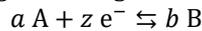
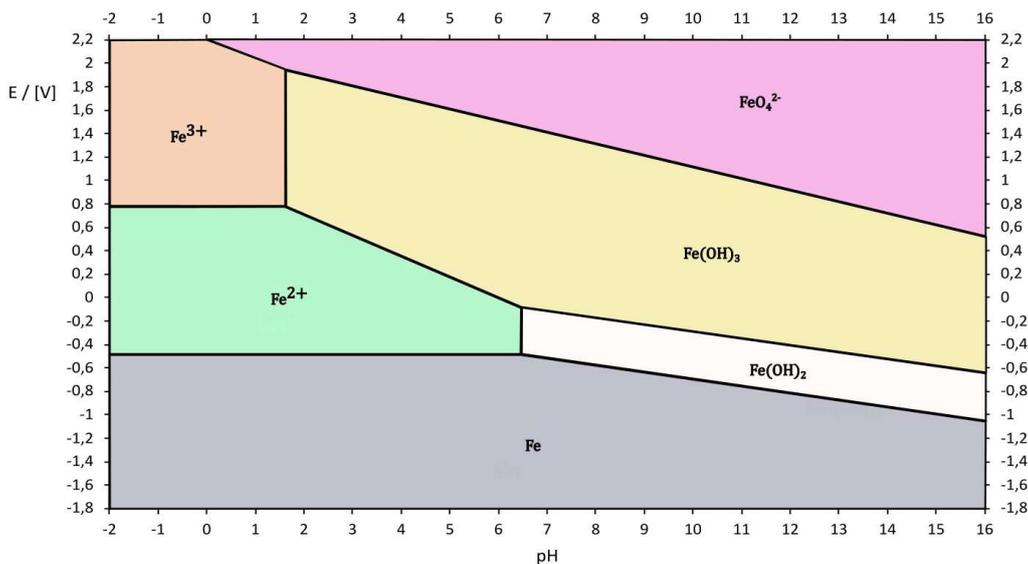


Typ 2 der Gleichgewichtslinien stellt eine reine Elektronenübertragung dar, bei der es sich nach Konvention bei Spezies A auf der Eduktseite um die oxidierte Spezies handelt. Demnach werden alle Reaktionen als Reduktionsreaktion mit der folgenden allgemeinen Reaktionsgleichung beschrieben.



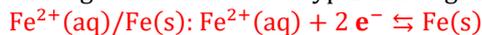
In einem Pourbaix-Diagramm kann dies mittels einer horizontalen Gleichgewichtslinie graphisch dargestellt werden, die ausschließlich durch das Redoxpotential E gegenüber der Standardwasserstoffelektrode (y -Wert) bestimmt ist. Das entsprechende Redoxpotential kann anhand der Nernst'schen Gleichung folgendermaßen rechnerisch ermittelt werden. **Hinweis:** Für nicht gelöste feste und gasförmige Stoffe sowie für das Lösungsmittel Wasser gilt $\{c\}=1$

$$\text{Nernst'sche Gleichung: } E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \left(\frac{\{c^a(A)\}}{\{c^b(B)\}} \right)$$



M1: Pourbaix-Diagramm für das Element Eisen bei einer Konzentration aller ionischen Spezies von $c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

1.) Formulieren Sie anhand des abgebildeten Pourbaix-Diagramms (**M1**) die Reaktionsgleichungen aller Gleichgewichtslinien des Typ 2 und begründen Sie, dass es sich bei Ihnen tatsächlich um den Typ 2 handelt.



$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq}): \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$; In beiden Reaktionsgleichungen werden ausschließlich Elektronen übertragen \rightarrow Gleichgewichtslinie Typ 2 \rightarrow graphisch: horizontal

2.) Im Folgenden wird der Übergang von Eisen(III)-Ionen zu Eisen(II)-Ionen für eine Ionenkonzentration von $c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ betrachtet.

a) Formulieren Sie die Nernst-Gleichung für diesen Übergang und berechnen Sie das Redoxpotential. Für das Standardredoxpotential gilt $E^0(\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = 0,771 \text{ V}$. Prüfen Sie das Ergebnis anhand des abgebildeten Pourbaix-Diagramms (**M1**).

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \left(\frac{\{c(\text{Fe}^{3+})\}}{\{c(\text{Fe}^{2+})\}} \right) = 0,771 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{1} \lg \left(\frac{\{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\}}{\{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\}} \right) = 0,771 \text{ V}$$

b) Die Ionenkonzentration aller gelösten Spezies ist in einem Pourbaix-Diagramm stets identisch. Begründen Sie anhand der Nernst'schen Gleichung, dass das Redoxpotential für den betrachteten Übergang dem Standardredoxpotential entspricht.

Aufgrund der Tatsache, dass alle gelösten Spezies dieselbe Konzentration aufweisen und denselben stöchiometrischen Koeffizienten haben, kürzen diese sich im Logarithmusausdruck. Weiterhin gilt $\lg(1) = 0$, sodass dieser gesamte Term wegfällt. Daraus resultiert $E = E^0$.

3.) Lesen Sie anhand des Pourbaix-Diagramms (**M1**) das Redoxpotential für den Übergang von Eisen(II)-Ionen zu elementarem Eisen bei einer Ionenkonzentration von $c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ ab und ermitteln Sie anhand der Nernst'schen Gleichung das Standardredoxpotential für diesen Übergang. **Abgelesen:** $E = -0,48 \text{ V}$

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \left(\frac{\{c(\text{Fe}^{2+})\}}{\{c(\text{Fe})\}} \right) \Leftrightarrow E^0 = -0,48 \text{ V} - \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \left(\frac{\{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\}}{\{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\}} \right) = -0,45 \text{ V}$$