

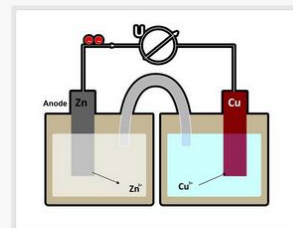
Die Standardwasserstoffelektrode



Präge dir die Lösung gut ein.

Definiere die Begriffe Elektrode und Elektrodenpotential.

Ziehe die richtigen Wörter in die Lücken.



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

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

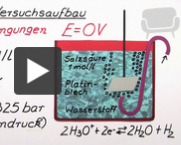
Die Messung eines absoluten Wertes ist . Daher misst man das Elektrodenpotential gegen eine -Elektrode.

Lösung

Ikari777 opened a room for Age of Empires III: The WarChiefs

Die Standardwasserstoffelektrode

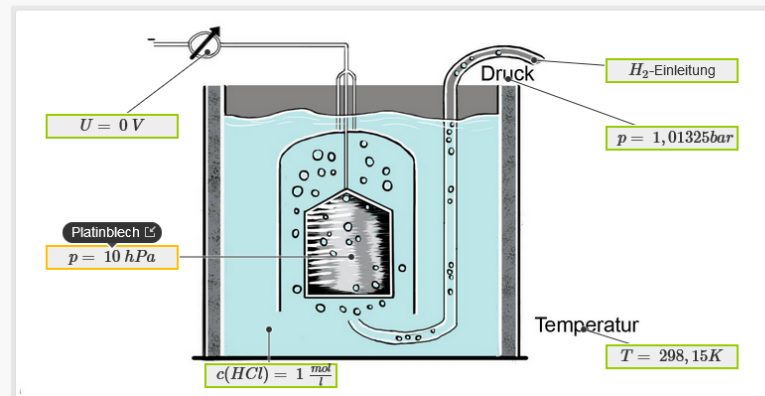
Versuchsaufbau
Standardbedingungen $E=0V$
 $c(HCl) = 1 \text{ mol/l}$
 $T = 298,15K$
 $p(H_2) = 1,01325 \text{ bar}$
(Atmosphärendruck)
 $2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O + H_2$



Bei dieser Aufgabe hast du Fehler gemacht. Sieh dir die Lösung an.

Vervollständige die Skizze der Standard-Wasserstoff-Elektrode.

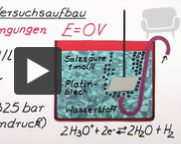
Ziehe die richtigen Werte und Bezeichnungen in die Lücken.



Lösung

Die Standardwasserstoffelektrode

Versuchsaufbau
Standardbedingungen $E=0V$
 $C(HCl) = 1 \text{ mol/l}$
 $T = 298,15 \text{ K}$
 $p(H_2) = 1,01325 \text{ bar}$
(Atmosphärendruck)
 $2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O + H_2$



Bei dieser Aufgabe hast du Fehler gemacht. Sieh dir die Lösung an.

Springe zu Aufgabe 3

Entscheide mithilfe der elektrochemischen Spannungsreihe, welche der Reaktionen spontan ablaufen.

Wähle die spontan ablaufenden Reaktionen aus.

$$E(Mg/Mg^{2+}) - 2,35 \text{ V}$$

$$E(Zn/Zn^{2+}) - 0,76 \text{ V}$$

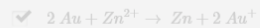
$$E(Fe/Fe^{2+}) - 0,44 \text{ V}$$

$$E(Ag/Ag^+) + 0,80 \text{ V}$$

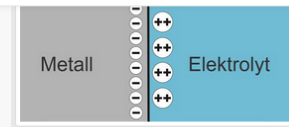
$$E(Au/Au^+) + 1,50 \text{ V}$$

Dies ist ein Ausschnitt der elektrochemischen Spannungsreihe. Du siehst die Metalle und ihre Ionen mit den zugehörigen Elektrodenpotentialen.

Anhand dieser kannst du entscheiden, ob die folgenden Reaktionen ablaufen oder nicht.



Die Standardwasserstoffelektrode



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. Somit besitzt es ein negatives Potential.

An der Grenzschicht zwischen Metall und Lösung lagern sich, wie im Bild zu sehen ist, die Kationen 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 **Abscheidungsdr** **aktiver** ist das Potential.

Edle Metalle besitzen einen hohen **positiver** Druck. Sie nehmen Ionen aus der Lösung ins Metall auf. Daher besitzen sie ein **positives** Potential.