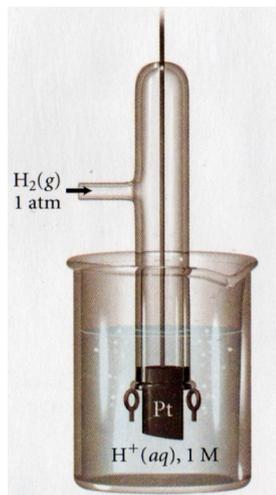


Oxydoréduction

Document 1 : Électrodes de référence

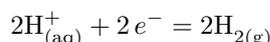
Électrode normale à hydrogène



Description : L'électrode normale à hydrogène est la réalisation pratique de l'électrode *standard* à hydrogène. Elle est constituée d'une solution acide où $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans laquelle bulle du dihydrogène sous pression partielle $p = 1 \text{ bar}$. Le potentiel de la solution est déterminé grâce à un fil de platine Pt.

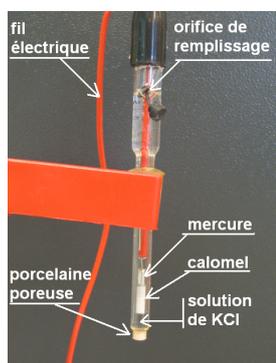
Notation symbolique : $\text{H}_{2(\text{g})} | \text{H}^+_{(\text{aq})} | \text{Pt}$

Demi-équation redox :



Potentiel redox : approximativement égal à celui de l'ESH ... ce qui a donc un intérêt limité ! Il est préférable d'utiliser d'autres électrodes secondaires plus simples à mettre en œuvre.

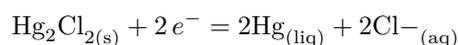
Électrode au calomel saturée



Description : L'électrode au calomel saturée en chlorure de potassium (KCl) est composée de mercure métallique liquide (Hg) en contact avec du calomel $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{s})}$, lui-même en équilibre avec une solution de KCl saturée. On peut en déterminer le potentiel grâce à un fil de platine Pt plongeant dans le mercure. Le gros inconvénient de cette électrode est la toxicité du mercure.

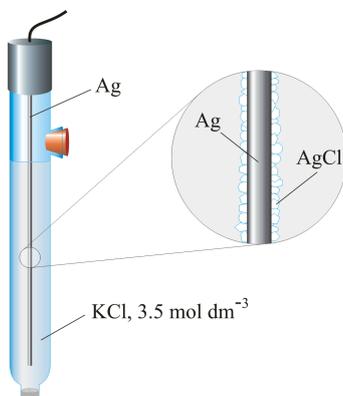
Notation symbolique : $\text{K}^+, \text{Cl}^- | \text{Hg}_2\text{Cl}_2 | \text{Hg} | \text{Pt}$.

Demi-équation redox :



Potentiel redox par rapport à l'ESH : 0,241 V à 25 °C.

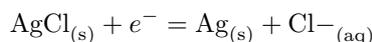
Électrode saturée au chlorure d'argent



Description : L'électrode saturée en chlorure d'argent est composée d'un fil d'argent métallique (Ag) plongeant dans une solution saturée de chlorure de potassium (KCl). Un précipité de chlorure d'argent (AgCl) se forme alors à la surface du fil d'argent. Le potentiel est mesuré directement à partir du fil d'argent. Cette électrode, peu chère et non toxique, est de loin la plus commune aujourd'hui : on la retrouve par exemple dans la plupart des pH-mètres.

Notation symbolique : $\text{K}^+, \text{Cl}^- | \text{AgCl} | \text{Ag}$.

Demi-équation redox :



Potentiel redox par rapport à l'ESH : 0,199 V à 25 °C.

Document 2 : Échelle des potentiels d'oxydoréduction

Tous les potentiels standard sont donnés par convention à pH nul : pour appliquer la formule de Nernst, il est donc indispensable d'équilibrer les demi-équations redox en milieu acide.

Les noms marqués d'une étoile (*) sont à connaître dans le cadre du programme de PTSI.

		E° (V)			
	difluor	$F_{2(g)}$	2,87	F^-	ion fluorure
oxydants forts					réducteurs faibles
	(*) ion hypochlorite	ClO^-	1,63	$Cl_{2(g)}$	dichlore
	(*) ion permanganate	MnO_4^-	1,51	Mn^{2+}	ion manganèse (II)
	dichlore	$Cl_{2(g)}$	1,36	Cl^-	ion chlorure
	(*) ion dichromate	$Cr_2O_7^{2-}$	1,33	Cr^{3+}	ion chrome (III)
	dioxygène	$O_{2(g)}$	1,23	$H_2O_{(liq)}$	eau
	ion argent	Ag^+	0,80	$Ag_{(s)}$	argent
	ion ferrique ou fer (III)	Fe^{3+}	0,77	Fe^{2+}	ion ferreux ou fer (II)
	diiode	$I_{2(aq)}$	0,54	I^-	ion iodure
	ion cuivrique ou cuivre (II)	Cu^{2+}	0,34	$Cu_{(s)}$	cuivre
	ion tétrathionate	$S_4O_6^{2-}$	0,08	$S_2O_3^{2-}$	ion thiosulfate (*)
	ion oxonium	$H_{(aq)}^+$	0	$H_{2(g)}$	dihydrogène
	ion ferreux ou fer (II)	Fe^{2+}	-0,44	$Fe_{(s)}$	fer
	ion zinc (II)	Zn^{2+}	-0,76	$Zn_{(s)}$	zinc
	ion sodium	Na^+	-2,71	$Na_{(s)}$	sodium
oxydants faibles	ion césium	Cs^+	-2,92	$Cs_{(s)}$	césium
					réducteurs forts