

DEMONSTRATIONS- KASTEN ALUMINOTHERMIE ALUMINOTHERMIC DEMONSTRATION BOX

ARBEITSANLEITUNG.....	Seite 3
OPERATING INSTRUCTIONS	Page 19
THERMIT®-VERFAHREN	
EINE STUNDE CHEMIE-UNTERRICHT	Seite 35
THERMIT® PROCESS	
AN ONE-HOUR CHEMISTRY LESSON	Page 49

DEUTSCH

ENGLISH



**ARBEITSANLEITUNG
DEMONSTRATIONSKASTEN
ALUMINOTHERMIE**

DEUTSCH

ENGLISH

DEMONSTRATIONSKASTEN ALUMINOTHERMIE

ARBEITSANLEITUNG

1	Hinweise zur Arbeitsanleitung – Signalworte	6
2	Einzelteile	7
3	Sicherheitshinweise	9
4	Arbeitsanleitung	10
4.1	Vorbereitungen	10
4.2	Thermit®-Reaktion	13
4.3	Gewinnung des Regulus	14
4.4	Abschlussarbeiten	15

Herausgeber

Elektro-Thermit GmbH & Co. KG

Chemiestr. 24, 06132 Halle (Saale), Germany

Phone +49 (0)345 7795-600, Fax +49 (0)345 7795-770

info@elektro-thermit.de, www.elektro-thermit.de

1 Hinweise zur Arbeitsanleitung – Signalworte

ACHTUNG!

Das Signalwort **ACHTUNG** kennzeichnet eine Gefährdung, die, wenn sie nicht vermieden wird, einen Sachschaden zur Folge haben kann.

VORSICHT!

Das Signalwort **VORSICHT** kennzeichnet eine Gefährdung mit niedrigem Risikograd, die, wenn sie nicht vermieden wird, eine geringfügige oder mäßige Verletzung zur Folge haben kann.

2 Einzelteile



- 1 Auffangblech
- 2 Anzündstäbchen
- 3 Schlackestift
- 4 Verschlussplatten
- 5 Deckel

- 6 Reaktionstiegel
- 7 Tiegelständer
- 8 Auffangtiegel
- 9 Sand
- 10 Thermit®-Portionen

Notizen:

3 Sicherheitshinweise

Der Demonstrationskasten und die darin enthaltenen Einzelteile dürfen nur entsprechend ihrer bestimmungsgemäßen Verwendung eingesetzt werden. Bei unsachgemäß oder nicht bestimmungsgemäßer Verwendung können schwere Verbrennungen auftreten. Der Versuch muss mit Originalbauteilen und entsprechend der Arbeitsanleitung durchgeführt werden.

Die Thermit[®]-Reaktion verläuft stark exotherm.

ACHTUNG! Alle bei dem Versuch verwendeten Teile müssen absolut trocken sein! Die Tiegel dürfen keine Risse oder andere Beschädigungen aufweisen!

Die Apparatur muss für die Vorführung auf einer feuerfesten Platte aufgebaut werden. Keine brennbaren Unterlagen verwenden! Es ist auf einen sicheren Stand der Apparatur zu achten. Während der Vorführung dürfen sich keine brennbaren Gegenstände in näherer Umgebung der Apparatur befinden (ein Abstand von ca. 1 Meter wird empfohlen).

Bei der Thermit[®]-Reaktion erhitzen sich die Reaktionsprodukte und alle verwendeten Gefäße sehr stark (bis ca. 2.500 °C).

Während der Vorführung ist mit einer Rauchentwicklung zu rechnen und es können Funken austreten. Wenn die Tiegel oder die Thermit[®]-Portion noch Spuren von Feuchtigkeit enthalten, kann es zu einer unerwünscht heftigen Reaktion kommen. Die Demonstration des Versuches ist so durchzuführen, dass weder Menschen zu Schaden kommen, noch Gegenstände beschädigt werden oder ein Brand entsteht.

Aus diesen Gründen kann es in Abhängigkeit von den räumlichen Gegebenheiten ratsam sein, den Versuch im Freien mit angemessenem Sicherheitsabstand durchzuführen.

Heißflüssige Reaktionsprodukte nur mit trockenem Sand abdecken –
auf gar keinen Fall mit Wasser oder anderen Löschmitteln behandeln!

4 Arbeitsanleitung

4.1 Vorbereitungen

- a) Reaktions- sowie Auffangtiegel und Deckel mit einem Brenner anwärmen oder im Trockenschrank trocknen, um Feuchtigkeit auszutreiben.
- b) Trockenen Sand in das Auffangblech schütten und gleichmäßig verteilen.
- c) Tiegelständer mit getrocknetem Reaktionstiegel in das Auffangblech stellen.
- d) Auslauföffnung des Tiegels mit trockener Verschlussplatte abdecken.
- e) Eine Thermit[®]-Portion einfüllen.

**ACHTUNG! Nur trockene Thermit[®]-Portionen verwenden!
Feucht gewordene Portionen auch nach einer
Trocknung nicht mehr verwenden.
Explosionsgefahr! Es sind ausschließlich originale
und unbeschädigte Verpackungen zu verwenden!**

- f) Deckel auf den Reaktionstiegel legen.
- g) Trockenen Auffangtiegel mittig unter den Reaktionstiegel stellen.

Vorbereiteter Versuch



- 1 Deckel
- 2 Reaktionstiegel
- 3 Tiegelständer

- 4 Auffangtiegel
- 5 Auffangblech
- 6 Sand

Thermit®-Reaktion



4.2 Thermit®-Reaktion

Ein Anzündstäbchen am Brenner anstecken und rasch durch das Loch im Deckel in die Thermit®-Portion stecken.

VORSICHT! Die Reaktion kann spontan starten und es können Funken aus dem Loch im Deckel austreten.

Die aluminothermische Reaktion breitet sich nach dieser Initialzündung rasch durch die gesamte Thermit®-Portion aus. Die Verschlussplatte wird automatisch aufgeschmolzen; der Thermit®-Stahl und die Schlacke fließen in den Auffangtiegel.

Die Reaktionsprodukte haben eine Temperatur von etwa 2.500 °C.

**ACHTUNG! Die gesamte Apparatur wird sehr heiß!
Nur mit der Zange anfassen!**

4.3 Gewinnung des Regulus

- a) Auffangtiegel mit Regulus erkalten lassen (Tiegel darf nicht mehr rot glühen). **Nicht unter Wasser abkühlen!**



- b) Auffangtiegel mit einer Zange umdrehen. Fällt der Regulus nicht heraus, mit einem Hammer leicht auf den Tiegelboden klopfen. Es ist darauf zu achten, dass der Tiegel nicht beschädigt wird. Auf einem feuerfesten Untergrund arbeiten.
- c) Der Regulus kann unter Wasser abgekühlt werden.



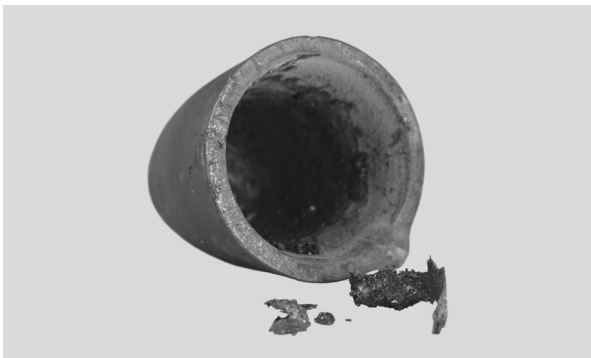
4.4 Abschlussarbeiten

- a) Alle Teile völlig abkühlen lassen. Nicht unter Wasser abkühlen!
- b) Sand zurückfüllen.
- c) Der Reaktionstiegel wird gereinigt, indem die Schlacke aus dem Reaktionstiegel entfernt wird. Dazu leicht mit dem Hammer auf die aus dem Tiegelloch herausragende Schlacke schlagen.
Für restliches Heraustreiben den beigefügten Schlackestift benutzen (siehe nächste Seite)! Dabei ist darauf zu achten, dass der Reaktionstiegel nicht beschädigt wird.
- d) Zur Aufbewahrung aller Teile eignet sich der Styroporkasten.
Nur **trockene** und **kalte** Teile hineinlegen.

Notizen:

Reinigung des Reaktionstiegels – Entfernen der Schlacke

1. Leichte Hammerschläge auf die aus dem Tiegel herausragende Schlacke



2. Restliches Heraustreiben mit dem Schlackestift



Notizen:



OPERATING INSTRUCTIONS
ALUMINOTHERMIC
DEMONSTRATION BOX

DEUTSCH

ENGLISH

ALUMINOTHERMIC DEMONSTRATION BOX

OPERATING INSTRUCTIONS

1	Information on the operating instructions – signal words	22
2	Components	23
3	Safety Instructions	25
4	Operating Instructions	26
4.1	Preparations	26
4.2	Thermit® reaction	29
4.3	Recovering the ingot	30
4.4	Final tasks	31

Publisher

Elektro-Thermit GmbH & Co. KG

Chemiestr. 24, 06132 Halle (Saale), Germany

Phone +49 (0)345 7795-600, Fax +49 (0)345 7795-770

info@elektro-thermit.de, www.elektro-thermit.de

1 Information on the operating instructions – signal words

ATTENTION! The keyword **ATTENTION** designates a hazard which can, when not avoided, result in material damage.

CAUTION! The keyword **CAUTION** designates a hazard with a low risk factor which can, when not avoided, result in a minor or moderate injury.

2 Components



- 1 Collection tray
- 2 Ignitor
- 3 Slag bolt
- 4 Closing plate
- 5 Cover plate

- 6 Reaction crucible
- 7 Crucible holder
- 8 Collection crucible
- 9 Sand
- 10 Thermit® portion

3 Safety Instructions

The demonstration box and the parts that it contains must only be used in accordance with the designated instructions. Inappropriate or negligent use can result in severe burns. Only perform the experiment with original components and in compliance with the operating instructions.

The Thermit[®] reaction generates intense exothermal heat.

ATTENTION! All parts used when operating must be thoroughly dry. Make sure that the crucibles do not have any cracks or other damage!

The apparatus needed for demonstration must be set up on a fire-proof base or on a tiled table. Do not place the apparatus on any flammable materials. Ensure that the apparatus is on a secure supporting base. During demonstration, ensure that there are no flammable materials in the vicinity of the apparatus (a safe distance of about 100 cm is recommended).

During the demonstration, the reaction products and all the containers that are used will heat up considerably (up to 2,500 °C).

Take into account that smoke will be produced during the demonstration, and that there may be sparks. If the crucibles or the Thermit[®] portion still contain traces of moisture, there may be an undesirably fierce reaction. Perform the demonstration in such a way that injuries, damage to property and fires are prevented.

For these reasons, depending on the suitability of the rooms available, it can be a good idea to perform the experiment outside with an appropriate safety distance.

Reaction products in the form of molten or hot metal and slag should be covered with dry sand only, and **not under any circumstances with water or any other extinguishing products!**

4 Operating Instructions

4.1 Preparations

- a) Warm up the reaction crucible and the collection crucible with a burner, or oven-dry them, in order to remove any retained moisture.
- b) Sprinkle dry sand into the collection tray and spread it out evenly.
- c) Place the crucible holder with its dry reaction crucible onto the collection tray.
- d) Cover the outlet opening of the crucible with the dry closing plate.
- e) Insert a Thermit[®] portion.

**ATTENTION! Only use dry Thermit[®] portions!
Portions that have become damp must not be used, even after drying them.
Risk of explosion! Only use the original and undamaged packing!**

- f) Place the cover on the reaction crucible.
- g) Position the dry collection crucible centrally under the reaction crucible.

Apparatus prepared for usage



- 1 Cover plate
- 2 Reaction crucible
- 3 Crucible holder

- 4 Collection crucible
- 5 Collection tray
- 6 Sand

Thermit® reaction



4.2 Thermit® reaction

Light an ignitor stick with a burner and quickly push it through the hole in the cover into the Thermit® portion.

CAUTION! The reaction may start spontaneously, and sparks may be emitted from the hole in the cover.

The aluminothermic reaction spreads quickly throughout the entire Thermit® portion after this initial firing. The closing plate is automatically melted; the Thermit® steel and the slag flow into the collection crucible.

The reaction products have a temperature of about 2,500 °C.

**ATTENTION! All apparatus will be extremely hot!
Only handle using tongs!**

4.3 Recovering the ingot

- a) Allow the collection crucible with the ingot to cool (the crucible does not glow red). **Do not cool with water!**



- b) Turn the collection crucible over using a pair of tongs. If the ingot does not fall out, gently tap the base of the crucible with a hammer. Make sure that the crucible is not damaged. Work on a fire-proof surface.
- c) The ingot can be cooled with water.



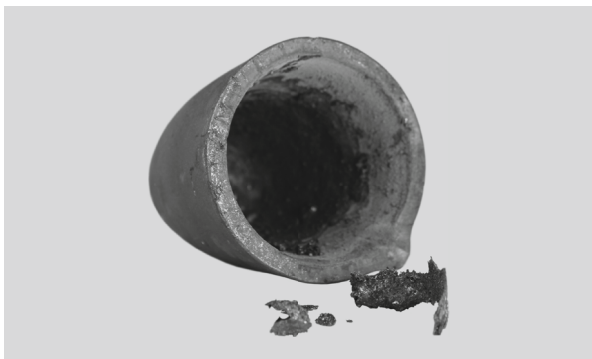
4.4 Final tasks

- Allow all parts to fully cool. Do not cool with water!
- Pour back the sand.
- Clean the reaction crucible by removing the slag from it. Do this by using the hammer to gently tap the slag protruding from the crucible hole. Any remaining slag can be removed the slag bolt provided (see next page)! When doing this, make sure that the reaction crucible is not damaged.
- The styrofoam box is designed for the storage of all parts. All parts must be **dry** and **cold** when placed in the box.

Notes:

Cleaning the reaction crucible – Removing the slag

1. Light taps of the hammer remove slag protruding from the crucible.



2. Removing the remainder with the slag bolt.



Notes:



THERMIT[®]-VERFAHREN
EINE STUNDE CHEMIEUNTERRICHT

DEUTSCH

ENGLISH

THERMIT[®]-VERFAHREN

EINE STUNDE CHEMIEUNTERRICHT

1	Geschichte der Aluminothermie	38
2	Grundlagen der Aluminothermie	39
	2.1 Redoxreaktionen	39
	2.2 Stöchiometrie	41
	2.3 Reaktionswärme	42
	2.4 Aktivierungsenergie	45
3	Anwendung der Aluminothermie	46
	3.1 Herstellung kohlefreier Metalle	46
	3.2 Thermit [®] -Schweißen	46

1 Geschichte der Aluminothermie

Die Geschichte der Aluminothermie, d.h. der Erzeugung von Wärme mit Hilfe von Aluminium, ist sehr eng mit der Entdeckung und Erforschung des Aluminiums verbunden.

Im Vergleich zu anderen Metallen ist Aluminium noch nicht lange bekannt. Es wurde erst 1809 durch Sir Humphry Davy entdeckt und bekam von ihm seinen Namen. In reiner Form wurde Aluminium erstmals 1827 von Wöhler in Göttingen hergestellt. Es kostete in dieser Zeit mehr als Gold. In den folgenden Jahren wurde der Herstellprozess des Aluminiums von verschiedenen Forschern weiterentwickelt, so dass die Ausbeute bei der Aluminiumgewinnung erheblich stieg. Dadurch fiel der Preis des Aluminiums in wenigen Jahren deutlich.

Grundlegend für die Aluminothermie ist die bereits 1856 von Tissier erkannte und 1858 von Wöhler genutzte reduzierende Wirkung des Aluminiums. Viele Forscher machten jedoch die Entdeckung, dass bei Redoxvorgängen mit Aluminium wegen der heftigen Reaktion die Tiegel zersprangen.

Als Hans Goldschmidt 1893 begann, die Aluminothermie zu erforschen, ging es ihm zunächst um die Herstellung kohlefreier Metalle, wie etwa Chrom und Mangan, die in der Stahlindustrie für Legierungszwecke benötigt wurden. Unter Ausnutzung der thermischen Energie eines verbrennenden Metalloxid-Aluminium-Gemisches stellte er diese Metalle her. Dabei entdeckte er auch, dass auf diese Weise erstklassiger flüssiger Stahl in kleinen Mengen erzeugt werden konnte. Er erkannte schon früh, dass die dabei freiwerdende Wärmemenge gut für die Verschweißung zweier Metallenden verwendet werden konnte.

1897 entdeckte Prof. Hans Goldschmidt die Möglichkeit der Einleitung eines technisch brauchbaren Reaktionsablaufes durch Initialzündung: Entzündet man ein aluminothermisches Gemisch – von Goldschmidt Thermit® genannt – an einer Stelle, so setzt sich eine exotherme Reaktion ruhig durch das gesamte Gemisch fort. Damit war der Schlüssel zur industriellen Anwendung der Aluminothermie gefunden.

Die erste Thermit[®]-Schweißung an Straßenbahnschienen wurde 1899 in Wuppertal durchgeführt. Bis zum Ersten Weltkrieg etablierte sich das Thermit[®]-Verfahren zum weltweit eingesetzten Standard-Schweißverfahren für Straßenbahnschienen.

Heute werden Straßen- und Eisenbahnschienen in der ganzen Welt durch Thermit[®]-Schweißungen verbunden.

2 Grundlagen der Aluminothermie

2.1 Redoxreaktion

Früher fasste man, Lavoisier folgend, alle Vorgänge, bei denen sich eine Substanz mit Sauerstoff verbindet, als Oxidation auf. Entsprechend bezeichnete man als Reduktion alle Vorgänge, bei denen Sauerstoff aus einer Verbindung abgespalten wird.

Heute versteht man unter Oxidation alle Vorgänge, bei denen ein Atom, Ion oder Molekül Elektronen abgibt.

Oxidation = Elektronenabgabe

Die von einem Teilchen abgegebenen Elektronen werden von einem anderen Teilchen aufgenommen. Diesen umgekehrten Vorgang bezeichnet man als Reduktion.

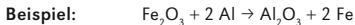
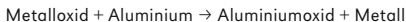
Reduktion = Elektronenaufnahme

Da einem Teilchen nur dann Elektronen entzogen werden können, wenn diese gleichzeitig von einem anderen Teilchen aufgenommen werden, verlaufen Oxidation und Reduktion stets gekoppelt. Man nennt solche Vorgänge Redoxreaktionen.

Redoxreaktion = Elektronenverschiebung

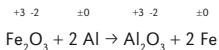
Eine typische Redoxreaktion ist die aluminothermische Reaktion, bei der ein Metalloxid mit Hilfe von Aluminium reduziert wird. Gleichzeitig wird Aluminium oxidiert.

Der Vorgang lässt sich folgendermaßen abbilden:



Elektronenübergänge sind teilweise nicht so leicht nachzuweisen, vor allem wenn Atome und Moleküle an der Reaktion beteiligt sind. Aus diesem Grund wurden Oxidationszahlen eingeführt. Den Atomen werden dabei nach bestimmten Regeln angenommene Ladungen zugeordnet.

Für die o.g. Reaktion bedeutet das:



Es zeigt sich, dass die Oxidationszahl des Eisens bei der aluminothermischen Reaktion von +3 auf ± 0 fällt, d.h. es werden Elektronen aufgenommen.

Nach der Definition ist dieser Vorgang eine Reduktion.

Gleichzeitig nimmt die Oxidationszahl des Aluminiums von ± 0 auf +3 zu.

Es werden Elektronen abgegeben. Dieser Vorgang wird als Oxidation bezeichnet.

Aluminium wird also als Reduktionsmittel benutzt, während Eisenoxid das Oxidationsmittel darstellt. Ein Reduktionsmittel wirkt umso stärker, je leichter es Elektronen abgibt. Entsprechend ist die Stärke eines Oxidationsmittels davon abhängig, wie leicht es Elektronen aufnimmt.

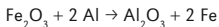
Da bei allen aluminothermischen Reaktionen das gleiche Reduktionsmittel (Aluminium) benutzt wird, hängt die Stärke der aluminothermischen Redoxreaktion allein von der Stärke des Oxidationsmittels ab.

Je edler das Metall ist, desto leichter lassen sich Metalloxide reduzieren.

D.h. die aluminothermische Reaktion verläuft umso intensiver je edler das Oxidationsmittel ist. So lässt sich CuO leichter auf aluminothermischem Wege reduzieren als Fe_2O_3 (Redoxreihe).

2.2 Stöchiometrie

Die chemische Gleichung der aluminothermischen Reaktion

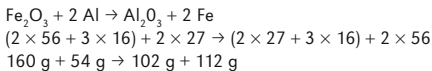


besagt qualitativ, dass Eisenoxid und Aluminium zu Aluminiumoxid und Eisen reagieren. Quantitativ lassen sich daraus die Massenverhältnisse der beteiligten Elemente errechnen.

Man benutzt dafür die relativen Atom- bzw. Molekülmassen. Die relativen Atommassen können dem Periodensystem der Elemente entnommen werden. Sie haben keine Einheiten.

In unserem Beispiel betragen die relativen Atommassen der beteiligten Elemente folgende Werte:

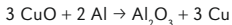
Fe	55,85 \approx 56
O	15,999 \approx 16
Al	26,98 \approx 27



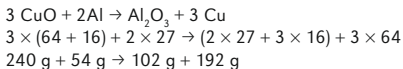
Es reagieren 160 g Eisenoxid und 54 g Aluminium zu 102 g Aluminiumoxid und 112 g Eisen.

Das Gemisch aus $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al}$ wird als Thermit[®] und Al_2O_3 als Schlacke bezeichnet. 214 g Thermit[®] reagieren also zu 102 g Schlacke und 112 g Eisen.

Für die aluminothermische Reduktion von Kupferoxid gilt:



Mit der relativen Atommasse für Kupfer $\text{Cu} = 63,55$ (≈ 64) ergeben sich folgende stöchiometrische Mengen:



Aus 240 g Kupferoxid und 54 g Aluminium entstehen bei der aluminothermischen Reaktion 102 g Aluminiumoxid und 192 g Kupfer.

oder: 294 g Kupfer-Thermit® reagieren zu 102 g Schlacke und 192 g Kupfer.

2.3 Reaktionswärme (Reaktionsenthalpie)

Jede chemische Reaktion ist mit einem Energieumsatz meist in Form von Wärmevorgängen verknüpft. Die frei werdende oder benötigte Energie wird als Reaktionswärme oder Reaktionsenthalpie $\Delta_{\text{R}}H$ bezeichnet. Man unterscheidet chemische Vorgänge, bei denen Wärme erzeugt wird, sogenannte exotherme Prozesse, und Prozesse, bei denen Wärme verbraucht wird, sogenannte endotherme Prozesse.

Die Betrachtung des Vorzeichens der Reaktionswärme erfolgt stets vom Standpunkt der Stoffe aus. Bei exothermen Vorgängen verlieren die Produkte Energie an die Umgebung. Daher wird hier die Reaktionswärme $\Delta_{\text{R}}H$ negativ, bei endothermen Reaktionen entsprechend positiv. Reaktionswärmen werden üblicherweise in Joule angegeben und auf 1 Mol der reagierenden Stoffe bezogen.

Die Bildungswärme bzw. Bildungsenthalpie beschreibt den Energieumsatz bei der Bildung von 1 Mol einer Verbindung aus ihren Elementen. Oft sind das Reaktionen, die so nicht einfach durchzuführen sind. Üblicherweise wird die Bildungsenthalpie auf Standardbedingungen (298 K und 1,013 bar) bezogen

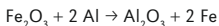
und dann als Standardbildungsenthalpie $\Delta_f H^0$ bezeichnet. In der nachfolgenden Tabelle ist die zur Bildung der Oxide aus dem jeweiligen Metall erforderliche Standardbildungsenthalpie gelistet.

Metalloxid	Standardbildungsenthalpie $\Delta_f H^0$ [kJ/mol]
TiO ₂	-944,12
MnO ₃	-957,52
Cr ₂ O ₃	-1.130,43
Al ₂ O ₃	-1.674,72
CuO	-155,95
NiO	-240,74
FeO	-272,22
MoO ₂	-548,47
Fe ₂ O ₃	-826,05

Die Oxidation der Metalle ist also ein exothermer Prozess, bei dem eine mehr oder weniger große Wärmemenge frei wird. Die gleiche Wärmemenge muss der Reaktion zugeführt werden, um das Aluminiumoxid zu reduzieren. Für die Berechnung der Standardbildungsenthalpie einer Redoxreaktion findet folgende Gleichung Anwendung:

$$\Delta_r H^0 = \sum \Delta_f H^0_{(\text{Produkte})} - \sum \Delta_f H^0_{(\text{Edukte})}$$

Für die aluminothermische Reaktion von Eisen-Thermit® ergibt sich daraus:



$$\Delta_f H^0 = -1.675 \text{ kJ/mol} - (-826 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta_f H^0 = -849 \text{ kJ/mol}$$

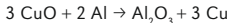
Zur Reduktion von 1 Mol Fe_2O_3 werden 826 kJ gebraucht (endothermer Prozess), während bei der Oxidation von 1 Mol Al_2O_3 1.675 kJ frei werden (exothermer Prozess). Bei der Reaktion von 214 g Eisen-Thermit® wird also eine Reaktionswärme von ca. 850 kJ frei.

Auf 1 kg Thermit® bezogen bedeutet das 3.970 kJ.

Die Wärmemenge, die bei der Thermit®-Reaktion freigesetzt wird, kann als Temperatur gemessen werden und beträgt bei dieser Reaktion ca. 2.500 °C.

Auch bei der Reaktion von Kupferoxid mit Aluminium stehen sich wieder ein endothermer Prozess, die Reduktion des CuO , und ein exothermer Prozess, die Oxidation des Aluminiums zu Al_2O_3 gegenüber.

Es ergibt sich laut Tabelle folgende Bildungsenthalpie:



$$\Delta_f H^0 = -1.675 \text{ kJ/mol} - 3 \times -156 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_f H^0 = -1.207 \text{ kJ/mol}$$

Bei der Reaktion von 294 g Kupfer-Thermit® entsteht eine Bildungswärme von 1.207 kJ/mol.

Es wurde bereits erwähnt, dass die Metalloxide leichter reduziert werden, je edler das Metall ist. Die Betrachtung der freiwerdenden Bildungswärme bei diesen beiden Reaktionen bestätigt diese Aussage. Je edler das Metall ist, desto geringer ist die Bildungswärme bei der Reduktion des Oxids.

Da die Bildungsenthalpie des Al_2O_3 bei allen aluminothermischen Reaktionen gleich ist, ist die gesamte Bildungswärme der Reaktion umso größer, je edler das Metall ist.

Bei der Reaktion von Kupfer-Thermit® wird also mehr Energie freigesetzt als bei der Reaktion von Eisen-Thermit®.

Die aluminothermische Oxidation lässt sich mit anderen Oxidationsvorgängen, z.B. der Verbrennung von Kohle vergleichen. Der für die Verbrennung bzw. Oxidation notwendige Sauerstoff wird bei der Aluminothermie jedoch nicht aus der Luft zugeführt, sondern er entsteht bei der Reduktion eines Metalloxids.

2.4 Aktivierungsenergie

Mischt man ein Metalloxid und Aluminium im stöchiometrischen Verhältnis, so tritt ohne äußere Einflüsse keine Reaktion ein. Man braucht zur Einleitung der Reaktion eine gewisse Aktivierungsenergie.

Viele Chemiker haben versucht, diese Aktivierungsenergie durch Erhitzen des gesamten aluminothermischen Gemisches aufzubringen. Die Folge war eine explosionsartige Reaktion.

Goldschmidt erkannte, dass die Aktivierungsenergie nur an einem Punkt des Gemisches durch Erhitzen eingebracht werden muss. Die durch die stark exotherme Reaktion entstehende Wärme reicht aus, um die benachbarten Teilchen zu aktivieren, so dass der Vorgang selbständig abläuft.

Die Aktivierungsenergie kann bei der Aluminothermie durch ein sogenanntes Entzündungsgemisch bzw. ein Anzündstäbchen ähnlich einer Wunderkerze zugeführt werden.

3 Anwendung der Aluminothermie

Die aluminothermische Reaktion kann technisch für verschiedenste Zwecke eingesetzt werden.

3.1 Herstellung kohlefreier Metalle

Bei der Herstellung kohlefreier Metalle durch eine aluminothermische Reaktion, wie z.B. bei der Herstellung von Chrom, wird das aluminothermische Gemisch in ein Reaktionsgefäß gefüllt, in dem sich nach der Reaktion die Reaktionsprodukte, reines Metall und Schlacke, absetzen.

3.2 Thermit®-Schweißen

Da die Thermit®-Reaktion fast unabhängig von äußeren Energiequellen durchgeführt werden kann, hat sich dieses Verfahren in der Schweißtechnik durchgesetzt.

Die moderne Thermit®-Technik ermöglicht die Herstellung von Thermit®-Stahl beliebiger Art und Zusammensetzung.

Für Schienenstoßschweißungen im Gleis wird die Thermit®-Schienenschweißung weltweit als Regelverfahren eingesetzt. Zur Durchführung der Thermit®-Schienenschweißung werden die Enden der mit einer verfahrensabhängigen Lücke verlegten Schienen mit vorgefertigten Gießformen aus Quarzsand umgeben.

Nach Abdichten der Gießformen im Bereich der Schienenanlageflächen mit feuerfestem, plastischem Formstoff wird das Gießsystem von oben vorgewärmt. Dann wird der in einem Reaktionstiegel erzeugte ca. 2.500 °C heiße Thermit®-Stahl in die Gießform geleitet, wo er die vorgewärmten Schienenenden aufschmilzt und homogen miteinander verbindet. Nach etwa 3-4 min werden die Gießform und die Schweißgutüberstände entfernt. Nach vollständigem Erkalten wird die Schweißung profilgerecht geschliffen.

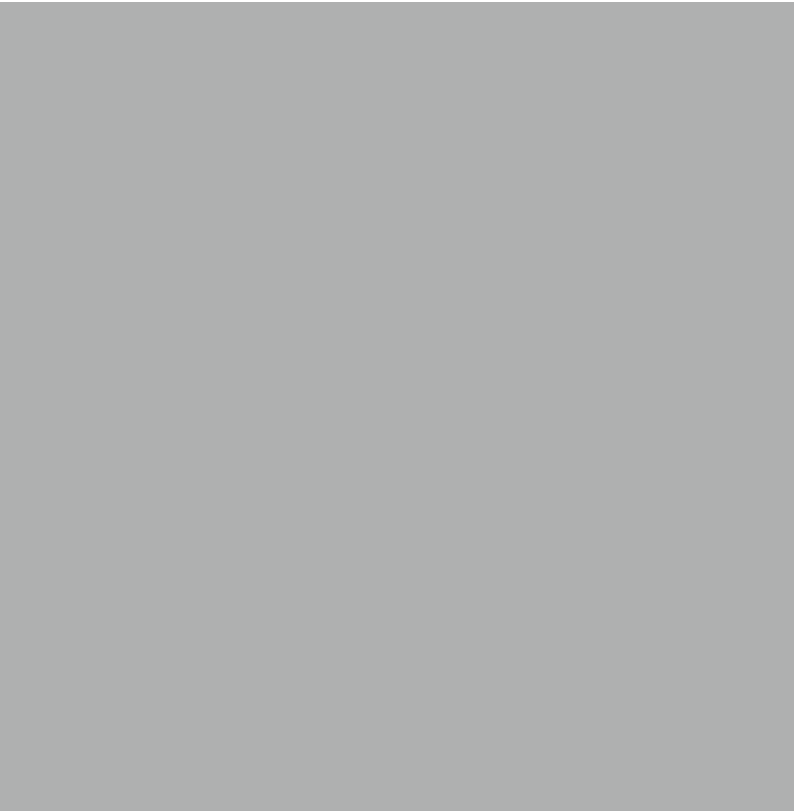
Beim Thermit®-Reparaturschweißen werden Werkstücke mit größeren Abmessungen z.B. Rotorwellen, Walzen, Pressenkörper, Kurbelwellen, kurz alle Arten von Maschinenteilen nach einem Bruch verschweißt.

Bei der Kupferkabelschweißung wird die aluminothermische Schweißung für

die Herstellung von reinem Kupfer eingesetzt. Hierzu benutzt man mehrfach verwendbare kombinierte Tiegel-Gießformen aus Graphit, in die die zu verbindenden Teile eingelegt werden.

Dieses Verfahren lässt sich damit besonders dort vorteilhaft anwenden, wo es auf die Herstellung elektrisch gut leitender Verbindungen ankommt, wie z.B. für die Verschweißung von Kupferkabeln untereinander, bei der Herstellung eines kathodischen Schutzes bei nicht leitenden Rohrverbindungen. Zur Anwendung kommt diese Verfahren außerdem für die Überbrückung von verlaschten Schienenstößen, für die Triebstromrückführung bei elektrischen Bahnen sowie für die Anbringung von Erdungsleitungen an Schienen oder Tankanlagen in der chemischen und petrochemischen Industrie.

Notizen:



THERMIT[®] PROCESS
ONE HOUR CHEMISTRY LESSON

DEUTSCH

ENGLISH

THERMIT[®] PROCESS

ONE HOUR CHEMISTRY LESSON

1	The history of aluminothermics	52
2	The basic principles of aluminothermics	53
	2.1 Redox reactions	53
	2.2 Stoichiometry	55
	2.3 Reaction energy	56
	2.4 Activation energy	59
3	The application of aluminothermics	60
	3.1 The production of carbonless metals	60
	3.2 Thermit [®] welding	60

1 The history of aluminothermics

The history of aluminothermics, which is the production of heat with the aid of aluminium, is closely entwined with the discovery and the researching of aluminium itself.

When compared with other metals, aluminium can be thought of as a relatively recent discovery. It was first discovered in 1809 by Sir Humphry Davy, who was also responsible for its name. In pure form, aluminium was first produced in 1827 by Wöhler in Göttingen. At that time it cost more than gold. Over the following years, the production process of aluminium was further developed by different researchers, enabling the yield from aluminium recovery to increase dramatically. As a consequence, the price of aluminium fell significantly within a few years.

Fundamental to aluminothermics was the recognition by Tissier in 1856, followed in 1858 by Wöhler's practical application, of the reducing effect of aluminium. Many researchers had, however, made the discovery that redox processes with aluminium caused the crucible to explode, due to the violence of the reaction.

When Hans Goldschmidt began researching aluminothermics in 1893, his first interest was in the production of carbonless metals, such as chrome and manganese, which were needed in the steel industry for alloying purposes. By exploiting the thermal energy from a burning metal oxide aluminium mixture, he was able to produce these metals. While engaging with this, he also discovered that small quantities of very high quality steel in liquid form could be produced. He soon recognised that the heat released during the process was suitable to use for welding two metal ends together.

In 1897 Prof. Hans Goldschmidt discovered the possibility of starting a technically useful reaction process by means of initial ignition: by igniting an aluminothermic mixture, which Goldschmidt named Thermit®, at a single point, an exothermic reaction would steadily propagate throughout the entire mixture. In this manner the key to the industrial application of aluminothermics was found.

The first Thermit® welding on tram rails was carried out in 1899 in Wuppertal.

By the First World War, the Thermit[®] process has established itself as a standard welding procedure used worldwide for tram rails.

Today, rails for trams and trains are joined together by the use of Thermit[®] welding all over the world.

2 The basic principles of aluminothermics

2.1 Redox reaction

Following from Lavoisier's work, it had been understood that all processes in which a substance bonded with oxygen were a kind of oxidation. Correspondingly, all processes in which the oxygen was separated from its compound came to be known as reduction.

Today, oxidation is understood to refer to all processes in which an atom, ion or molecule gives up electrons.

Oxidation = electron donation

The electrons released by one particle are picked up by a different particle. This reversed process is called reduction.

Reduction = electron acceptance

Since one particle can only have its electrons removed if they are simultaneously taken up by a different particle, oxidation and reduction always take place jointly. Such processes are known as redox reactions.

Redox reaction = electron shifting

An aluminothermic reaction is a typical redox reaction, in which a metal oxide is reduced with the aid of aluminium. At the same time, the aluminium is oxidised.

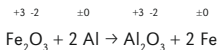
The process can be represented as follows:

metal oxide + aluminium → aluminium oxide + metal



The exchanges of electrons can be difficult to verify, particularly if both atoms and molecules are involved in the reaction. For this reason, oxidation numbers were introduced. The atoms are thus assigned with charges in accordance with fixed rules.

For the reaction shown above, we have:



It can be seen that the oxidation number of the iron during the aluminothermic reaction falls from +3 to ± 0 , which means that electrons have been accepted. According to the definition, this process is a reduction. Simultaneously, the oxidation number of the aluminium goes up from ± 0 to +3. Electrons are released. This process is called oxidation.

Aluminium is therefore used as a reducing medium, while iron oxide represents the oxidation medium. The more easily a reducing medium releases its electrons, the stronger its effect will be. Correspondingly, the strength of an oxidation medium depends upon how easily it accepts electrons.

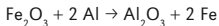
Since all aluminothermic reactions make use of the same reducing medium, namely aluminium, the strength of the aluminothermic redox reaction depends solely on the strength of the oxidation medium.

The more noble the metal is, the more easily the metal oxides are reduced.

This means that the aluminothermic reaction proceeds more intensely, the more noble the oxidation medium is. Hence, CuO is more easily reduced by an aluminothermic reaction than Fe_2O_3 (electrochemical series).

2.2 Stoichiometry

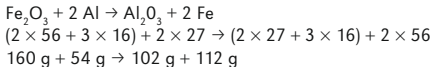
The chemical balancing of the aluminothermic reaction



determines qualitatively that iron oxide and aluminium react to become aluminium oxide and iron. Quantitatively, the mass relationships of the elements involved can thus be worked out.

To do this one uses the relative atomic or molecular masses. The relative atomic masses can be taken from the periodic table of elements. They have no units. In our example the relative atomic masses of the elements involved have the following values:

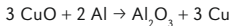
Fe	55.85 \approx 56
O	15.999 \approx 16
Al	26.98 \approx 27



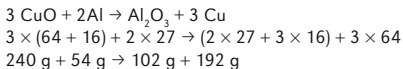
Hence 160 g of iron oxide and 54 g of aluminium react to become 102 g of aluminium oxide and 112 g of iron.

The mixture of $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al}$ is known as Thermit[®], and Al_2O_3 is known as slag. 214 g Thermit[®] thus react to give 102 g of slag and 112 g of iron.

For the aluminothermic reduction of copper oxide, we have:



Given the relative atomic mass of copper, $\text{Cu} = 63.55$ (≈ 64), the following stoichiometric quantities result:



From 240 g of copper oxide and 54 g of aluminium, the aluminothermic reaction produces 102 g of aluminium oxide and 192 g of copper.

or: 294 g of copper Thermit® react to give 102 g of slag and 192 g of copper.

2.3 Reaction energy (reaction enthalpy)

Every chemical reaction is associated with an energy exchange, mostly in the form of thermal processes. The energy that is liberated or required is known as reaction energy or reaction enthalpy $\Delta_{\text{R}}H$. A distinction is made between chemical processes that produce heat, the so-called exothermic processes, and chemical processes that consume heat, the so-called endothermic processes.

The design of the equations for reaction energy is always from the perspective of the reacting materials. For exothermic processes the products lose energy to their surroundings. The reaction energy of $\Delta_{\text{R}}H$ is therefore negative, while with endothermic reactions it is correspondingly positive. Reaction energy is normally measured in joules and refers to 1 mole of the reacting materials.

The energy of formation or the enthalpy of formation describes the energy exchange involved in the formation of 1 mole of a compound from its elements. These are often reactions that are not easy to carry out. The enthalpy of formation is normally presumed to refer to standard conditions (298 K and 1.013 bar) and designated as standard formation enthalpy $\Delta_{\text{f}}H^{\circ}$.

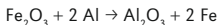
In the following table, the standard enthalpy of formation required for the formation of the oxide of the respective metal is listed.

Metal oxide	Standard enthalpy of formation $\Delta_f H^\circ$ [kJ/mol]
TiO ₂	-944.12
MnO ₃	-957.52
Cr ₂ O ₃	-1,130.43
Al ₂ O ₃	-1,674.72
CuO	-155.95
NiO	-240.74
FeO	-272.22
MoO ₂	-548.47
Fe ₂ O ₃	-826.05

The oxidation of the metals is therefore an exothermic process in which a varying amount of heat energy is liberated. The same amount of heat must be supplied to the reaction in order to reduce the aluminium oxide. For the calculation of the standard enthalpy of formation of a redox reaction, the following equation is applied:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ_{(\text{products})} - \sum \Delta_f H^\circ_{(\text{reactants})}$$

For the aluminothermic reaction of iron Thermit[®] this results as:



$$\Delta_f H^\circ = -1,675 \text{ kJ/mol} - (-826 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta_r H^\circ = -849 \text{ kJ/mol}$$

For the reduction of 1 mole of Fe_2O_3 826 kJ are required (endothermic process), while for the oxidation of 1 mole of Al_2O_3 1,675 kJ of energy are released (exothermic process).

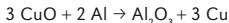
The reaction of 214 g of iron Thermit® hence releases a reaction energy of approx. 850 kJ.

For 1 kg Thermit® this would be 3,970 kJ.

The quantity of energy that is released by the Thermit® reaction can be measured as temperature and amounts for this reaction to approx. 2,500 °C.

Also for the reaction of copper oxide with aluminium, there is an endothermic process, namely the reduction of CuO , and an exothermic process, namely the oxidation of aluminium into Al_2O_3 , that take place in conjunction.

According to the table, the following enthalpy of formation results:



$$\Delta_f H^0 = -1,675 \text{ kJ/mol} - 3 \times -156 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_f H^0 = -1,207 \text{ kJ/mol}$$

In the reaction of 294 g of copper Thermit® there is a formation energy of 1,207 kJ/mol.

It has already been stated that the metal oxides are more easily reduced, the more noble the metal is. The consideration of the released energy of formation for both of these reactions confirms this statement. The more noble the metal is, the lower the formation energy for the reduction of the oxide will be.

As the formation enthalpy of Al_2O_3 is the same in all aluminothermic reactions, the entire formation energy of the reaction is larger, the more noble the metal is.

For the reaction of copper Thermit®, consequently, more energy is released than for the reaction of iron Thermit®.

The aluminothermic oxidation can be compared with other oxidation processes, e.g. the burning of coal. The oxygen required for the burning or oxidation, however, is not taken from the air, but comes from the reduction of a metal oxide.

2.4 Activation energy

If a metal oxide and aluminium are mixed in the stoichiometric relationship, no reaction takes place without external influences. In order to initiate the reaction a certain activation energy is required.

Many chemists had tried to apply the activation energy to the entire aluminothermic mixture. The result was a reaction in the form of an explosion.

Goldschmidt recognised that the activation energy must only be applied by heating one point of the mixture. The energy from the strongly exothermic reaction is sufficient to activate adjacent parts of the mixture, such that the process can run by itself.

The activation energy for aluminothermics can be delivered by a so-called ignition mixture or by an igniter stick similar to a sparkler.

3 The application of aluminothermics

The aluminothermic reaction can be used for very different technical purposes.

3.1 The production of carbonless metals

For the production of carbonless metals by means of aluminothermic reactions, such as in the production of chrome, the aluminothermic mixture is filled in a reaction chamber in which the reaction products of pure metal and slag settle out after the reaction has taken place.

3.2 Thermit® welding

As the Thermit® reaction can be carried out almost independently of external energy sources, the procedure has been implemented for welding technology. The modern Thermit® technology enables the production of Thermit® steel of any kind and composition.

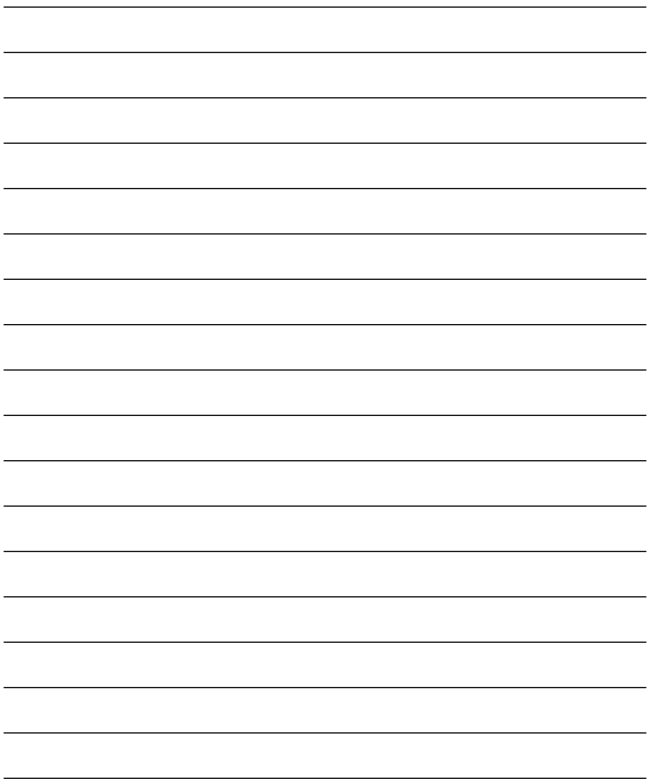
For rail joint welding directly into the track, Thermit® rail welding has been adopted worldwide as a matter of course. To carry out Thermit® rail welding, the ends of the rails are laid apart, with a gap between them depending on the process, within pre-prepared rail casting moulds and surrounded by quartz sand. After sealing the casting moulds around the rails with fire-proof ductile material, the mould system is heated from above. Having been heated in a reaction crucible to approx. 2,500 °C, the hot Thermit® steel is channeled into the casting mould, where it melts the pre-heated rail ends and joins them together with a seamless weld. After about 3-4 minutes the casting mould and weld excess are removed. After the weld has fully cooled it is ground to the correct profile.

For Thermit® repair welding, components with larger dimensions, such as rotor shafts, rollers, press bodies, crankshafts, in short, all kinds of mechanical parts, can be welded after a fracture.

For copper cable welding, aluminothermic welding is used for the production of pure copper. To do this, reusable, combined crucible/- casting moulds made of graphite are used, into which the parts to be welded are fed.

The process can be used as a particularly advantageous application in cases where the requirement is the production of joints that are good conductors of electricity, such as the welding together of copper cables during the production of a cathodic protection for non-conducting pipe connections. This process also finds application for the bridging of spliced track joints for the traction current return on electric tracks and for the connecting of earth cables to tracks or tank storage facilities in the chemicals and petrochemicals industries.

Notes:





WIR MACHEN DAS LÜCKENLOSE GLEIS!

Die Elektro-Thermit GmbH & Co. KG ist Mitglied der Goldschmidt Thermit Group. Die Erfinder des Thermit®-Schweißens liefern seit über 120 Jahren Qualität und Innovationen rund ums Gleis, für höchste Sicherheit, besten Fahrkomfort und niedrige Instandhaltungskosten.

CREATING THE CONTINUOUSLY WELDED TRACK!

The Elektro-Thermit GmbH & Co. KG is a member of the Goldschmidt Thermit Group. For over 120 years, the inventor of the Thermit® welding process stands for quality and innovation in tracks which leads to high safety, best ride comfort and a decrease in maintenance expenses.

MEMBER OF



GOLDSCHMIDT
THERMIT GROUP

Elektro-Thermit GmbH & Co. KG

Chemiestr. 24, 06132 Halle (Saale), Germany
Phone +49 (0) 345 7795-600, Fax +49 (0) 345 7795-770
info@elektro-thermit.de, www.elektro-thermit.de