**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- 🡪 MnO2  Koeffizient 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.** | 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.** | 2 MnO4- + 10 Cl- 🡪 5 Cl2 + 2 Mn2+  Koeffizient bei H3O+: 16\_ | | 3 Mn2+ + 2 MnO4- 🡪 5 MnO2  Koeffizient bei OH-: 4 |
| **Ordnen Sie die Teilchen nach steigender Oxidationswirkung in wässriger Lösung unter Standardbedingungen. (1 schwach, 5 stark).** | Ag+ 4 Cu2+ 3 Li+ 1  H+ 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, V  Stromstärke: I, Q/t, A  Widerstand: R, U/I, **Ω** | | |
| **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 dem 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+ | | | 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.  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** | |  | | | | |