

Oxydoréduction		Dissolution et précipitation										
Définition	<div><math display="block">\text{Oxydant} \quad \text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu} \quad \text{Réducteur}</math><p>capte des électrons      cède des électrons</p></div>	Définitions	<div><div>Précipitation</div><div>Produit de solubilité de <math>C_n A_m(s)</math></div><div><math display="block">C_n A_m(s) \rightleftharpoons n C_{(aq)}^{m+} + m A_{(aq)}^{n-}</math></div><div>Dissolution</div><div><math display="block">K_S(T) = \frac{1}{c_0^{m+n}} [C^{m+}]_{\text{éq.}}^n [A^{n-}]_{\text{éq.}}^m</math></div></div>									
Nombre d'oxydation	<div>nombre d'oxydation</div> <div><math display="block">no(\text{MnO}_4^{2-}) = no(\text{Mn}) + 4no(\text{O}) = -II</math></div> <div>En général <math>\begin{cases} no(\text{O}) = -II \\ no(\text{H}) = +I \end{cases}</math> donc <math>no(\text{Mn}) = VI</math></div> <div>Toujours <math> no(\text{Oxydant})  &gt; no(\text{Réducteur})</math></div>	Condition de précipitation	<div>Dissolution de AgCl <math display="block">\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{Cl}_{(aq)}^-</math></div> <div>Quotient réactionnel <math display="block">Q = \frac{1}{c_0^2} [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]</math></div> <div><table><tr><td><math>Q &lt; K_S</math></td><td>Dissolution de <math>\text{AgCl}_{(s)}</math></td></tr><tr><td><math>Q &gt; K_S</math></td><td>Précipitation de <math>\text{AgCl}_{(s)}</math></td></tr></table></div>	$Q < K_S$	Dissolution de $\text{AgCl}_{(s)}$	$Q > K_S$	Précipitation de $\text{AgCl}_{(s)}$					
$Q < K_S$	Dissolution de $\text{AgCl}_{(s)}$											
$Q > K_S$	Précipitation de $\text{AgCl}_{(s)}$											
Pile	<div>force électromotrice (fem)</div> <div><div><div>Cu(s)</div><div>⊕ Cathode</div><div><math>\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}</math></div><div>Réduction</div></div><div>Ⓜ pont salin Ⓜ</div><div><div>Zn(s)</div><div>⊖ Anode</div><div><math>\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-</math></div><div>Oxydation</div></div></div> <div><math>\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}</math>      <math>\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}</math></div>	Existence et prédominance	<div>Considérons la réaction <math display="block">\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{Cl}_{(aq)}^- \quad \text{avec} \quad \frac{[\text{Cl}^-]}{\text{constante}} = c_i</math></div> <div><div>Domaine d'existence de <math>\text{AgCl}_{(s)}</math></div><div>Absence de <math>\text{AgCl}_{(s)}</math></div></div> <div><math display="block">p\text{Ag}_{\text{lim}} = pK_S + \log\left(\frac{c_i}{c_0}\right)</math></div> <div><math display="block">p\text{Ag} = -\log([\text{Ag}])</math></div>									
Potentiel	<div>Potentiel standard du couple</div> <div>Formule de Nernst</div> <div><math display="block">E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{\text{activités côté oxydant}}{\text{activités côté réducteur}} \right)</math><p><math>\frac{0,06}{n} \log()</math> à 25 °C</p><p><math>\mathcal{F}</math> : constante de Faraday 96500 C/mol charge d'une mole d'électrons</p></div>	<div>Chimie en solution aqueuse</div>										
Réaction d'oxydo-réduction	<div>Règle du Gamma</div> <div><div><div>Pouvoir oxydant croissant</div><div><math>\text{Ox}_1</math> <math>\xrightarrow{E_1^0}</math> <math>\text{Red}_1</math></div><div><math>\text{Ox}_2</math> <math>\xrightarrow{E_2^0}</math> <math>\text{Red}_2</math></div><div>Pouvoir réducteur croissant</div></div><div>Réaction spontanée</div><div><math display="block">\begin{aligned} \times n_2 \quad \text{Ox}_1 + n_1 e^- &amp;\rightleftharpoons \text{Red}_1 \\ \times n_1 \quad \text{Red}_2 &amp;\rightleftharpoons \text{Ox}_2 + n_2 e^- \\ \hline n_2 \text{Ox}_1 + n_1 \text{Red}_2 &amp;\rightleftharpoons n_1 \text{Ox}_2 + n_2 \text{Red}_1 \end{aligned}</math></div><div>Constante d'équilibre</div><div><math display="block">K = e^{\frac{n\mathcal{F}}{RT} (E_1^0 - E_2^0)} = 10^{\frac{n}{0,06} (E_1^0 - E_2^0)}</math><p>à 25 °C</p></div></div>	<div>Diagrammes potentiel-pH</div>										
Acides-bases	<div>Définition</div> <div><math display="block">\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+</math><p>Acide      Base</p><p>cède un ou plusieurs <math>\text{H}^+</math>      capte des <math>\text{H}^+</math></p></div> <div>Constante d'acidité</div> <div><math display="block">\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+</math><p>Mise en solution aqueuse d'un acide, l'eau se comporte comme une base</p><math display="block">\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+</math><div><div>Constante d'acidité de <math>\text{CH}_3\text{COOH}</math></div><div><math display="block">K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c_0[\text{CH}_3\text{COOH}]}</math></div><div><math>pK_a = -\log(K_a)</math></div></div><div>Constante d'acidité de l'eau : <math>K_e = \frac{1}{c_0^2} [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = 10^{-14}</math></div></div> <div>Domaines de prédominance</div> <div><math display="block">pH = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0}\right) = pK_a + \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}\right)</math><div><div>A Prédomine <math>[\text{A}] &gt; [\text{B}]</math></div><div>B Prédomine <math>[\text{A}] &lt; [\text{B}]</math></div></div><div><div>100%</div><div>50%</div><div>0%</div></div><div>A      B</div><div><math>pK_a</math></div><div>Courbe de distribution</div><div><math>pH</math></div></div>	<div>Diagramme de l'eau</div> <div><div><math>E(V)</math></div><div>1,23</div><div>0</div><div>Diagramme de l'eau</div><div><math>\text{O}_2</math></div><div>Domaine de stabilité de l'eau</div><div><math>\text{H}_2\text{O}</math></div><div><math>\text{H}_2</math></div><div>pH</div><div>Pente = -0,06 V</div><div>L'équation des frontières est donnée par la formule de Nernst</div></div> <div><div>Diagramme de situation</div><div>nombre d'oxydation</div><div><table><tr><td>+III</td><td><math>\text{Fe}^{3+}(\text{aq})</math></td><td><math>\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})</math></td></tr><tr><td>+II</td><td><math>\text{Fe}^{2+}(\text{aq})</math></td><td><math>\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})</math></td></tr><tr><td>0</td><td colspan="2"><math>\text{Fe}(\text{s})</math></td></tr></table><div>2,3      7,5      pH</div></div><div><div>Diagramme potentiel-pH</div><div><math>E(V)</math></div><div>1,23</div><div>0,77</div><div>0</div><div>-0,5</div><div>Diagramme potentiel-pH</div><div><math>\text{O}_2</math></div><div><math>\text{Fe}^{3+}(\text{aq})</math></div><div><math>\text{H}_2\text{O}</math></div><div><math>\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})</math></div><div><math>\text{Fe}^{2+}(\text{aq})</math></div><div>7,5</div><div><math>\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})</math></div><div>2,3</div><div><math>\text{H}_2</math></div><div><math>\text{Fe}(\text{s})</math></div><div>pH</div><div><math>\text{Fe}^{2+}</math> est stable dans <math>\text{H}_2\text{O}</math>, sauf en présence de <math>\text{O}_2</math> qui l'oxyde en <math>\text{Fe}^{3+}</math></div><div>Fe et <math>\text{H}_2\text{O}</math> n'ont pas de domaine de prédominance commun, donc Fe est toujours oxydé par <math>\text{H}_2\text{O}</math></div></div></div>		+III	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$	+II	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$	0	$\text{Fe}(\text{s})$	
+III	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$										
+II	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$										
0	$\text{Fe}(\text{s})$											