**Wählen Sie aus und kreuzen Sie an (wenn nicht anders angegeben).**

|  |  |
| --- | --- |
| **Finden Sie die Redoxreaktionen.**  | [ ]  Cu + 2 H2SO4 🡪 CuSO4 + 2 H2O + SO2[ ]  CaCO3 + 2 HCl 🡪 CaCl2 + H2O + CO2[ ]  CH3OH + CuO 🡪 HCHO + Cu + H2O[ ]  4 NH3 + 5 O2 🡪 4 NO + 6 H2O[ ]  2 NaCl + H2SO4 🡪 Na2SO4 + 2 HCl[ ]  2 KOH + Cl2 🡪 KCl + KOCl + H2O |
| **Richten Sie die Reaktionsgleichungen ein und schreiben Sie jeweils die Ziffer für den gefragten Koeffizienten auf.**  | MnO4- + Cl- 🡪 Cl2 + Mn2+ Koeffizient bei H3O+: \_\_\_ | Mn2+ + MnO4- 🡪 MnO2Koeffizient bei OH-: \_\_\_ |
| **Ordnen Sie die Teilchen nach steigender Oxidationswirkung in wässriger Lösung unter Standardbedingungen. (1 schwach, 5 stark).** | Ag+ \_\_\_ Cu2+ \_\_\_ Li+ \_\_\_ H+ \_\_\_ F2 \_\_\_ |
| **Ordnen Sie den Größen Spannung, Stromstärke und Widerstand die richtigen Symbole (I, R, U), Definitionen (E/Q, Q/t, U/I) und Einheiten (A, Ω, V) zu. – Bsp.: Spannung: I, E/Q, A (falls richtig ;-))**  | Spannung: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Stromstärke: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Widerstand: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |
| **Galvanisches Element (Galvanische Zelle)*** Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an.
 | [ ]  Eine Halbzelle kann aus einer Metallelektrode und der zugehörigen Salzlösung hergestellt werden.[ ]  An der Anode (Pluspol) werden die Teilchen oxidiert.[ ]  Das Anoden- ist negativer als das Kathodenpotenzial.[ ]  Die Reaktionen laufen freiwillig ab. |
| * In der Brennstoffzelle wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Kreuzen Sie die richtigen Aussagen jeweils für die beiden Teilreaktionen an.
 | H2  2 H+ + 2 e-[ ]  Reaktion am Minuspol[ ]  H+ wandern durch PEM.[ ]  Wasserstoff ist der Elektronendonator. | O2 + 4 e-  2 O2-[ ]  Das ist eine Oxidation.[ ]  Man kann auch Luft verwenden.[ ]  Die Membran lässt die Oxidionen durchtreten. |
| * Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an
 | [ ]  Wird eine Elektrode aus dem Elektrolyt weiter herausgezogen bleibt die Spannung konstant.[ ]  Wird eine Elektrode aus dem Elektrolyt weiter herausgezogen bleibt die Stromstärke konstant.[ ]  Um die Stromstärke zu messen, muss das Messgerät in Reihe geschalten werden.[ ]  Werden mehrere galvanische Zellen in Reihe geschalten, so erhöht sich die Spannung |
| **Die Standard-Wasserstoff-Halbzelle**  | [ ]  Die Platinelektrode besitzt eine platinierte Platinoberfläche. [ ]  An der Platinelektrode findet die Oxidation statt.[ ]  Die Platinelektrode taucht in Salzsäure der Konzentration c = 1 mol ∙ L-1. [ ]  Das Potenzial der Standard-Wasserstoffzelle beträgt 0 V.[ ]  Das Standardpotenzial eines Redoxpaars kann man durch Kombination seiner Halbzelle unter Standardbedingungen mit der Standard-Wasserstoff-Halbzelle bestimmen. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Die Spannungsreihe** **\***Verwenden Sie als Hilfe eine Spannungsreihe aus deinem Schulbuch. | [ ]  Unedle Metalle sind besonders starke Reduktionsmittel. [ ]  Edle Metalle sind schwer zu oxidieren. [ ]  Je schwächer das Reduktionsmittel, umso schwächer ist auch sein korrespondierendes Oxidationsmittel.[ ]  Fe2+-Ionen können Chlormoleküle reduzieren\*.[ ]  Fe2+-Ionen können Brommoleküle reduzieren\*.[ ]  Fe2+-Ionen können Iodmoleküle reduzieren\*. |
| **Berechnen Sie mit Hilfe der Spannungsreihe die Potentialdifferenz bei Kombination der angegebenen Redoxpaare unter Standardbedingungen und geben Sie an, welche Halbzelle den Pluspol bildet** | **Redoxpaare** | **ΔE in V** | **+Pol:** |
|  | Cu/Cu2+ und Zn/Zn2+ |  |  |
|  | Fe/Fe2+ und H2/2H+ |  |  |
|  | Zn/Zn2+ und 4OH-/O2 + 2 H2O |  |  |
|  | 2Cl-/Cl2 und Cu/Cu2+ |  |  |
|  | Al/Al3+ und Ag/Ag+ |  |  |
| **Eine Konzentrationszelle besteht aus zwei fast gleichartigen Halbzellen.**  | [ ]  Der einzige Unterschied ist das Elektrodenmaterial. [ ]  Es besteht eine Spannung zwischen den Halbzellen. [ ]  Je niedriger die Ionenkonzentration einer Elektrolytlösung, umso mehr Atome gehen als Ionen in Lösung.[ ]  Verbindet man die Elektroden leitend, so werden in der Halbzelle mit der niedrigeren Ionenkonzentration Atome zu Ionen oxidiert. |
| **In einer Elektrolysezelle gilt:** | Kathode ist der … | **[ ]** Minuspol**[ ]** Pluspol |
|  | Oxidation findet statt an der… | **[ ]** Anode**[ ]** Kathode |
|  | Elektronen fließen | **[ ]** Anode 🡪 Kathode**[ ]** Kathode 🡪 Anode |
| **Fertigen Sie eine beschriftete Skizze einer galvanischen Zelle an** |  |

**Wählen Sie aus und kreuzen Sie an (wenn nicht anders angegeben).**

|  |  |
| --- | --- |
| **Finde die Redoxreaktionen.**  | [x]  Cu + 2 H2SO4 🡪 CuSO4 + 2 H2O + SO2[ ]  CaCO3 + 2 HCl 🡪 CaCl2 + H2O + CO2[x]  CH3OH + CuO 🡪 HCHO + Cu + H2O[x]  4 NH3 + 5 O2 🡪 4 NO + 6 H2O[ ]  2 NaCl + H2SO4 🡪 Na2SO4 + 2 HCl[x]  2 KOH + Cl2 🡪 KCl + KOCl + H2O |
| **Richten Sie die Reaktionsgleichungen ein und schreiben Sie jeweils die Ziffer für den gefragten Koeffizienten auf.**  | 2 MnO4- + 10 Cl- 🡪 5 Cl2 + 2 Mn2+Koeffizient bei H3O+: 16\_ | 3 Mn2+ + 2 MnO4- 🡪 5 MnO2Koeffizient bei OH-: 4 |
| **Ordnen Sie die Teilchen nach steigender Oxidationswirkung in wässriger Lösung unter Standardbedingungen. (1 schwach, 5 stark).** | Ag+ 4 Cu2+ 3 Li+ 1H+ 2 F2 5 |
| **Ordnen Sie den Größen Spannung, Stromstärke und Widerstand die richtigen Symbole (I, R, U), Definitionen (E/Q, Q/t, U/I) und Einheiten (A, Ω, V) zu. – Bsp.: Spannung: I, E/Q, A (falls richtig ;-))**  | Spannung: U; E/Q, VStromstärke: I, Q/t, AWiderstand: R, U/I, **Ω** |
| **Galvanisches Element (Galvanische Zelle)*** Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an.
 | [x]  Eine Halbzelle kann aus einer Metallelektrode und  der zugehörigen Salzlösung hergestellt werden.[ ]  An der Anode (Pluspol) werden die Teilchen oxidiert.[x]  Das Anoden- ist negativer als das Kathodenpotenzial.[x]  Die Reaktionen laufen freiwillig ab. |
| * In der Brennstoffzelle wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Kreuzen Sie die richtigen Aussagen jeweils für die beiden Teilreaktionen an.
 | H2  2 H+ + 2 e-[x]  Reaktion am Minuspol[x]  H+ wandern durch PEM.[x]  Wasserstoff ist der Elektronendonator. | O2 + 4 e-  2 O2-[ ]  Das ist eine Oxidation.[x]  Man kann auch Luft verwenden.[ ]  Die Membran lässt die Oxidionen durchtreten. |
| * Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an
 | [x]  Wird eine Elektrode aus dem Elektrolyt weiter herausgezogen bleibt die Spannung konstant.[ ]  Wird eine Elektrode aus dem Elektrolyt weiter herausgezogen bleibt die Stromstärke konstant.[x]  Um die Stromstärke zu messen, muss das Messgerät in Reihe geschalten werden.[x]  Werden mehrere galvanische Zellen in Reihe geschalten, so erhöht sich die Spannung |
| **Die Standard-Wasserstoff-Halbzelle**  | [x]  Die Platinelektrode besitzt eine platinierte Platinoberfläche. [ ]  An der Platinelektrode findet die Oxidation statt.[x]  Die Platinelektrode taucht in Salzsäure der Konzentration c = 1 mol ∙ L-1. [x]  Das Potenzial der Standard-Wasserstoffzelle beträgt 0 V.[x]  Das Standardpotenzial eines Redoxpaars kann man durch Kombination seiner Halbzelle unter Standardbedingungen mit der Standard-Wasserstoff-Halbzelle bestimmen. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Die Spannungsreihe** **\***Verwenden Sie als Hilfe eine Spannungsreihe aus dem Schulbuch. | [x]  Unedle Metalle sind besonders starke Reduktionsmittel. [x]  Edle Metalle sind schwer zu oxidieren. [ ]  Je schwächer das Reduktionsmittel, umso schwächer ist auch sein korrespondierendes Oxidationsmittel.[x]  Fe2+-Ionen können Chlormoleküle reduzieren\*.[x]  Fe2+-Ionen können Brommoleküle reduzieren\*.[ ]  Fe2+-Ionen können Iodmoleküle reduzieren\*. |
| **Berechnen Sie mit Hilfe der Spannungsreihe die Potentialdifferenz bei Kombination der angegebenen Redoxpaare unter Standardbedingungen und geben Sie an, welche Halbzelle den Pluspol bildet** | **Redoxpaare** | **ΔE in V** | **+Pol:** |
| Cu/Cu2+ und Zn/Zn2+ | 1,1 | Cu/Cu2+ |
| Fe/Fe2+ und H2/2H+ | 0,44 | H2/2H+ |
| Zn/Zn2+ und 4OH-/O2 + 2 H2O | 1,16 | 4OH-/O2 + 2 H2O |
| 2Cl-/Cl2 und Cu/Cu2+ | 1,02 | 2Cl-/Cl2 |
| Al/Al3+ und Ag/Ag+ | 2,48 | Ag/Ag+ |
| **Eine Konzentrationszelle besteht aus zwei fast gleichartigen Halbzellen.**  | [ ]  Der einzige Unterschied ist das Elektrodenmaterial. [x]  Es besteht eine Spannung zwischen den Halbzellen. [x]  Je niedriger die Ionenkonzentration einer Elektrolytlösung, umso mehr Atome gehen als Ionen in Lösung.[x]  Verbindet man die Elektroden leitend, so werden in der Halbzelle mit der niedrigeren Ionenkonzentration Atome zu Ionen oxidiert. |
| **In einer Elektrolysezelle gilt:** | Kathode ist der … | **[x]** Minuspol**[ ]** Pluspol |
| Oxidation findet statt an der… | **[x]** Anode**[ ]** Kathode |
| Elektronen fließen | **[x]** Anode 🡪 Kathode**[ ]** Kathode 🡪 Anode |
| **Fertigen Sie eine beschriftete Skizze einer galvanischen Zelle an** |  |