

Ordne die passenden Begriffe in die Lücken.

Um ein Potential zu erhalten, wird ein

Metallstab

in seine entsprechende

Metallsalzlösung

getaucht. Liegt also eine

$CuSO_4$

-Lösung vor, muss ein Kupferstab

in die Lösung eingetaucht werden.

Zwischen den

Kupferionen

und dem

elementaren

Kupfer

stellt sich ein

Gleichgewicht ein. Dadurch bildet sich ein für Kupfer

spezifisches

Potential

aus.

**Gleichung:**

$Cu^{2+}$

$+2 e^- \rightleftharpoons$

$Cu$

Aufgab 1

	Mg-oxid	Al-oxid	Zn-oxid	Fe-oxid	Pb-oxid	Sn-oxid	Cu-oxid
Mg	-	+	+	+	+	+	+
Al	-	-	+	+	+	+	+
Zn	-	-	-	+	+	+	+
Fe	-	-	-	-	+	+	+
Pb	-	-	-	-	-	+	+
Sn	-	-	-	-	-	-	+
Cu	-	-	-	-	-	-	-

3b: Thermitverfahren

Behälterwägen werden zusammen gemischt

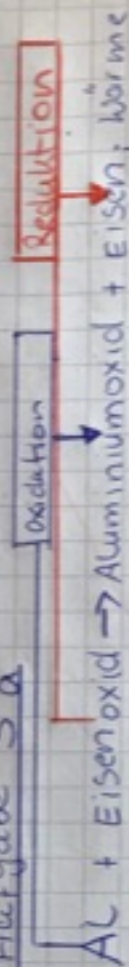
Mischung aus Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> und Eisenoxid wird an dem Stöben entzündet und die freierwerdende Hitze schmilzt die Eisen zusammen

Aufgabe 2:

stärkstes Reduktionsmittel = Magnesium

stärkstes Oxidationsmittel = Kupfer

Aufgabe 3a



Reaktion ist stark exotherm

Oxidiert wird: Aluminium

Reduziert wird: Eisen



Gold



+1,50 V



Eisen



-0,41 V



Kalium



-2,92 V



Silber



+0,80 V



Lösung



✓ **Bravo. Bei dieser Aufgabe hast du alles richtig gemacht.**

Gib an, ob die Metalle edel oder unedel sind.

Ordne die Metalle den entsprechenden Kategorien zu.

edle Metalle

unedle Metalle

Hg ✓

Ca ✓

Mg ✓

Al ✓

Na ✓

Cu ✓

Pt ✓

Lösung

Die Standardwasserstoffzelle ( $E_0 = 0V$ ) teilt die Reihe der Metalle in edel und unedel.



Wenn du ein Stückchen Zink in Salzsäure gibst, dann beginnt das Reaktionsgemisch zu sprudeln und das Stück Zink wird immer kleiner.

Bei Zink handelt es sich um ein

unedles

Metall. Daher findet eine Reaktion mit

Salzsäure

statt. Der Reaktionsverlauf lässt

sich zum einen an dem

kleiner

werdenden

Zinkstück erkennen. Außerdem zeigt das Sprudeln der

Lösung an, dass bei der Reaktion ein

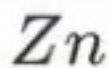
Dabei wird das Zink **oxidiert** und es entstehen **Zinkionen**, die in Lösung gehen.

Gleichzeitig werden die Protonen der Säure

**reduziert** und es entsteht

**Wasserstoff**.

Es läuft also folgende Reaktion ab:



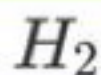
+



→



+



## Lösung

Zink gehört zu den unedlen Metallen. Sein Standardpotential ist also kleiner als Null. Unedle Metalle lassen sich unter anderem daran erkennen, dass sie mit nichtoxidierenden Säuren, wie der



Die große Abbildung rechts zeigt einen Hofmannschen Apparat. Mit ihm lässt sich

Wasser zersetzen. Man füllt Was-

ser ein, schließt die beiden Hähne und  
schaltet eine Gleichspannungsquelle  
Elektronenpaarbindung

an. Daraufhin kann man an beiden

Reagenzgas abscheiden kleine  
Luftbläschen

aufsteigen sehen. Im Laufe der Zeit sam-

meln sich in den beiden Glasröhren

Gase an. Am Pluspol ent-

steht Sauerstoff, am Minuspol entsteht

Wasserstoff. Es entsteht

immer doppelt so viel Sauerstoff

wie Wasserstoff.

Sauerstoff lässt sich mit der Glimm-

spannprobe nachweisen.

Dabei prent ein glimmender

Holzspan auf, wenn er in das Gas gehal-

ten wird. Wasserstoff weist man mit der

Knallgasreaktion nach.

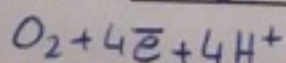
So lässt sich zeigen, dass Wasser

kein Element ist, sondern eine

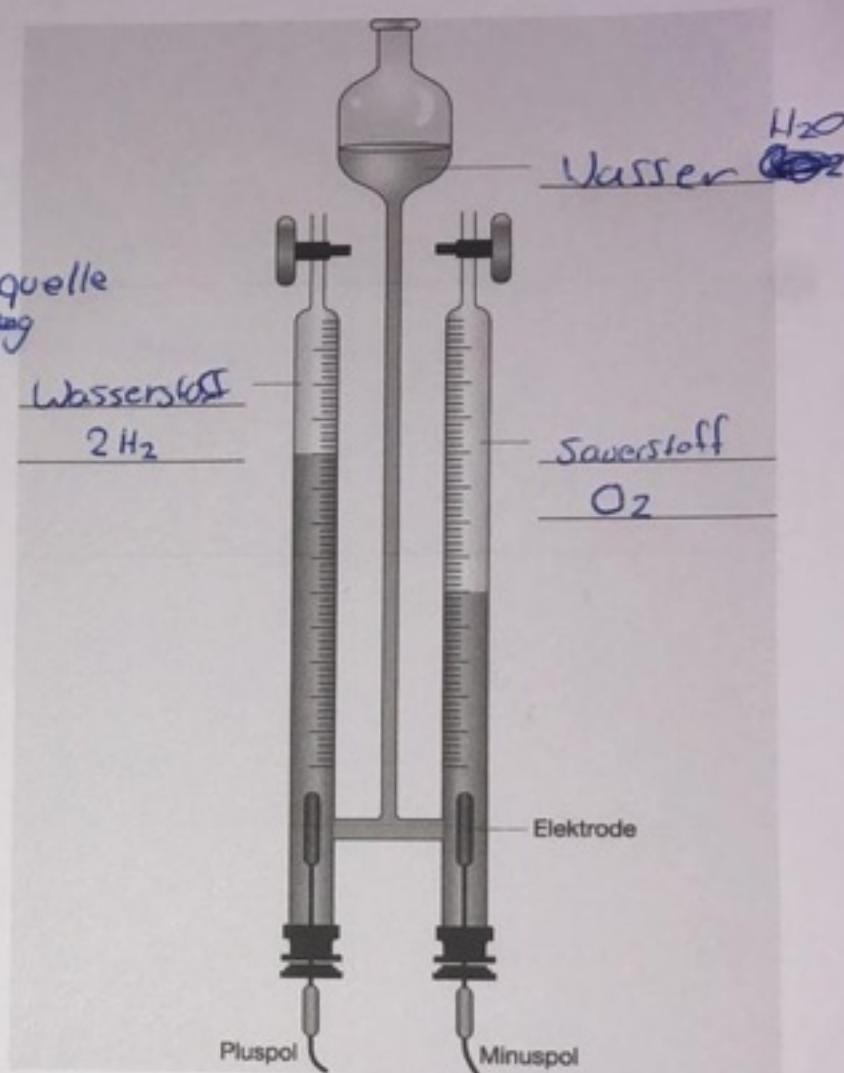
Verbindung.

Wasserstoff und Sauerstoff

reagieren zusammen wieder zu  $2H_2O$ .



Redoxpotential (+0,5V)



1. Beschrifte die Abbildung oben.

2. Schreibe die Namen der beiden Nachweisreaktionen unter die entsprechenden Abbildungen.



Glimmspannprobe



Knallgasreaktion

An den beiden Elektroden finden

Entladungsvorgänge statt. Man nennt diese

Vorgänge auch Elektrodenreaktionen.

- *Erster Schritt der Kathodenreaktion:*



- *Erster Schritt der Anodenreaktion:*





Die geringe  der

Wassermoleküle in reinem Wasser ermöglicht

eine geringe elektrische .

Durch das Anlegen einer

wandern die Ionen zu

den entsprechenden Elektroden. Die Kationen

wandern zur , die

Anionen zur .

An den beiden Elektroden finden

statt. Man nennt diese

Vorgänge auch .

3

Es findet ein *Protonenübergang* statt. Dabei

entstehen ein Oxonium-Ion und ein Hydroxid-Ion.

4

Das Ionenprodukt bei Raumbedingungen ist gering. Es beträgt

$$K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{l}^2$$

### Lösung

Die Wassermoleküle reagieren zu einem gewissen Teil mit sich selbst. Man spricht

1

Gewöhnlich glaubt man, dass Wasser nicht dissoziiert, aber das stimmt nicht. Diese geringe

Selbstdissoziation

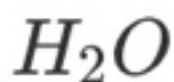
nennt man

Autoprotolyse

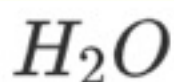
.

2

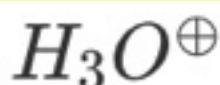
Zwei Teilchen reagieren miteinander und es läuft folgende Reaktion ab:



+



$\rightleftharpoons$



+





an die negative Elektrode. Dies wird

Doppelschicht

genannt. Dort bildet sich für jedes Metall ein spezifisches Gleichgewicht heraus.

Einige Metalle neigen eher dazu,

Ionen

zu bilden. Sie besitzen einen hohen Lösungsdruck. Je höher dieser Druck desto negativer ist das Potential.

Edle Metalle besitzen einen hohen

Abscheidungs

druck. Sie nehmen Ionen aus der Lösung ins Metall auf. Daher besitzen sie ein positives Potential.

Taucht man ein Metall in eine Lösung seiner

Ionen, erhält man eine

Elektrode

Diese Elektrode hat nun, abhängig vom Metall,

ein spezifisches

Elektrodenpotential

**Doch wie kommt dieses zustande?**

In Metallen herrscht die Metallbindung vor. Das

bedeutet, es liegen Metall

kationen

und eine

freibewegliche

Elektronenwolke

vor. Gehen nun einige Kationen in die Lösung

über, bleiben die zugehörigen

Elektronen

im Metall zurück.

Im Metall sind nun mehr

negative

als

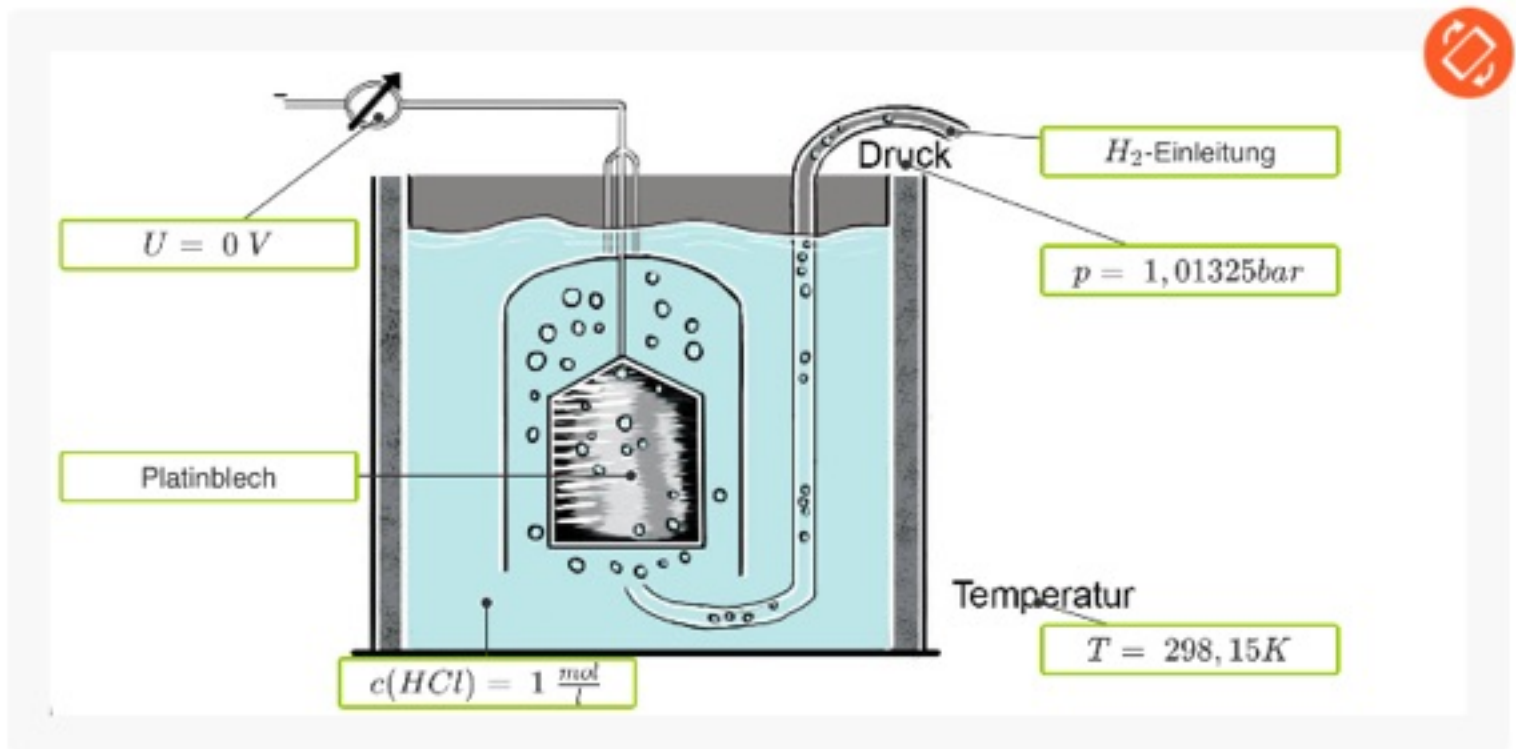
positive

Ladungen vorhanden.

richtig gemacht.

Vervollständige die Skizze der Standard-Wasserstoff-Elektrode.

Ordne die richtigen Werte und Bezeichnungen in die Lücken.



Lösung

Die in der **Standardwasserstoffzelle**

ablaufende Reaktion siehst du hier links. Je nachdem, was für eine Zelle angeschlossen



Eine Elektrode ist ein **Metall**, das in eine Lösung **desselben** Metalls getaucht wird.

Das Elektrodenpotential bildet sich an der **Grenzfläche** zwischen Metall und Lösung aus. Es gibt an, wie stark die Elektrode bestrebt ist, **Elektronen** abzugeben.

Die Messung eines absoluten Wertes ist **nicht möglich**. Daher misst man das Elektrodenpotential gegen eine **Referenz**-Elektrode.