

Tabelle 21.1 Erweiterte Redoxreihe

	Reduktor (Reduzierte Form)	Oxidator (Oxidierte Form)	E^{o2} in V	
	Li(s)	\rightleftharpoons Li ⁺ (aq) + e ⁻	- 3,04	
	K(s)	\rightleftharpoons K ⁺ (aq) + e ⁻	- 2,93	
	Ba(s)	\rightleftharpoons Ba ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	- 2,91	
	Sr(s)	\rightleftharpoons Sr ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	- 2,89	
	Ca(s)	\rightleftharpoons Ca ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	- 2,87	
	Na(s)	\rightleftharpoons Na ⁺ (aq) + e ⁻	- 2,71	
	Mg(s)	\rightleftharpoons Mg ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	- 2,37	
	Al(s)	\rightleftharpoons Al ³⁺ (aq) + 3 e ⁻	- 1,66	
	2 OH ⁻ (aq) + Cd(s)	\rightleftharpoons Cd(OH) ₂ (s) + 2 e ⁻	- 0,81	
	Zn(s)	\rightleftharpoons Zn ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	- 0,76	
	S ²⁻ (aq)	\rightleftharpoons S(s) + 2 e ⁻	- 0,48	
	Fe(s)	\rightleftharpoons Fe ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	- 0,45	
	bei pH 7 2 OH ⁻ (aq) + H ₂ (g)	\rightleftharpoons 2 H ₂ O(l) + 2 e ⁻	- 0,42	
	Pb(s)	\rightleftharpoons Pb ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	- 0,13	
	bei pH 0 2 H ₂ O(l) + H ₂ (g)	\rightleftharpoons 2 H ₃ O ⁺ (aq) + 2 e ⁻	0,00	
	Cu(s)	\rightleftharpoons Cu ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	+ 0,34	
	4 OH ⁻ (aq)	\rightleftharpoons O ₂ (aq) + 2 H ₂ O(l) + 4 e ⁻	+ 0,40	
	OH ⁻ (aq) + Ni(OH) ₂ (s)	\rightleftharpoons NiOOH(s) + H ₂ O(l) + e ⁻	+ 0,49	
	2 I ⁻ (aq)	\rightleftharpoons I ₂ (aq) + 2 e ⁻	+ 0,54	
	2 OH ⁻ (aq) + 2 MnOOH(s)	\rightleftharpoons 2 MnO ₂ (s) + 2 H ₂ O(l) + 2 e ⁻	+ 0,74	
	Fe ²⁺ (aq)	\rightleftharpoons Fe ³⁺ (aq) + e ⁻	+ 0,77	
	Ag(s)	\rightleftharpoons Ag ⁺ (aq) + e ⁻	+ 0,80	
	bei pH 7 6 H ₂ O(l)	\rightleftharpoons O ₂ (g) + 4 H ₃ O ⁺ + 4 e ⁻	+ 0,82	
	Hg(l)	\rightleftharpoons Hg ²⁺ (aq) + 2 e ⁻	+ 0,85	
	Au(s) + 4 Cl ⁻ (aq)	\rightleftharpoons [AuCl ₄] ⁻ (aq) + 3 e ⁻	+ 1,00	
	2 Br ⁻ (aq)	\rightleftharpoons Br ₂ (aq) + 2 e ⁻	+ 1,09	
	Mn ²⁺ (aq) + 6 H ₂ O(l)	\rightleftharpoons MnO ₂ (s) + 4 H ₃ O ⁺ (aq) + 2 e ⁻	+ 1,22	
	21 H ₂ O(l) + 2 Cr ³⁺ (aq)	\rightleftharpoons Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq) + 14 H ₃ O ⁺ (aq) + 6 e ⁻	+ 1,36	
	2 Cl ⁻ (aq)	\rightleftharpoons Cl ₂ (aq) + 2 e ⁻	+ 1,36	
	Au(s)	\rightleftharpoons Au ³⁺ (aq) + 3 e ⁻	+ 1,50	
	12 H ₂ O(l) + Mn ²⁺ (aq)	\rightleftharpoons MnO ₄ ⁻ (aq) + 8 H ₃ O ⁺ + 5 e ⁻	+ 1,51	
	6 H ₂ O(l) + PbSO ₄ (s)	\rightleftharpoons PbO ₂ (s) + SO ₄ ²⁻ (aq) + 4 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 1,69	
	2 F ⁻ (aq)	\rightleftharpoons F ₂ (aq) + 2 e ⁻	+ 2,87	

reduzierende Wirkung nimmt ab

oxidierende Wirkung nimmt zu

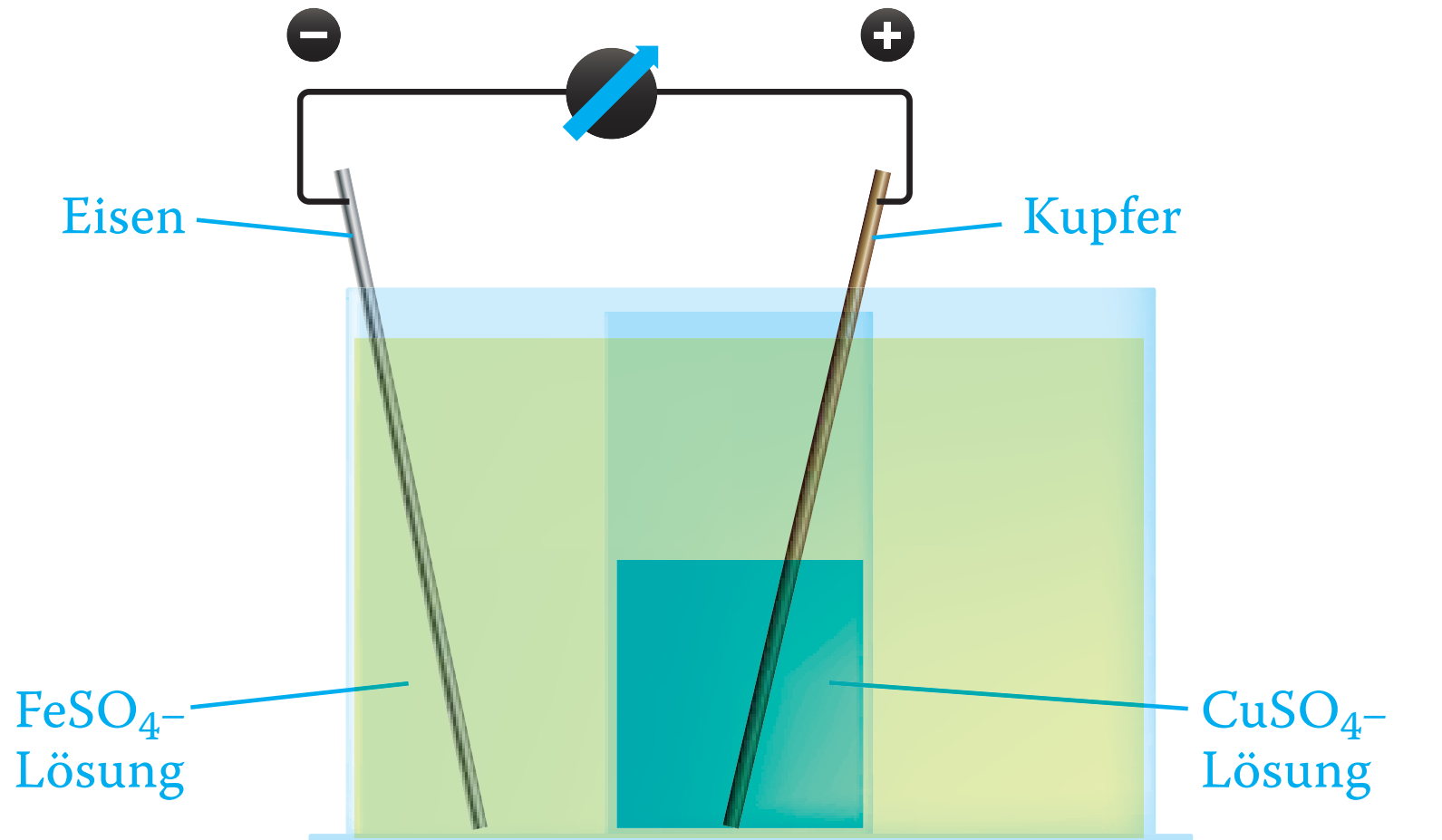


Abb. 21.3 Anordnung zur Messung der Stromstärke oder der Spannung mit zwei Metallelektroden. Die Kupfersulfat-Lösung befindet sich in einem Gefäß aus porösem Ton («Tonzelle»), die Eisensulfat-Lösung im Becherglas

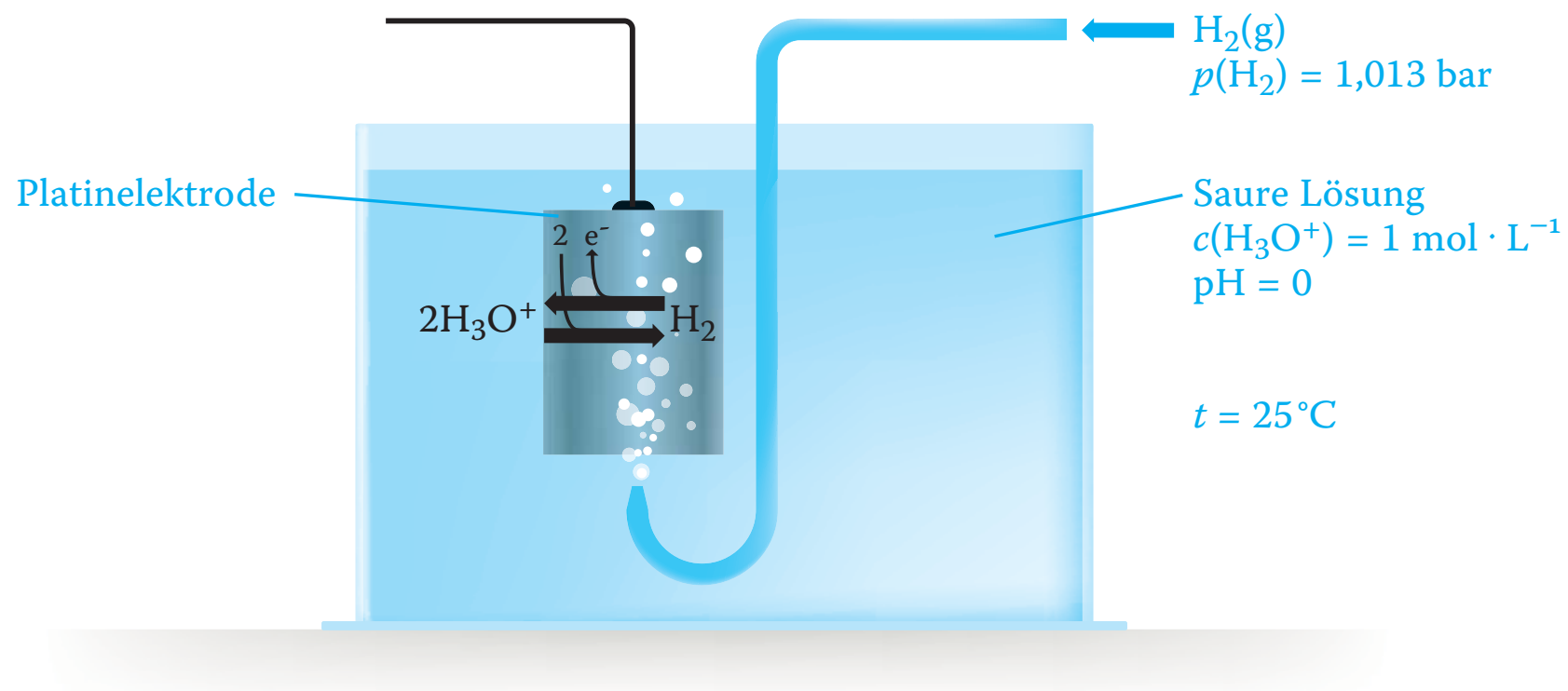


Abb. 21.4 Standard-Wasserstoffelektrode

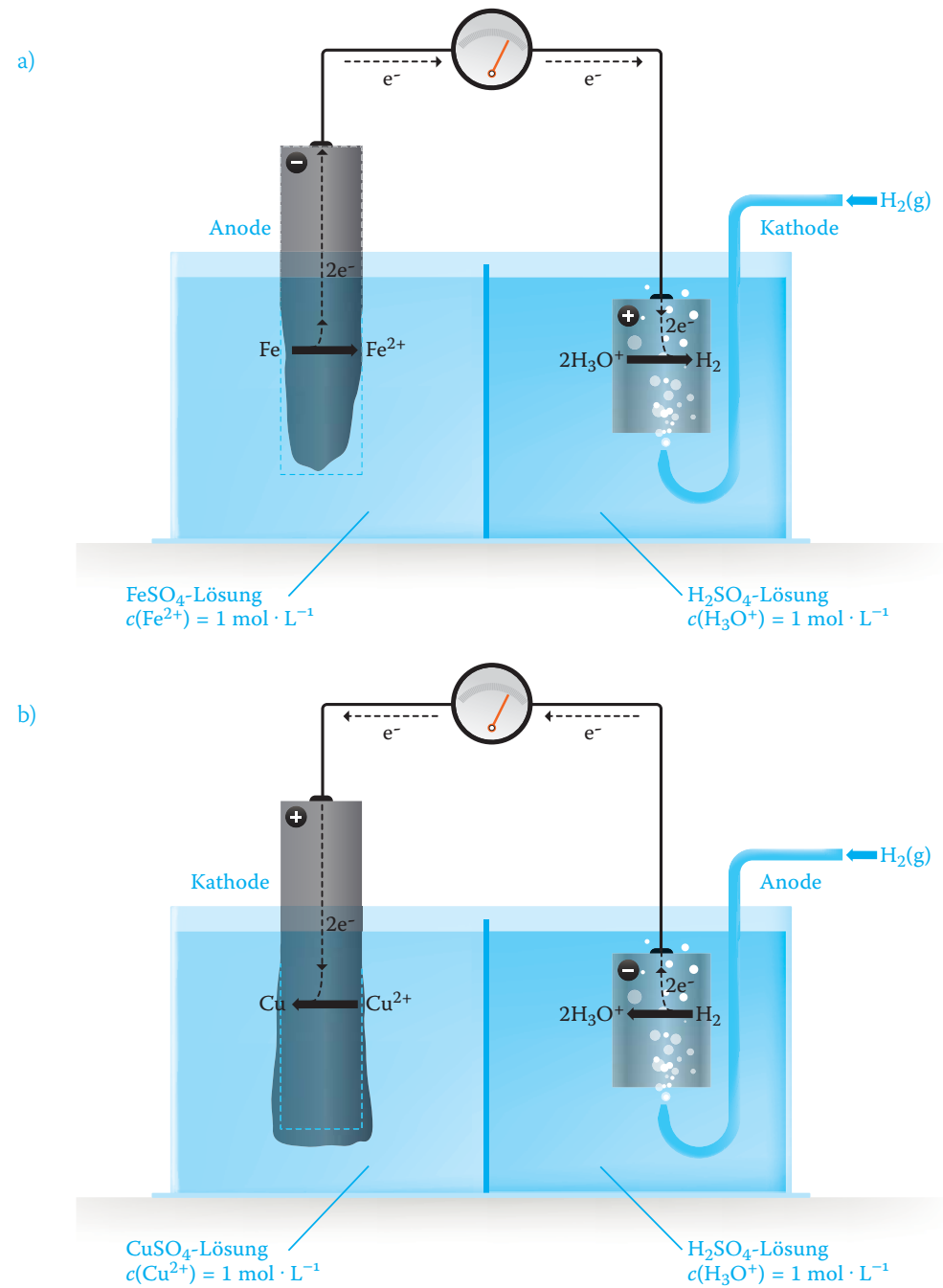


Abb. 21.5 Messung des Standardpotenzials von a) Fe/Fe^{2+} bzw. von b) Cu/Cu^{2+}

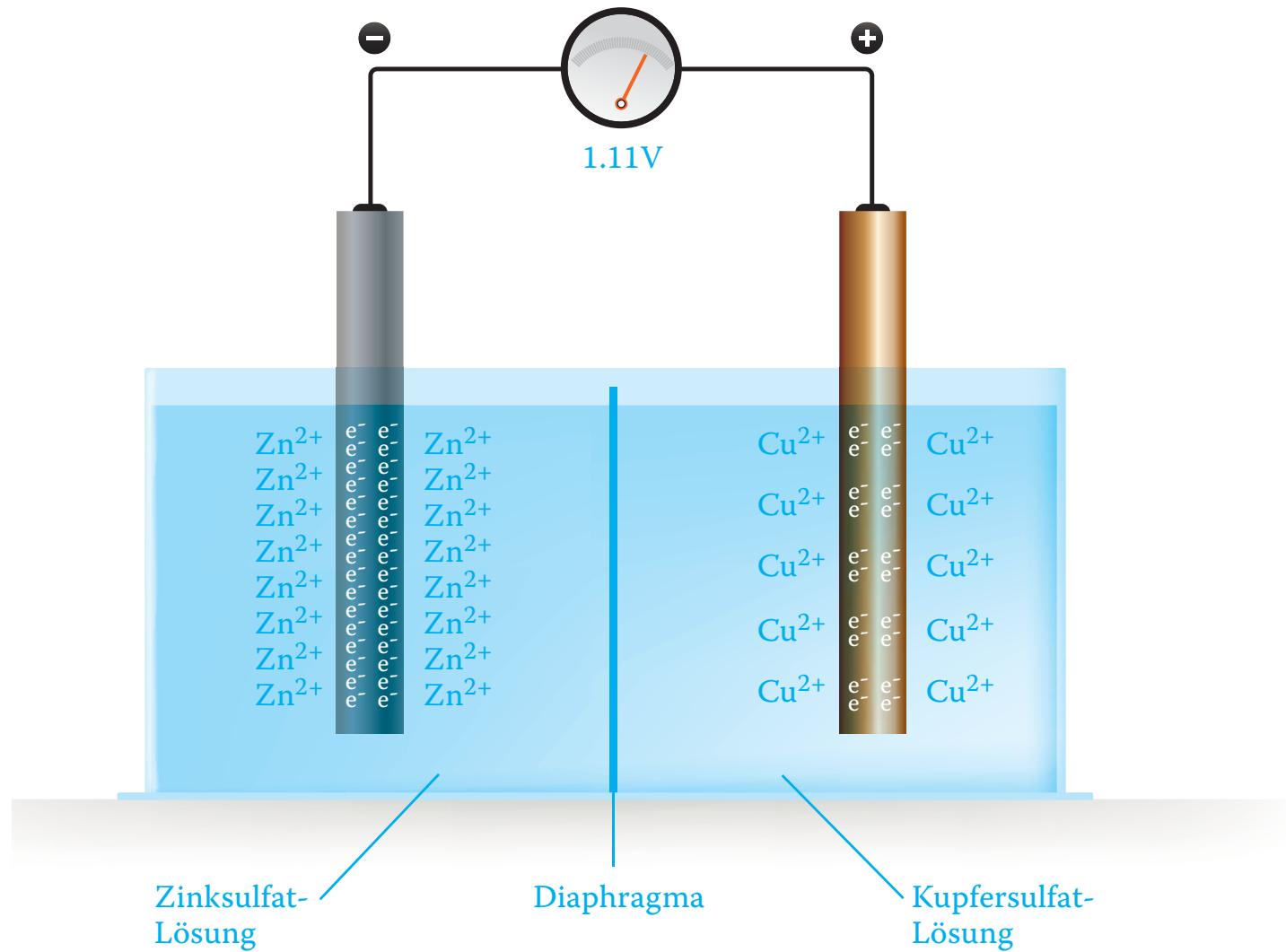


Abb. 21.6 Zustandekommen der Potenzialdifferenz zwischen zwei Metallen (Zink und Kupfer) infolge verschiedenen «Elektronendruckes»

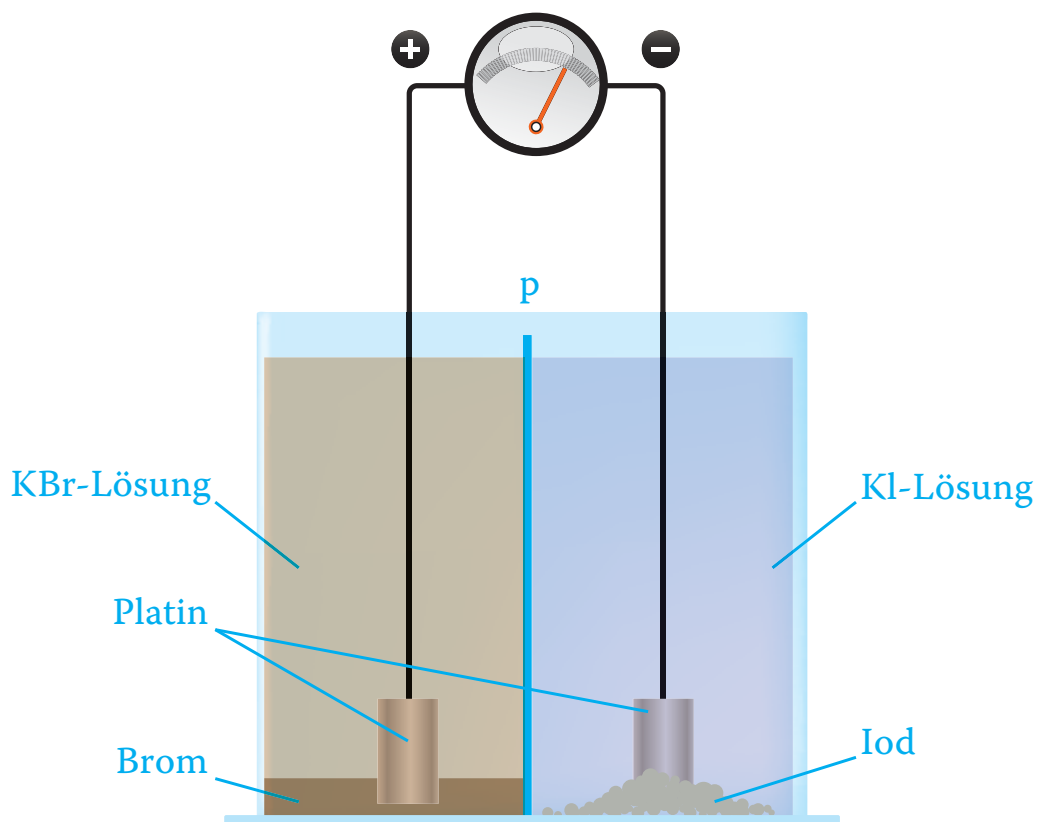


Abb. 21.7 Messung der Spannung zwischen einer Brom- und einer Iod-Halbzelle. p = poröse Wand

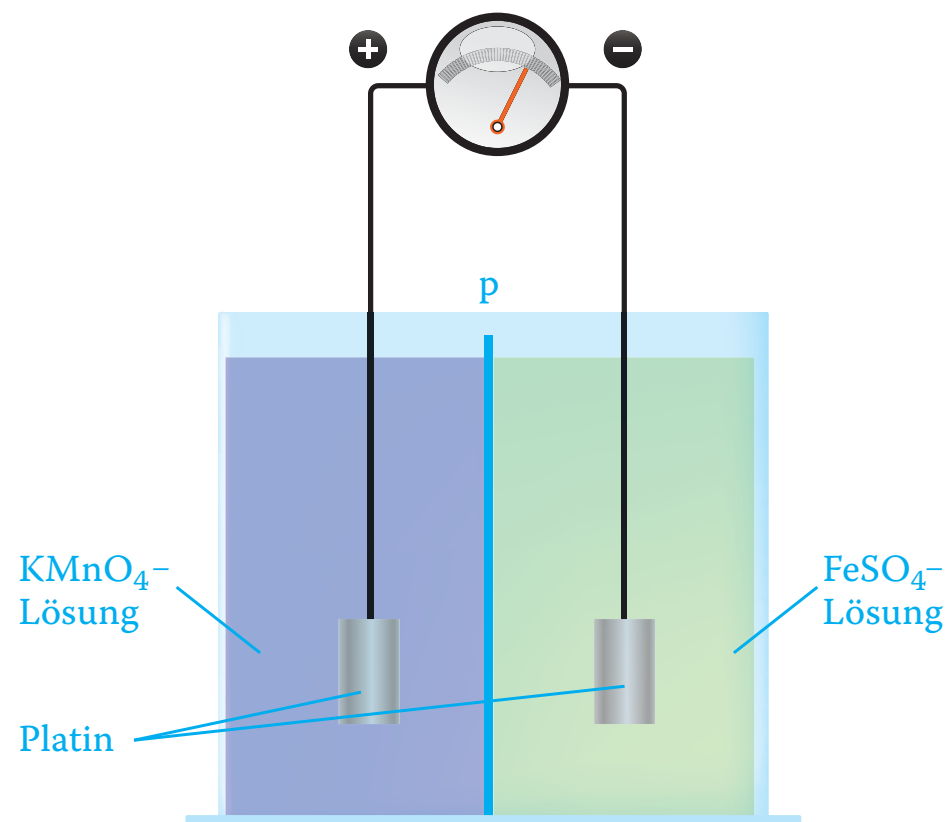


Abb. 21.8 Messung der Spannung zwischen einer Pt/Fe²⁺- und einer Pt/MnO₄⁻-Halbzelle. p = poröse Wand