

**Inhalt:**

- 1 Allgemeines und Zweck
- 2 Verwendete Abkürzungen und Formelzeichen
- 3 Physikalisch-chemische Zusammenhänge
  - 3.1 Begriffe und Definitionen
    - 3.1.1 Ionen
    - 3.1.2 Elektrolyt
    - 3.1.3 Säuren, Basen und Salze
    - 3.1.4 Säure-Base-Reaktion
      - 3.1.4.1 Säurestärke
      - 3.1.4.2 pH-Wert
      - 3.1.4.3 Säurezahl
  - 3.2 Elektrische Leitfähigkeit
    - 3.2.1 Leitfähigkeitsmessung in wässrigen Lösungen
    - 3.2.2 Ionenwanderung
    - 3.2.3 Ionenbeweglichkeit
- 4 Elektrolyse auf elektronischen Baugruppen
- 5 Flussmittel
  - 5.1 Flussmittelrückstände
  - 5.2 Wellenlötlösungsmittel
    - 5.2.1 Lösungsmittel
    - 5.2.2 Harze
    - 5.2.3 Aktivatoren
    - 5.2.4 Organische Säuren
- 6 Chemische Wirkung der Flussmittel
  - 6.1 Feuchteeinwirkung
  - 6.2 Rückstände beim Wellenlöten
  - 6.3 Rückstände beim Selektivlöten
- 7 Testmöglichkeiten
  - 7.1 Kontaminationsmessung
  - 7.2 Ionenchromatografie
  - 7.3 Oberflächenisolationswiderstand (SIR)
- 8 Schrifttum
  - 8.1 Normen
  - 8.2 Standards

**1 Allgemeines und Zweck**

Es gibt verschiedene Ursachen für den Ausfall von elektronischen Baugruppen. In diesem Merkblatt werden grundlegende physikalisch-chemische Zusammenhänge elektrolytischer Prozesse erklärt, die mit der Oberflächenkontamination zusammenhängen. Insbesondere wird auf die Flussmittelrückstände bei Wellenlöt- und Selektivlötprozessen eingegangen. Auf die Wichtigkeit des Entfernens von Wasser wird hingewiesen, da die zum Löten verwendeten organischen Säuren eine geringe Wasserlöslichkeit besitzen.

Die Testmöglichkeiten zu Kontamination (CM) und Oberflächenisolationswiderstand (SIR) werden für diese Anwendungen beschrieben.

Die Kombination verschiedener Messmethoden ist sinnvoll, da keine Messmethode alleine alle wichtigen Ergebnisse liefert. Unter ionischer Kontamination auf elektronischen Baugruppen versteht man eine unerwünschte Ansammlung von Stoffen auf der Oberfläche, die eine Einschränkung der Funktion oder Lebensdauer eines Gerätes nach sich ziehen kann. Es handelt sich um Verunreinigungen mit Stoffen, die elektrisch leitfähig sind oder werden können. Sie führen zu einer Beeinträchtigung der Funktionalität

der Baugruppen. Rückstände auf gelöteten elektronischen Bauteilen sind mannigfaltig. Meist stammen die Rückstände aus dem Produktionsprozess. Sie können unterschiedliche Auswirkungen haben – von harmlos bis hin zur Katastrophe. Die Folgen solcher Fehlströme sind meist schwerwiegend. Oft handelt es sich um extrem langsame Vorgänge, schleichen sich an, die sich später beschleunigen und schließlich zum Ausfall der Baugruppe führen. Nachfolgende Schäden, insbesondere bei Feldausfällen, können zu extrem hohen Schadenssummen führen oder gar Leib und Leben von Personen gefährden.

Ionische Kontamination kann

- metallische Oberflächen auf Bauteilen und Leiterplatten korrodieren,
- Fehlströme verursachen,
- Kurzschlüsse verursachen.

Ionische Rückstände sind solange harmlos, solange sie trocken sind. In Wasser gelöst haben sie den Charakter eines Elektrolyten. Meistens wird bei der Herstellung von elektronischen Baugruppen auf einen Reinigungsprozess verzichtet, daher ist die Kenntnis über verschiedenen Ursachen von Verunreinigungen und deren Wirkung von immenser Bedeutung. Die unterschiedlichen Arten der Kontamination kann man mit Hilfe der FMEA ermitteln. Sind die Kontaminationsquellen bekannt, können schädliche Auswirkungen untersucht werden. Durch sorgfältige Prozesskontrolle ist es möglich, diese Rückstände in tolerierbaren Grenzen zu halten, wie sie den Anforderungen an das Produkt entsprechen.

Die Reinigung von elektronischen Baugruppen ist nicht immer das Optimum. Man muss zunächst darauf achten, ob die eingesetzten Materialien, Bauteile und Leiterplatten einen Waschprozess zulassen. Wenn ein Flussmittel mit guten Isolations-eigenschaften verwendet wird, kann dessen Entfernung unter Umständen sogar mit einer Qualitätsminderung verbunden sein. Schließlich spielen Kosten eine wesentliche Rolle, deren Betrachtung geht über den Rahmen dieses Merkblatts hinaus.

Wer in der lötechnischen Fertigung elektronischer Baugruppen tätig ist und sich mit dem Thema „Ionische Kontamination“ beschäftigt, muss die elektrochemischen Vorgänge, die damit verbunden sind, verstehen. Nicht nur die Ionenwanderung, sondern auch die Elektrodenreaktionen spielen eine Rolle.

**2 Verwendete Abkürzungen und Formelzeichen**

- |                      |                                  |
|----------------------|----------------------------------|
| <i>c</i>             | Konzentration                    |
| <i>K<sub>s</sub></i> | Säurekonstante                   |
| <i>R</i>             | elektrischer Widerstand          |
| <i>I</i>             | Stromstärke                      |
| <i>U</i>             | elektrische Spannung             |
| <i>A</i>             | Fläche                           |
| <i>κ</i>             | spezifische Leitfähigkeit        |
| <i>G</i>             | Leitfähigkeit                    |
| <i>R</i>             | spezifischer Widerstand          |
| <i>Λ</i>             | molarer Leitwert                 |
| <i>n</i>             | Anzahl der elektrischen Ladungen |
| <i>e</i>             | Elementarladung                  |
| <i>η</i>             | Viskosität                       |
| <i>r</i>             | Radius                           |
| <i>u</i>             | Wanderungsgeschwindigkeit        |

Diese Veröffentlichung wurde von einer Gruppe erfahrener Fachleute in ehrenamtlicher Gemeinschaftsarbeit erstellt und wird als eine wichtige Erkenntnisquelle zur Beachtung empfohlen. Der Anwender muss jeweils prüfen, wie weit der Inhalt auf seinen speziellen Fall anwendbar und ob die ihm vorliegende Fassung noch gültig ist. Eine Haftung des DVS und derjenigen, die an der Ausarbeitung beteiligt waren, ist ausgeschlossen.

### 3 Physikalisch-chemische Zusammenhänge

#### 3.1 Begriffe und Definitionen

##### 3.1.1 Ionen

Ein Ion (v. altgriechisch: = sich fortbewegend) ist ein elektrisch geladenes Teilchen. Allgemein versteht man unter Ionen elektrisch geladene Atome oder Moleküle. Ein Ion kann einfach oder auch mehrfach geladen sein. Durch Elektronenmangel sind sie positiv oder durch Elektronenüberschuss negativ geladen. Positiv geladene Ionen werden Kationen, negativ geladene Anionen genannt, da sie jeweils in einem elektrischen Feld zur Kathode (Minuspol) bzw. zur Anode (Pluspol) wandern.

##### 3.1.2 Elektrolyt

Ein Elektrolyt ist ein Stoff, der beim Anlegen einer elektrischen Spannung unter dem Einfluss eines elektrischen Feldes den elektrischen Strom leitet (Leiter 2. Klasse). Bei Verunreinigungen, die mit einem unerwünschten Stromfluss zusammenhängen, handelt es sich um Elektrolyte.

Die elektrische Leitfähigkeit und der Transport elektrischer Ladungen wird durch die gerichtete Bewegung von Ionen im elektrischen Feld verursacht. Die elektrische Leitfähigkeit von Elektrolyten ist geringer als bei typischen Metallen (die Leiter der 1. Klasse sind). Außerdem treten an den Elektroden elektrochemische Vorgänge auf. Elektrolyte sind im weitesten Sinne Stoffe, die zumindest teilweise in Ionen vorliegen.

Man unterscheidet dabei:

- **gelöste Elektrolyte**, die, in einem Lösungsmittel (meist Wasser) gelöst, entweder vollständig in Ionen gespalten sind (starke Elektrolyte) oder solche, die als Moleküle vorliegen und nur zum Teil in Ionen gespalten sind (schwache Elektrolyte).
- **Festkörper (ionisch)**, der im festen Aggregatzustand aus Ionenkristallen besteht und in Schmelze oder Lösung, in besonderen Fällen auch als Feststoff den elektrischen Strom leitet.  
Beispiele:  
 $\text{NaCl}(s) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$   
 $\text{NaOH}(s) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
- **potenzielle Elektrolyte**, bei denen entstehen die Ionen erst durch die Reaktion mit dem Lösungsmittel.  
Beispiel: Chlorwasserstoffgas  
 $\text{HCl}(g) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^-(aq) + \text{H}_3\text{O}^+$

Elektrolyte liegen meist in gelöster Form vor. Das Lösungsmittel, was dafür prädestiniert ist, ist Wasser. Erst nach dem Lösen in Wasser kann die Aufspaltung in Ionen erfolgen.

##### 3.1.3 Säuren, Basen und Salze

Die wichtigsten Elektrolyte sind entweder Säuren, Basen oder Salze.

Einige Beispiele:

###### Säuren:

Chlorwasserstoffsäure HCl (Salzsäure):  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$   
Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ , dissoziiert vollständig in Wasser  
Citronensäure  $\text{C}_3\text{H}_4(\text{OH})(\text{COOH})_3$ , dissoziiert in Wasser teilweise

###### Salze:

Natriumchlorid NaCl (Kochsalz):  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$   
Ammoniumchlorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :  $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$   
Diethylaminhydrochlorid  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2\text{Cl}$   
Metallsalze, Cu-, Sn-, ... Salze organischer Säuren (z. B. Zinnadipat)

###### Basen:

Kalilauge KOH (starke Base):  $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$   
Ammoniak  $\text{NH}_3$ :  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$   
Dimethylamin  $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$  (schwache Base)

Man unterscheidet starke und schwache Elektrolyte. Das hängt vom jeweiligen Dissoziationsgrad ab. Dieser gibt an, wie viel sich von einem Stoff in Ionen gespalten hat. Man kann auch die Dissoziationskonstante betrachten, die sich als Größe aus den Konzentrationen der jeweils vorliegenden chemischen Gleichgewichtsreaktion errechnet. Im Folgenden ist dies am Beispiel einer Säure erläutert.

##### 3.1.4 Die Säure-Base-Reaktion

Zwischen einer Säure **HA** und ihrer Base **A<sup>-</sup>** liegt in wässriger Lösung folgende Gleichgewichtsreaktion vor:



Freie Wasserstoffionen **H<sup>+</sup>** (Protonen) existieren normalerweise nicht, sondern lagern sich an Moleküle an. Mit Wasser bilden sie Hydroniumionen (**H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**).

Nach dem Massenwirkungsgesetz wird die Lage des Gleichgewichtes durch die Gleichgewichtskonstante **K** beschrieben:

$$\frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} = K \quad (2)$$

[c(...) ist die Konzentration der an der Reaktion beteiligten Stoffe bzw. Ionen].

Da die Konzentration von Wasser (**c(H<sub>2</sub>O)**) bei der Reaktion praktisch konstant bleibt, lässt sich **c(H<sub>2</sub>O)** in die Konstante **K** einbeziehen. Damit ergibt sich schließlich die Säurekonstante **K<sub>s</sub>**:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \quad (3)$$

##### 3.1.4.1 Säurestärke

Häufig wird der negative dekadische Logarithmus von **K<sub>s</sub>**, der so genannte **pK<sub>s</sub>-Wert** für die Säurestärke angegeben.

$$pK_s = -\lg K_s = -\lg \left( \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \right) \quad (4)$$

Je kleiner der **pK<sub>s</sub>-Wert**, desto stärker ist die Säure. So hat zum Beispiel Salpetersäure (HNO<sub>3</sub>, Dissoziationsgrad von 82%) den **pK<sub>s</sub>-Wert** 1,32, Essigsäure (Dissoziationsgrad von 0,4%) einen **pK<sub>s</sub>-Wert** von 4,76. Bei Wasser, in dem ja nur noch eines von rund 10<sup>7</sup> Molekülen dissoziiert, beträgt der **pK<sub>s</sub>-Wert** 15,74.

##### 3.1.4.2 pH-Wert

Der **pH**-Wert einer wässrigen Lösung ist mit dem dem **pK<sub>s</sub>-Wert** verknüpft, er leitet sich von der Wasserstoffionenkonzentration bzw. Hydroniumionenkonzentration **c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)** (siehe obige Gleichungen) ab und ist definiert als deren negativer Logarithmus.

$$pH = pK_s + \lg \left( \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \right) \quad (5)$$

$$pH = -\lg(c(\text{H}_3\text{O}^+)) \quad (6)$$

Charakteristisch für das relativ kleine Hydroniumion **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>** ist seine hohe elektrische Leitfähigkeit in wässriger Lösung. Die Weitergabe der elektrischen Ladung erfolgt über Wasserstoffbrückenbindungen, die keinen Stofftransport erfordern und so zu einer hohen elektrischen Leitfähigkeit führen kann. Ähnlich kann die negative Ladung von Hydroxylionen (OH<sup>-</sup>-Ionen) transportiert werden. Alle anderen Ionenarten müssen in einem elektrischen Feld wandern, um zu einer entsprechenden Leitfähigkeit beizutragen, siehe Tabelle 1.

##### 3.1.4.3 Säurezahl

Die Säurezahl ist eine Größe, die einen Stoff oder ein Stoffgemisch charakterisiert. Sie gibt nur an, wie groß die Säuremenge ist. Man kann die Säurezahl ermitteln, wenn man die Säure mit der entsprechenden Menge Kalilauge (**KOH**) neutralisiert.

Die Säurezahl hat demnach die Einheit **mg KOH/g**.