neutral	7	0,0000001	0,0000001
	8	0,00000001	0,000001
	9	0,000000001	0,00001
	10	0,0000000001	0,0001
alkalisch	11	0,00000000001	0,001
	12	0,000000000001	0,01
	13	0,0000000000001	0,1
	14	0,00000000000001	1

Tabelle 1: Die pH-Skala für Lösungen und Konzentrationen bis 1 mol/L

Messung des pH-Wertes

Der pH-Wert wird unter Zuhilfenahme einer Elektrode gemessen. Der wichtigste Teil der Elektrode ist das pH-Glas. Es hat die Eigenschaft, abhängig vom pH-Wert ein elektrisches Potential auszubilden. Dieses Potential wird auf der Elektrodeninnenseite über den Meßelektrolyten (KCl) auf den Meßableiter übertragen. Meßelektrolyt und Glasmembran haben den gleichen pH-Wert. Die gebräuchlichen Ableiter bestehen aus einem Silberdraht mit einer Silberchloridbeschichtung. (Bild1)

Bei der pH-Messung wird also eine elektrische Spannung U gemessen, die mathematisch durch die Nernstsche Gleichung ausgedrückt wird:

$$U = U_0 + R T / F \cdot \log [H^+]$$

U_0 Standardpotential
 R Gaskonstante
 T Temperatur
 F Faraday-Konstante

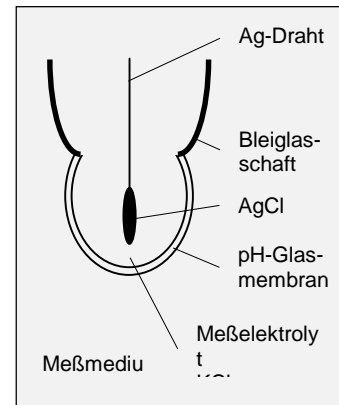


Bild1: pH-Elektrode (11)

Diese Gleichung zeigt, daß die pH-Messung von der Temperatur abhängt. Aus diesem Grund wird die pH Messung oft in Verbindung mit einer Temperaturkompensation betrieben.

Da eine elektrische Spannung gemessen wird, muß ein zweiter Pol vorhanden sein, gegen den gemessen werden kann. Neben der pH-Elektrode muß deshalb noch eine sogenannte Referenzelektrode angeschlossen werden (Bild 2a). Diese Referenzelektrode darf nicht vom pH-Wert beeinflusst werden. Ihr inneres Ableitsystem ist analog dem der pH-Elektrode, um ein stabiles Temperaturverhalten und eine hohe Meßgenauigkeit zu erhalten. Der Stromschlüssel wird über ein Diaphragma, das das Meßmedium mit dem Innenelektrolyten der Referenzelektrode verbindet, geschlossen. Der Referenzelektrolyt ist für pH-Elektroden Kaliumchlorid (KCl).

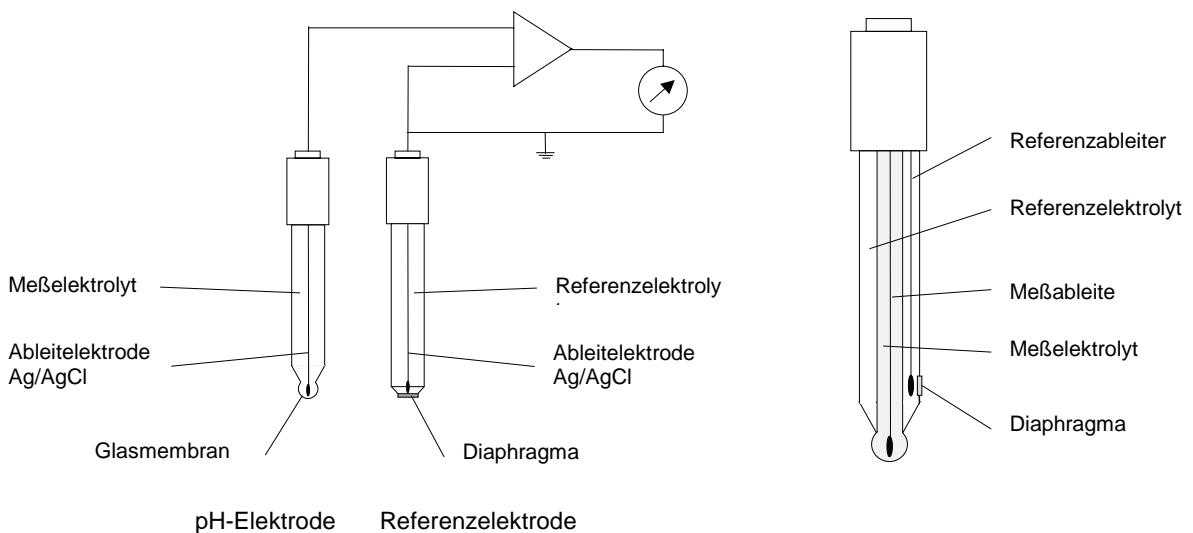


Bild 2a: Zweistabmeßkette

Es ist auch möglich beide Elektroden in einer zu kombinieren, es entsteht eine sogenannte Einstabmeßkette (Bild 2b). Diese Variante ist genauso leistungsstark aber einfacher zu handhaben und wird heute in den meisten Anwendungen eingesetzt.

Bild 2b: Einstabmeßkette

Der Elektrodenschaft einer **Einstabmeßkette** ist aus Bleiglas gefertigt, da es die gleichen Ausdehnungseigenschaften wie Platin besitzt. Dies ist wichtig, da ein Auslaufen des

Meßelektrolyten durch einen Glasverguß im oberen Teil der Elektrode verhindert wird. Der Spannungstransfer durch diesen Glasverguß wird mit dem Platindraht realisiert. Die Glasmembran wird aus Spezialglas gefertigt und besteht aus 21 Komponenten. Ihre Dicke beträgt zwischen 150 und 250 µm.

Die Kontaktstelle zwischen Referenzelektrolyt und Meßlösung, das **Diaphragma**³, ist ein entscheidender Punkt in diesem Meßsystem. Der Druck des Wassers darf nicht größer sein als der Druck, den der Referenzelektrolyt von innen auf die Membran ausübt, da sonst die Meßlösung eindringen könnte und die Eigenschaften des Referenzelektrolyten verändert würde. Dies hätte eine fehlerhafte Messung zur Folge. Aus diesem Grund werden Elektroden immer so ausgelegt, daß ein kleiner Verlust an Referenzelektrolyt durch Diffusion in die Meßlösung entsteht. Dies ist zwar bedauernd, aber unumgänglich, will man korrekte Meßergebnisse erzielen. Es ist daher erforderlich, den Füllstand des Referenzelektrolyten regelmäßig zu kontrollieren und gegebenenfalls nachzufüllen.

Das Diaphragma sollte sich immer neutral verhalten, keine Diffusion zulassen, nicht verstopfen, eine konstante Ausflußrate beibehalten, leicht zu reinigen sein und nicht zuletzt klein sein.

Dies sind viele Ansprüche an eine wichtige Stelle im Meßkreis, sodaß dies je nach Anwendung nicht von ein und demselben Diaphragma geleistet werden kann. Tabelle 2 zählt verwendete Materialien auf. Wegen der guten Eigenschaften der Keramikdiaphragmen finden sie bei ca. 95% aller Elektroden Verwendung.

³ Ein Diaphragma ist eine Trennwand aus porösem durchlässigem Material.

Kalibrieren von pH-Elektroden

Bevor eine Elektrode kalibriert wird sollte sie eine Zeit in Wasser, oder KCl-Lösung gestellt werden, damit das Glas quellen kann und ausgewaschen wird. Ist dies geschehen, kann die Kalibrierung vorgenommen werden.

Eine pH-Meßkette hat ihren elektrischen Nullpunkt immer bei dem pH-Wert, den der Meßelektrolyt hat. Aus diesem Grund werden in den meisten Fällen Meßelektrolyten mit einem pH-Wert von pH 7 eingesetzt. Die erzeugte Spannung einer gut funktionierenden pH-Meßkette liegt bei 58 mV je pH-Einheit. Die gemessene Spannung steigt demnach mit zunehmendem pH-Wert ($\text{pH} > 7$) an, und wird bei unterschreiten von pH 7 negativ.

Wichtig bei der pH-Messung ist, das der elektrische Nullpunkt der Meßkette $U=0$ nicht dem Nullwert der zu messenden Größe entspricht, also pH 0, sondern pH 7! Ist die Elektrode in eine Meßlösung mit dem pH 0 getaucht, so wird eine Spannung von $-58 \text{ mV} \cdot 7 = -406 \text{ mV}$ gemessen. -58 mV , da der Nullpunkt unterschritten ist, multipliziert mit 7, da der Nullpunkt um 7 pH-Einheiten unterschritten wurde. Bild 3 soll dies noch einmal veranschaulichen.

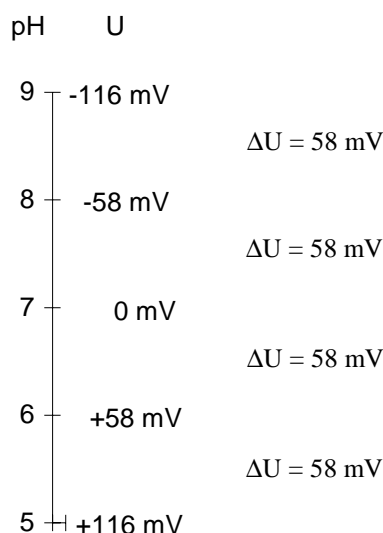


Bild 3: mV-Anzeige in Abhängigkeit vom pH-Wert

Um den Vorgang der Kalibrierung zu erklären betrachten wir Bild 4.

Der **Nullpunkt** wird mit einer Pufferlösung mit pH 7 eingestellt. Die Kalibriergerade wird in Richtung der mV-Achse verschoben (Bild 4a).

Die **Steigung** der Geraden wird dann mit einer zweiten Pufferlösung, meistens wird eine Lösung mit pH 4 oder pH 10 benutzt, eingestellt (Bild 4b). Wichtig für die Auswahl der richtigen Pufferlösung für die Kalibrierung ist der gewünschte Meßbereich. Es sollten mindestens 2 besser 3 pH-Einheiten zwischen den verwendeten Pufferlösungen für Nullpunkts- und Steigungseinstellung liegen. Generell gilt, je größer die pH-Differenz bei der Kalibrierung, desto genauer kann die Steigung der Kalibriergeraden bestimmt werden, und desto exakter sind die Messergebnisse.

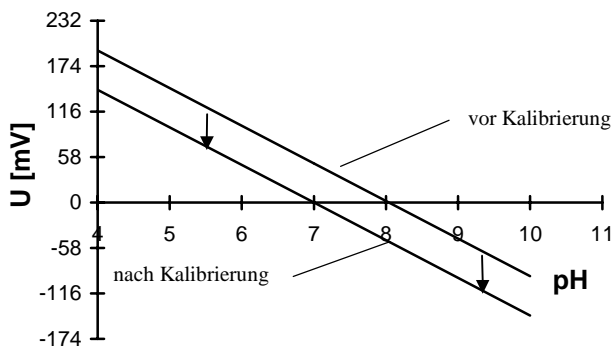


Bild 4a: Nullpunktseinstellung

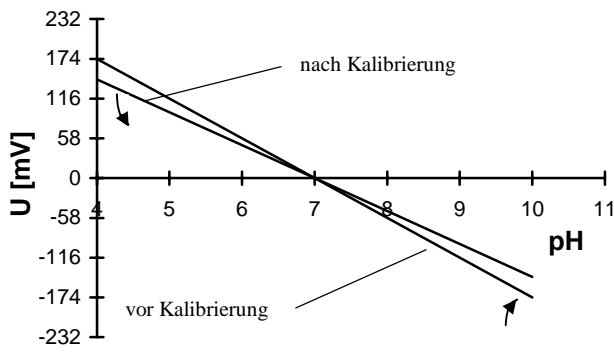


Bild 4b: Kalibrierung

Pflege und Wartung der Elektrode

Die Kalibrierung vor Ort sollte möglichst immer unter den gleichen Bedingungen erfolgen, da es sich um eine Differenzmessung handelt, d. h. es muß sichergestellt werden, daß bei der Kalibrierung immer gleich verfahren wird.

Beim Wechseln von Elektroden vor Ort muß penibel darauf geachtet werden, daß kein Wasser an die Steckkontakte sowohl der Elektrode als auch des Steckers kommt, da dies zu einem Kurzschluß führt und die Elektrode zerstört (Innenwiderstand der Elektrode im Bereich $M\Omega$).

Ist das Diaphragma einer Elektrode verschmutzt, z. B. mit einem schwarzen Belag durch austretende Silberionen, die sich mit Anionen aus der Meßlösung (S^{2-} , Br^- , NO_3^-) zu schwerlöslichen Silbersalzen umsetzen, muß es mit Thioharnstoff gereinigt werden. Dazu verwendet man am Besten ein Tuch und streift die Elektrode von oben nach unten ab. Abreiben der Glasmembran kann die Ansprechzeit stark erhöhen und sollte deshalb vermieden werden. Eine Reinigung mit konz HNO_3 (Salpetersäure \Rightarrow !!Schutzhandschuhe anziehen!!) genügt oft um Ablagerungen zu entfernen.

Wird eine Elektrode nicht benutzt, ist sie in 3 molarer KCl-Lösung die mit AgCl angereichert wird aufzubewahren, damit die Glasmembran nicht austrocknet. Nach sehr langer trockener Aufbewahrung empfiehlt sich eine Reaktivierung der Glasmembran mit Flußsäure- (HF) oder Natriumfluorid/Schwefelsäure-Lösung ($NaF + H_2SO_4$). Dazu wird die Elektrode für ungefähr eine Minute in die ausgewählte Lösung getaucht, anschließend abgespült und dann 12 Stunden in KCl-Lösung gewässert.

Vor dem Einbau neuer Elektroden muß die Gummikappe oder der Stopfen auf dem seitlichen Einfüllstutzen des Referenzelektrolyten entfernt, oder die Warze abgeschnitten werden, um einen Druckausgleich mit der umgebenden Atmosphäre sicherzustellen (damit keine Meßlösung in den Referenzelektrolyten eindringen kann! siehe vorige Seiten).

Was sind Gelelektroden?

Gelelektroden besitzen den gleichen Aufbau wie „normale“ Elektroden. Der einzige Unterschied besteht in der verschiedenartigen Füllung des Referenzelektrolyten. Wie der Name schon vermuten läßt besteht der Referenzelektrolyt bei der Gelelektrode aus einem Gel, das auf Peptid-, Cyanoacrylat- oder Cellulose -Basis oder einem Polymerisat besteht. Bei diesem Elektrodentyp besteht nicht die Möglichkeit Referenzelektrolyt nachzufüllen. Ist der Elektrolyt verbraucht, muß die Elektrode zwangsweise durch eine neue ersetzt werden.

Viele Anbieter propagieren Gelelektroden als wartungsfrei. Aus diesem Grund werden hier beide Elektrodentypen verglichen

Ionenselektive Elektroden

Mit Ionenselektiven Elektroden (ISE) besteht die Möglichkeit bestimmte Ionen in einer Lösung selektiv zu messen. Dazu ist es nötig, die zu detektierenden Ionen zunächst von den anderen in der Lösung vorliegenden Ionen zu trennen, um sie dann mit einem geeignetem Meßsystem zu erfassen. Eine Ionenselektive Elektrode ist in Bild 1 dargestellt.

Der wichtigste Teil dieses Elektrodentyps ist die Membran, die weitestgehend nur einen Ionentypen durchläßt. Sie besteht aus PVC und ist auf ihrer zur Meßlösung zeigenden Seite mit einem Kronether⁴ beschichtet. Mit Hilfe dieses Kronethers wird eine Formselektion vorgenommen. Die selektierten Ionen werden vom Kronether auf der Membranoberfläche festgehalten. Es bildet sich abhängig von der Ionenkonzentration ein Potential auf der Membranoberfläche, das durch den Innenelektrolyten an den Ableiter übertragen wird.

Auch dieses Meßsystem benötigt analog der pH-Messung eine Referenzelektrode, die das gemessene Potential in Relation zum elektrischen Nullpunkt der Meßlösung stellt.

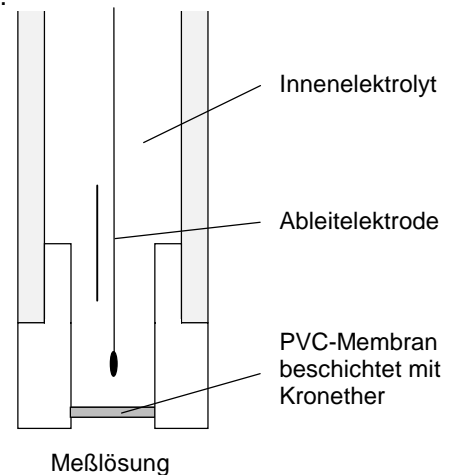


Bild 1: Ionenselektive Elektrode

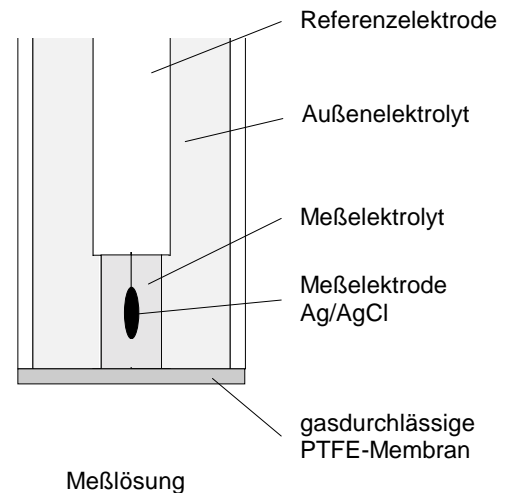
Die ionenselektive Messung besteht immer aus einer ionenselektiven Elektrode und einer Referenzelektrode. Es handelt sich um eine Zweistabmeßkette.

Der Innenelektrolyt sollte in regelmäßigen Abständen erneuert werden. Spätestens jedoch nach einem Jahr.

⁴ Kronether sind zyklische Verbindung, die andere Atome, Ionen oder Moleküle in ihre ringförmigen Anordnung einlagern können. Kronether sind chemisch synthetisierbar und es ist möglich verschiedene Formen und Ringgrößen herzustellen. Durch geeignete Anpassung der Form und des Durchmessers des Kronethers, können die entstehenden Ringzwischenräume an das zu messende Ion angepaßt werden.

Gassensitive Elektroden

Mit gassensitiven Elektroden können bestimmte gasförmig vorliegende Moleküle, wie NH_3 , CO_2 , H_2S oder NO_2 , in wässriger Lösung selektiv determiniert werden. Die Verbindung zwischen der Meßlösung und dem Außenelektrolyt der Elektrode stellt eine gasdurchlässige hydrophobe PTFE-Membran her. In den Außenelektrolyten taucht eine ionenselektive Elektrode ein. Auf diese Weise läßt sich beispielsweise der NH_3 -Gehalt über die Messung des pH-Wertes des Außenelektrolyten bestimmen. Der Außen-elektrolyt enthält bei gassensitiven Elektroden immer Ionen, mit denen das Meßgas im chemischen Gleichgewicht steht, also z.B. NH_4^+ -Ionen bei NH_3 -Messung oder HCO_3^- -Ionen bei CO_2 -Messung. Der Aufbau der gassensitiven Elektrode ist in Bild 1 dargestellt. Die Referenzelektrode umschließt die Meßelektrode.



Befindet sich in der Meßlösung z.B. Ammoniak (NH_3), so diffundiert das Gas durch die microporöse PTFE-Membran bis der Partialdruck⁵ des Ammoniaks auf beiden Seiten der Membran gleich groß ist. Der Partialdruck des Ammoniaks ist proportional seiner Konzentration in der Lösung. Es ist also möglich eine Aussage über die Konzentration des Ammoniaks in der Lösung zu treffen.

Die Ammoniakelktrode ist mit einer wässrigen Ammoniumchloridlösung gefüllt. Das durch die Membran eindiffundierte Ammoniak reagiert mit dem Wasser des Außenelektrolyten und verändert dessen pH-Wert entsprechend dem Gleichgewicht zwischen Ammoniak und Ammonium:



Für diese Gleichgewichtsreaktion gilt das Massenwirkungsgesetz, das eine Relation der Ammoniakmoleküle zu den Ammonium- und Hydroxidionen darstellt. K ist eine Konstante.

$$[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = K \quad (2)$$

Der Elektrolyt in der Elektrode stellt eine große Anzahl von Ammoniumionen bereit, sodaß die Konzentration des Ammoniums als konstant angesehen werden kann, es gilt also

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_3] K' \quad (3)$$

⁵ Das Dalton-Gesetz der Partialdrücke sagt aus, daß der Gesamtdruck eines Gasgemisches gleich der Summe aller Partialdrücke der einzelnen Komponenten ist.

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

Mit Hilfe des idealen Gasgesetzes $pV = nRT$ kann durch Umformen und Einsetzen der Partialdruck berechnet werden zu:

$$p_i = x_i p_{\text{ges}}$$

p_i : Partialdruck der Komponente i

x_i : Stoffmengenanteil der Komponente i dar ($x_i = n_i / n_{\text{ges}}$ mit n : Stoffmenge in mol)

K' ist wiederum eine Konstante.

Das Meßsystem hinter der PTFE-Membran in dem Elektrolyten ist eine pH-Elektrode, die nun die Konzentration der entstehenden OH^- -Ionen (bzw. H^+ -Ionen) mißt.

Analog der pH-Messung gilt auch hier die Nernstsche Gleichung:

$$U = U_0 - R T / F \cdot \log [\text{OH}^-] \quad (4)$$

Substituiert man (3) in (4) erhält man

$$U = U_1 - R T / F \cdot \log [\text{NH}_3] \quad (5)$$

Die von der Elektrode gemessene Spannung ist also direkt proportional der Ammoniakkonzentration in der Meßlösung.

Zusammen mit der die Glaselektrode umhüllenden Referenzelektrode stellt die gassensitive Elektrode eine Einstabmeßkette dar.

Überwachung von NH₃ Kältemittelkreisläufen

Vergleich von pH- und gassensitiver Messung in der Applikation bei Kühlkreisläufen

Parallel zu der Entwicklung mechanischer Prozesse ging auch die Entwicklung der Kältemittel voran. Anfänglich wurden sehr giftige Stoffe wie Ammoniak, Chlormethyl oder Schwefeldioxid verwendet. Die Giftigkeit, und damit das von den Kühlmitteln ausgehende Gefahrenpotential trieb die Entwicklung anderer ungefährlicherer Kältemittel voran. So wurden seit 1930 in Amerika und seit 1940 in Europa fluorierte Kohlenwasserstoffe (FCKW) entwickelt und in Kälteanlagen verwendet. Diese Stoffe weisen hervorragende thermodynamische Eigenschaften auf und sind oft ungiftig, zerstören aber, wie Forschungsergebnisse in den 80er Jahren zeigten, die Ozonschicht in der Stratosphäre. Dies hat zu einschränkenden Vorschriften und Verboten geführt, sodaß Ammoniak als Kältemittel heutzutage eine Renaissance feiert.

Zunächst soll anhand des Bildes 1 das Funktionsprinzip einer Kälteanlage mit Verdichtermaschine erklärt werden. Diese Anlagen benötigen einen meist elektrisch betriebenen Verdichter (Kompressor), einen Kondensator (Verflüssiger), ein Diffusor (Expansionsventil) und einen Verdampfer (Wärmetauscher), indem die erzeugte Kälte an ein Medium übertragen wird.

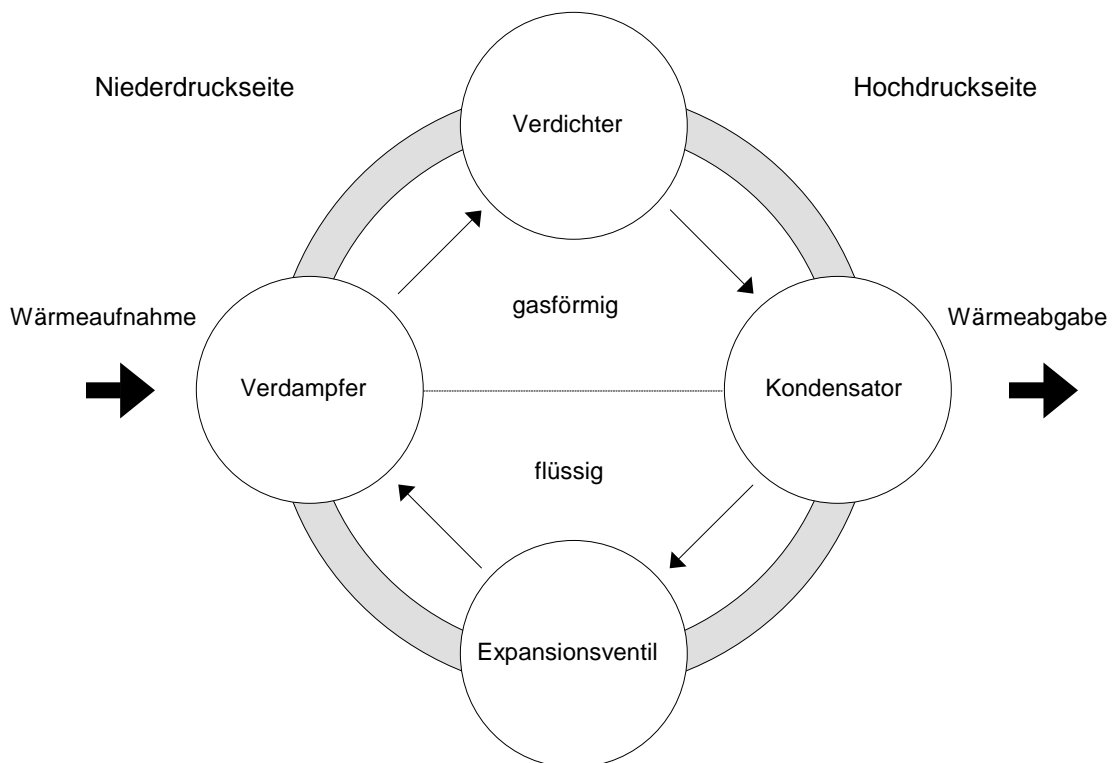


Bild 1: Funktionsprinzip einer Verdichterkältemaschine

Das flüssige Kältemittel nimmt im Verdampfer Wärme vom zu kühlenden Medium auf und wird dabei verdampft. Das entstandene Gas wird mit einem Verdichter verdichtet, das heißt der Druck

und die Temperatur des Gases werden erhöht. Die entstandene Wärme wird dem Gas in einem Kondensator durch Kondensation entzogen, es liegt nun flüssiges Kältemittel unter hohem Druck vor. Durch plötzliches Expandieren (verringern des Drucks) im Diffusor wird die Temperatur des Kältemittels stark herabgesetzt. Der Kreislauf beginnt nun von vorne. Die im Kondensator abgeführte Wärme kann z. B. zum Betrieb einer Heizung dienen.

Beim Kühlen einer Kunsteislaufbahn wird die Betonplatte unter dem Eis z. B. direkt mit Ammoniak gekühlt. Der Verdampfer wäre hier also die Betonplatte. Es ist leicht ersichtlich, daß bei einem solchen Verfahren eine große Menge Ammoniak eingesetzt werden muß, das Gefahrenpotential also dementsprechend hoch ist. Aus diesem Grund werden verstärkt indirekte Kühlverfahren eingesetzt, die aus einem primären und sekundärem Kältemittelkreislauf bestehen. Die Menge des giftigen primären Kältemittels Ammoniak kann dann nicht nur drastisch gesenkt werden, sondern die vom Ammoniak ausgehende Gefahr bleibt zunächst auf den Maschinenraum beschränkt.

Der sekundäre Kältekreislauf beinhaltet einen Verdampfer mehr. Das sekundäre Kältemittel, z. B. eine Sole wird im ersten Wärmetauscher vom primären Kältemittel abgekühlt und stellt nun seinerseits die Kälte zur Kühlung eines anderen Mediums im zweiten Verdampfer (im Beispiel Kunsteislaufbahn wäre dies die Betonplatte) zur Verfügung (Bild 2).

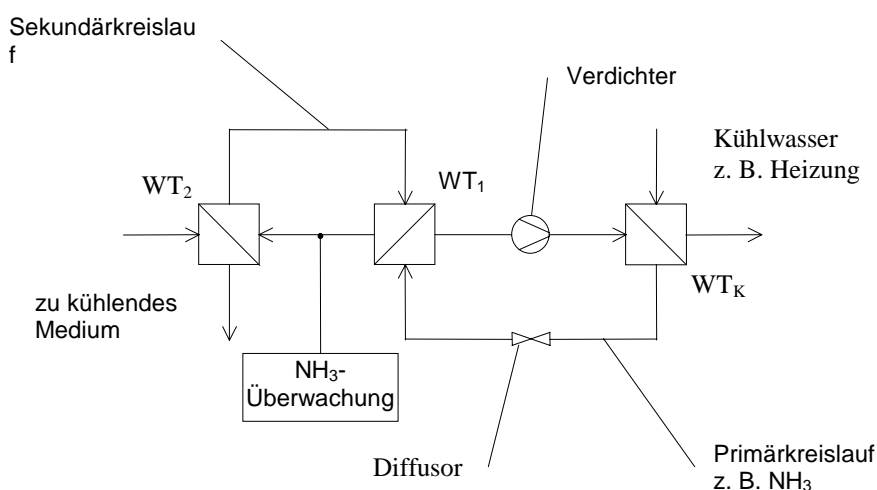


Bild 2: Aufbau einer NH₃-Kälteanlage mit sekundärem Kältemittelkreislauf

Neben der Verringerung der gefährlichen Ammoniakmenge, kann der Sekundärkreislauf in einem Kupferrohr erfolgen. Dies erhöht den Wirkungsgrad, da aufgrund der hohen Wärmeleitfähigkeit von Kupfer eine bessere Wärmeübertragung erreicht wird. Kupferrohre sind nicht für die Förderung von Ammoniak geeignet, da sich das Ammoniak sofort mit dem Kupfer zu einem stabilen Metall-Ammoniak-Komplex umsetzt. Das Kupferrohr wäre nach kurzer Zeit zersetzt.

Es ist also nicht nur aus ökonomischer Sicht sinnvoll bereits kleinste Mengen aus dem Verdampfer in den Sekundärkreislauf austretendes Ammoniak zu erkennen um dessen Verlust möglichst gering zu halten, sondern vor allem dringend notwendig um einer Zerstörung des Rohrleitungssystem durch Ammoniak vorzubeugen. Es ist klar, daß der rechtzeitige Austausch eines defekten Wärmetauschers erheblich günstiger ist als z. B. die in einer Betonplatte verlegten Rohre einer Kunsteislaufbahn zu erneuern.

Die logische Konsequenz ist demnach eine Überprüfung des sekundären Kreislaufs auf eine Ammoniakleckage.

Wird eine Sole verwendet ist die pH-Messung nicht geeignet, da ein solches System die Eigenschaft hat hinzukommende basisch oder sauer wirkende Stoffe zu puffern. Das heißt, der pH-Wert bleibt solange konstant bis die Pufferkapazität erschöpft ist, erst dann ändert sich der pH. Die pH-Änderung wird oft erst bei einer Konzentration von einigen 100 ppm bis hin zu 1000 ppm

Ammoniak erreicht. Viel zu spät, um die Anlage vor dem gefährlichem, aggressivem Ammoniak zu schützen.

Dies heisst ganz klar, dass vor einer pH-Messung in Solekreisläufen abzusehen ist.

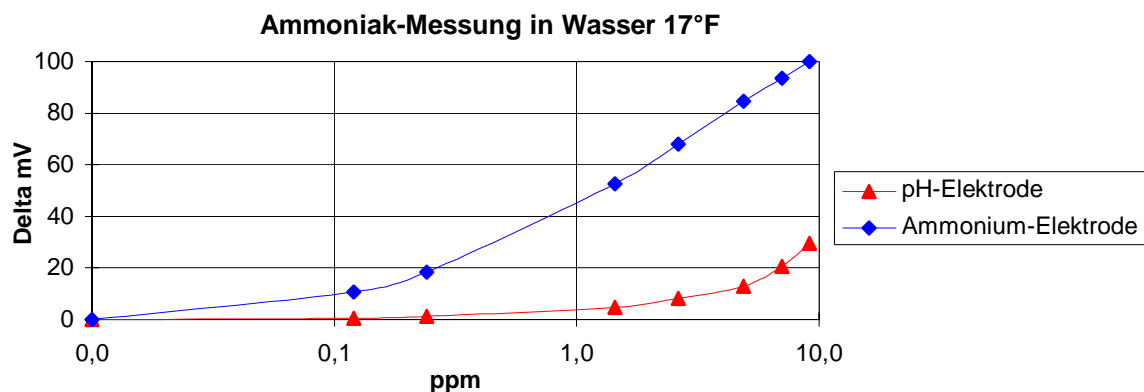
Bei Solekreisläufen (wie Glykol, Tyfoxid u. ä.) kann eine pH-Messung einen Ammoniakausbruch nicht erkennen. Deshalb muß hier ein Meßsystem eingesetzt werden, daß unabhängig vom pH agiert.

Ein solches Meßsystem stellt die ionenselektive oder gassensitive Elektrode dar. Unabhängig vom pH-Wert kann Ammoniak detektiert werden, es genügen wenige Moleküle um eine Anzeige zu erhalten. Bereits Konzentrationen von 0,2 ppm können sicher erkannt werden, es erfolgt eine rechtzeitige Warnung.

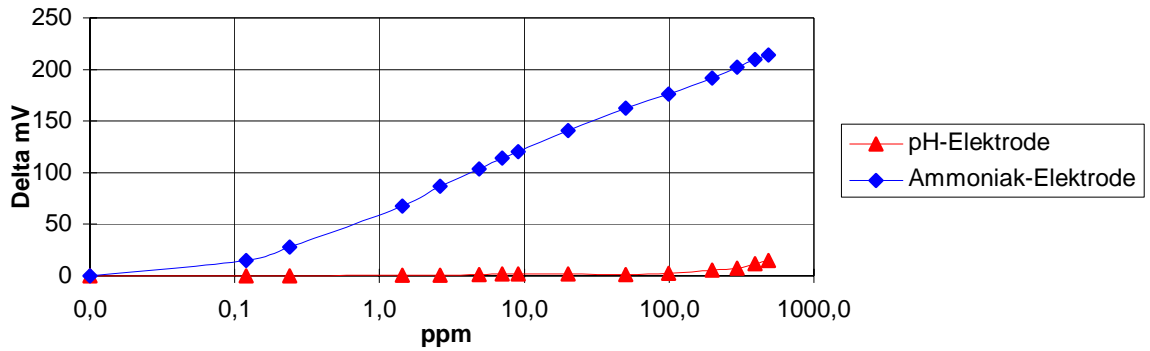
In den untenstehenden Diagrammen ist der Vorteil der ionenselektiven-Messung gegenüber der pH-Messung graphisch dargestellt. Man kann erkennen, daß die Ionenselektive Messung auch bei Normalwasser eine höhere Empfindlichkeit aufweist. Hat man beispielsweise ein offenes Gewässer, so ist ein Grenzwert von 8 ppm bereits die Störschwelle der Forelle. Bei dieser Konzentration wird die Forelle derart gestört, dass kurz darauf der Verstickungstot eintritt.

Offene Gewässer sind daher mit Ionenselektiven Messsystemen mit Nachweisgrenzen von 0.5 ppm einzusetzen. Die Grenzwerte können dabei bedenkenlos auf 5 ppm eingestellt werden.

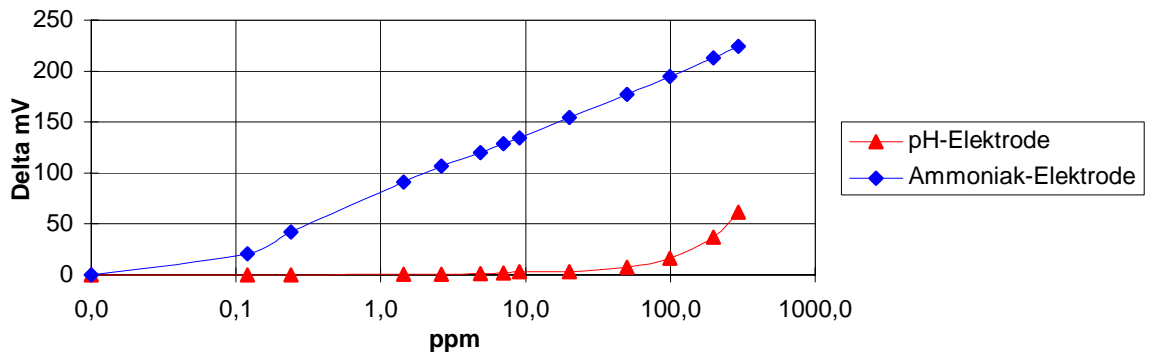
Diese Empfindlichkeit und hohe Nachweisgrenzen können sehr einfach jederzeit von Nichtchemikern nachfolzogen werden. Es müssen lediglich zwei entsprechende Elektroden mit einer Auswerteeinheit zur Verfügung stehen. Durch einträufeln von Ammoniak in eine Sole wird man feststellen, daß die gassensitive Messung sofort einen Meßwert liefert, während bei der pH-Messung lange keine Anzeige erscheint.



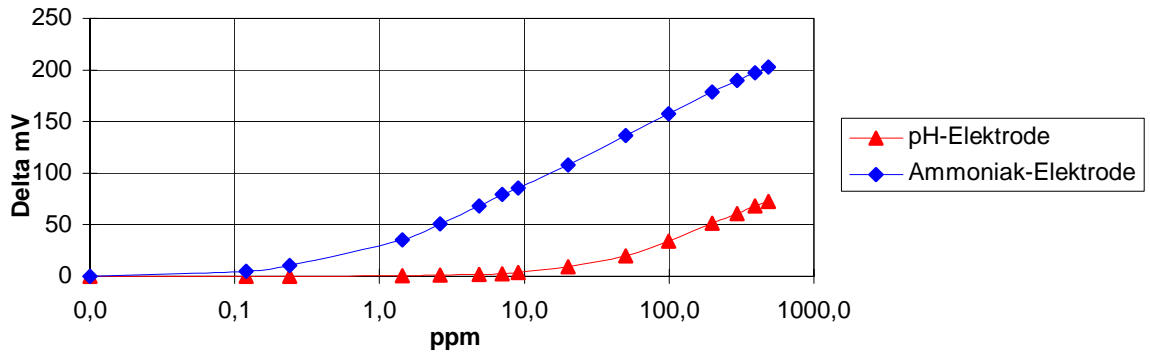
Ammoniak-Messung in Ethylenglykol 30%



Ammoniak-Messung in Propylenglykol 25%



Ammoniak-Messung in Tyfoxid 60% (Abb.5)



Ammoniak-Messung in Tyfoxid 80%

