Reazioni di ossidoriduzione

$$Sn + 2\,H^+ \longrightarrow Sn^{2+} + H_2$$

$Sn \downarrow$ 2 e^- $\qquad$ $H^+ \uparrow$ 1 x 2 e^-

$$2\,Fe^{2+} + Cl_2 \longrightarrow 2\,Fe^{3+} + 2\,Cl^-$$

$Fe^{2+} \downarrow$ 1 e^- $\qquad$ $Cl_2 \uparrow$ 1 x 2 e^-

$$S^{2-} + Cl_2 \longrightarrow S + 2\,Cl^-$$

$S^{2-} \downarrow$ 2 e^- $\qquad$ $Cl_2 \uparrow$ 1 x 2 e^-

numero di elettroni acquistati = numero di elettroni ceduti

OSSIDAZIONE

Avviene quando una specie cede elettroni

RIDUZIONE

Avviene quando una specie acquista elettroni

OSSIDANTI

specie che si riducono acquistano elettroni

diminuiscono il loro numero di ossidazione

RIDUCENTI

specie che si ossidano cedono elettroni

aumentano il loro numero di ossidazione

Ogni reazione redox può essere scritta come somma di due semireazioni

$$2\,Fe^{2+} + Cl_2 \longrightarrow 2\,Fe^{3+} + 2\,Cl^-$$

$Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + 1\,e^-$ semireazione di ossidazione

$Cl_2 + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,Cl^-$ semireazione di riduzione

$Fe^{3+} + 1\,e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$

Fe^{3+} / Fe^{2+}

Cl_2 / Cl^- ⇒ Coppie redox coniugate

Fe^{3+} / Fe^{2+} Cl_2 / Cl^-

Fe^{3+}	e	Cl_2	specie ossidate
Fe^{2+}	e	Cl^-	specie ridotte

Ogni coppia redox presenta un particolare potenziale redox E_0 determinato per confronto rispetto all'elettrodo di riferimento di idrogeno in condizioni standard (**valore 0**)

Temperatura	25°C
Concentrazione	1 N
Pressione	1 atmosfera

Il potenziale redox può essere espresso come:

- Potenziale di riduzione

$$Fe^{3+} + 1\,e^- \rightleftarrows Fe^{2+} \qquad E_0 = +\,0{,}77\ V$$

- Potenziale di ossidazione

$$Fe^{2+} \rightleftarrows Fe^{3+} + 1\,e^- \qquad E_0 = -\,0{,}77\ V$$

Il segno del potenziale esprime la tendenza della reazione ad andare nel senso in cui è scritta

In generale:

$$Ox + n\,e^- \rightleftharpoons Red \qquad E_0 > 0$$

Forma più stabile (H_2)

$$Ox + n\,e^- \rightleftharpoons Red \qquad E_0 < 0$$

Forma più stabile (H_2)

$$Cu^{2+} + H_2 \longrightarrow Cu + H^+ \qquad Cu^{2+} / Cu \quad E_0 > 0$$

$$Zn + H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2 \qquad Zn^{2+} / Zn \quad E_0 < 0$$

Reazioni	E_0 (V)	Reazioni	E_0 (V)
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	$-3,045$	$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftarrows 2S_2O_3^{2-}$	0,08
$K^+ + e \rightleftarrows K$	$-2,924$	$S + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2S + 2H_2O$	0,14
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	$-2,76$	$Sn^{4+} + 2e \rightleftarrows Sn^{2+}$ (HCl 1F)	0,15
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	$-2,7109$	$Cu^{2+} + e \rightleftarrows Cu^+$	0,158
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	$-2,375$	$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Hg + 2Cl^-$	0,2682
$H_3O^+ + e \rightleftarrows H_2O + H$	$-2,10$	$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,337
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	$-1,71$	$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Ti^{2+} + 2e \rightleftarrows Ti$	$-1,63$	$Cu^+ + e \rightleftarrows Cu$	0,521
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	$-1,22$	$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,536
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	$-1,03$	$O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2 + 2H_2O$	0,682
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	$-0,828$	$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	$-0,7628$	$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftarrows 2Hg$	0,7961
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	$-0,74$	$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,7996
$Te + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Te + 2H_2O$	$-0,72$	$2NO_3^- + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 6H_2O$	0,80
$As + 3H_3O^+ + 3e \rightleftarrows AsH_3 + 3H_2O$	$-0,60$	$NO_3^- + 3H_3O^+ + 2e \rightleftarrows HNO_2 + 4H_2O$	0,94
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	$-0,557$	$NO_3^- + 4H_3O^+ + 3e \rightleftarrows NO + 6H_2O$	0,96
$H_3PO_2 + H_3O^+ + e \rightleftarrows P + 3H_2O$	$-0,51$	$Br_2 + 2e \rightleftarrows 2Br^-$	1,087
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	$-0,409$	$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,2
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	$-0,41$	$MnO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 6H_2O$	1,21
$Cd^{2+} + 2e \rightleftarrows Cd$	$-0,4026$	$O_2 + 4H_3O^+ + 4e \rightleftarrows 6H_2O$	1,229
$Se + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Se + 2H_2O$	$-0,40$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 21H_2O$	1,33
$Tl^+ + e \rightleftarrows Tl$	$-0,3363$	$Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,358
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	$-0,277$	$ClO_3^- + 6H_3O^+ + 6e \rightleftarrows 6Cl^- + 9H_2O$	1,45
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	$-0,230$	$PbO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 6H_2O$	1,455
$N_2 + 5H_3O^+ + 4e \rightleftarrows N_2H_5^+ + 5H_2O$	$-0,23$	$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 12H_2O$	1,50
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	$-0,1364$	$HClO + H_3O^+ + e \rightleftarrows ½Cl_2 + 2H_2O$	1,63
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	$-0,1263$	$H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows 4H_2O$	1,776
$2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2 + 2H_2O$	0,000	$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$ (HNO_3 3F)	1,842
$NO_3^- + H_2O + 2e \rightleftarrows NO_2^- + 2OH^-$	0,0	$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,87

$$\Delta G = - n F \Delta E$$

$\Delta G < 0 \Rightarrow \Delta E > 0$

$$Sn^{2+} + Fe \longrightarrow Fe^{2+} + Sn$$

$$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn \qquad E_0 = -0,14\ V$$

$$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe \qquad E_0 = -0,44\ V$$

$$\Delta E = E_{0\ Sn^{2+}/Sn} - E_{0\ Fe^{2+}/Fe}$$

$$\Delta E = E_{0\ Sn^{2+}/Sn} - E_{0\ Fe^{2+}/Fe}$$

ΔE = -0,14 – (- 0,44) = 0,3 V

$\Delta E > 0$

$\Delta G < 0$

Reazione spontanea

$Cl_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Cl^-$ $E_0 = 1,36$ V

$Br_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Br^-$ $E_0 = 1,06$ V

$I_2 + 2e^- \rightleftarrows 2I^-$ $E_0 = 0,51$ V

$Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2Cl^-$

$\Delta E = 1,36 - 1,06 = 0,3$ V

$Cl_2 + 2I^- \longrightarrow I_2 + 2Cl^-$

$\Delta E = 1,36 - 0,51 = 0,85$ V

Tende ad avvenire prima la reazione per cui il ΔE risulta più elevato

In eccesso di acqua di cloro:

$$\overset{0}{I_2} + 5\overset{0}{Cl_2} + 6H_2O \longrightarrow 2\,\overset{+5}{IO_3^-} + 10\,\overset{-1}{Cl^-} + 12\,H^+$$

I_2 ↓ $2 \times 5\ e^-$ Cl_2 ↑ $2 \times e^-$

$$IO_3^- + 6H^+ + 6e^- \longrightarrow I_2 + 3H_2O \qquad 1,2\ V$$

$$\Delta E = 1,36 - 1,2 = 0,16\ V$$

Se presente anche il bromo, rilevabile per comparsa colorazione bruna

FATTORI CHE INFLUENZANO IL POTENZIALE

concentrazione

Equazione di Nernst

Potenziale attuale

$$E = E_0 + \frac{0{,}059}{n} \cdot \log \frac{[Ox]}{[Rid]}$$

$Fe^{3+} + e^- \rightleftarrows Fe^{2+}$ $E_0 = 0{,}77\ V$

$$E = 0{,}77 + \frac{0{,}059}{1} \cdot \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

$$E = 0,77 + \frac{0,059}{1} \cdot \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

Se $[Fe^{3+}] >> [Fe^{2+}]$

$$\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = 10^3$$

$$E = 0,77 + \frac{0,059}{1} \cdot \log 10^3$$

$E_a = 0,77 + 0,059 \cdot 3 \cong 0,95\ V$

Se $[Fe^{3+}] << [Fe^{2+}]$

$$\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = 10^{-3}$$

$E_a = 0,77 + 0,059 \cdot (-3) \cong 0,59\ V$

In generale:

-all'aumentare della concentrazione della specie ossidante, aumentano le proprietà ossidanti

-all'aumentare della concentrazione della specie riducente, aumentano le proprietà riducenti

Al limite $E_a = \infty$ ma non esiste un ossidante tanto forte da ossidare completamente una specie coinvolta in un equilibrio

Esisterà sempre l'equilibrio

$$Fe^{3+} \rightleftarrows Fe^{2+}$$

In soluzione acquosa il limite sarà posto da

$$O_2 + 4\,e^- + H^+ \rightleftarrows 2\,H_2O \qquad E_0 = 1{,}23\ V$$

Esempio

$$2\,Cu^{2+} + 4\,I^{-} \longrightarrow 2\,CuI\downarrow + I_2$$

Avviene?????

H_2

Cu

I_2

$Cu^{2+} + 1\,e^{-} \rightleftarrows Cu^{+}$ $E_0 = 0,15$ V

$I_2 + 2\,e^{-} \rightleftarrows 2\,I^{-}$ $E_0 = 0,\ 53$ V

$\Delta E = 0,15 – 0,53 = - 0,38$

$\Delta G > 0$ non dovrebbe avvenire

ma poiché

$$2\,Cu^{2+} + 4\,I^{-} \longrightarrow 2\,CuI\downarrow + I_2$$

$$E = 0{,}15 + \frac{0{,}059}{1} \cdot \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Cu^{+}]}$$

$$Cu^{2+} \rightleftarrows Cu^{+}$$

$$CuI \rightleftarrows Cu^{+} + I^{-}$$

$$K_s = [Cu^{+}]\,[I^{-}]$$

$$\frac{[Cu^{2+}]}{[Cu^{+}]} » 1$$

$E > E_0$ (0.15)

$E > 0{,}53$

Esempio

Fe^{3+} + 1 e^- $\longrightarrow$ Fe^{2+} E = 0,77 V

In ambiente basico

$Fe(OH)_3$ + 1 e^- $\longrightarrow$ $Fe(OH)_2$ + OH^- E = - 0,41 V

$$E = E_0 + \frac{0{,}059}{1} \cdot \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

$$Ks_{Fe(OH)_3} = [Fe^{3+}][OH^-]^3 = 10^{-35}$$

$$Ks_{Fe(OH)2} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 = 10^{-16}$$

$[Fe^{3+}] = ?$

$[Fe^{2+}] = ?$

A pH = 14 $[OH^-] = 1$

$$Ks_{Fe(OH)_3} = [Fe^{3+}][OH^-]^3 = 10^{-35}$$

$$Ks_{Fe(OH)2} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 = 10^{-16}$$

$[Fe^{3+}] = 10^{-35}$

$[Fe^{2+}] = 10^{-16}$

$$E = E_0 + \frac{0,059}{1} \cdot \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

$$E = 0,77 + \frac{0,059}{1} \cdot \log \frac{[10^{-35}]}{[10^{-16}]}$$

E = - 0,41 V

Esempio

Riesco a sciogliere i metalli riducenti in ambiente acido

$$Zn + 2\,H^+ \longrightarrow H_2 + Zn^{2+}$$

$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Zn$ $\qquad E_0 = -0{,}76\ V$

$2H^+ + 2\,e^- \rightleftharpoons H_2$ $\qquad E_0 = 0{,}00\ V$

. . e in ambiente basico?????

$$E = -0{,}76 + \frac{0{,}059}{2} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Zn]}$$

$Zn^{2+} + 2\,OH^- \rightleftharpoons Zn(OH)_2\downarrow$ $\qquad K_s = [Zn^{2+}][OH^-]^2 = 10^{-15}$

. . e in ambiente fortemente basico?????

$Zn(OH)_2 + 2\,OH^- \rightleftarrows Zn(OH)_4^{2-}$ $E_0 = -1,22\ V$

$$K_{inst} = \frac{[Zn^{2+}][OH^-]^4}{[Zn(OH)_4^{2-}]} = 10^{-30}$$

$2\,H_2O + 2\,e^- \rightleftarrows H_2 + 2\,OH^-$ $E = -0,83\ V$

Acqua come ossidante

Il potenziale redox può essere influenzato dal pH

Acqua come OSSIDANTE

$2\,H_2O + 2\,e^- \rightleftarrows H_2 + 2\,OH^-$ E = -0,83 V

In ambiente basico

$2\,H^+ + 2\,e^- \rightleftarrows H_2$ E = 0,00 V In ambiente acido

$$E = 0 + \frac{0{,}059}{2}\log\frac{[H^+]^2}{[H_2]}$$

$$p_{H_2} = 1$$

$$E = 0 + 0{,}059\log[H^+]$$

Se pH = 14

$$E = 0 + 0{,}059\log 10^{-14}$$

E = -0,826 V

Il potenziale redox può essere influenzato dal pH

$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 4\,H_2O$ $E_0 = 1{,}51\ V$

$$E = E_0 + \frac{0{,}059}{5}\log\frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$

$$E = 1{,}51 + \frac{0{,}059}{5}\log\frac{[MnO_4^-]}{[Mn^{2+}]} + 8\cdot\frac{0{,}059}{5}\log[H^+]$$

$[MnO_4^-] = [Mn^{2+}]$

$E = 1{,}51 + 0{,}09 \log [H^+] = 1{,}51 – 0{,}09\ pH$

$E = 1{,}51 - 0{,}09\ pH$

pH = 0 → E = 1,51 V

pH = 3 → E = 1,24 V

pH = 5 → E = 1,06 V

$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$ E = 1,36 V

$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$ E = 1,06 V

$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$ E = 0,51 V

$$\Delta E > 0 \quad \begin{cases} 1{,}36 = 1{,}51 - 0{,}09\ pH \\ 1{,}06 = 1{,}51 - 0{,}09\ pH \\ 0{,}51 = 1{,}51 - 0{,}09\ pH \end{cases}$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightleftharpoons 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O \qquad E_0 = 1{,}33\ V$$

$$E = E_0 + \frac{0{,}059}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{\ 2-}][H^+]^{14}}{[Cr^{3+}]^2}$$

$$E = 1{,}33 + \frac{0{,}059}{6} \log \frac{[Cr_2O_7{}^{2-}]}{[Cr^{3+}]^2} + 14 \cdot \frac{0{,}059}{6} \log [H^+]$$

$[Cr_2O_7^{2-}] = [Cr^{3+}]$

$E = 1{,}33 - 0{,}14\ pH$

Potenziale redox e K eq

$$Sn^{2+} + 2\,Fe^{3+} \rightleftharpoons Sn^{4+} + 2\,Fe^{2+} \qquad Ke$$

$$Sn^{4+} + 2\,e^{-} \rightleftharpoons Sn^{2+} \qquad E_0' = 0{,}15\ V$$

$$Fe^{3+} + 1\,e^{-} \rightleftharpoons Fe^{2+} \qquad E_0'' = 0{,}77\ V$$

$$K_{eq} = \frac{[Sn^{4+}][Fe^{2+}]^2}{[Sn^{2+}][Fe^{3+}]^2}$$

All'equilibrio E' = E''

$$0{,}77 + \frac{0{,}059}{1}\log\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = 0{,}15 + \frac{0{,}059}{2}\log\frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]}$$

$$0{,}77 - 0{,}15 = \frac{0{,}059}{2}\log\frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]} - \frac{0{,}059}{1}\log\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

$$0{,}77 - 0{,}15 = \frac{0{,}059}{2} \log \frac{[Sn^{4+}][Fe^{2+}]^2}{[Sn^{2+}][Fe^{3+}]^2}$$

→ = 20

$$0{,}62 = \frac{0{,}059}{2} \log K_{eq}$$

→ ≅ 20

K eq ≅ 10^{20}

Acqua come RIDUCENTE

$O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O$ E = 1,23 V in amb. acido

$Co^{3+} + 1 e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$ E = 1,83 V in amb. acido

$2 Co^{3+} + H_2O \longrightarrow 2 Co^{2+} + \frac{1}{2} O_2 + 2 H^+$

Non esiste libero in soluzione

$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4 H_2O$ $E_0 = 1,51$ V

Possibile ma cineticamente sfavorita

Soluzioni di Permanganato molto stabili in acqua

RIDUCENTI

Metalli riducenti Zn Al

Lega di Devarda

$$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn \qquad E_0 = -0,76\ V$$

$$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al \qquad E_0 = -1,55\ V$$

$$NO_3^- + 4\,Zn + 10\,H^+ \longrightarrow 4\,Zn^{2+} + NH_4^+ + 3\,H_2O$$

$$NO_3^- + 4\,Zn + 7\,OH^- + 6\,H_2O \longrightarrow 4\,Zn(OH)_4^{2-} + NH_3$$

$$ClO_3^- + 2\,Al + 2\,OH^- + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,Al(OH)_4^- + Cl^-$$

$$As_2O_3 + 6\,Zn + 12\,H^+ \longrightarrow 6\,Zn^{2+} + 2AsH_3 + 3\,H_2O$$

Anidride solforosa SO_2

$SO_4^{2-} + 4\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow SO_2 + H_2O \qquad E = 0{,}17\ V$

$Cr_2O_7^{2-} + 3\,SO_2 + 2\,H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,SO_4^{2-} + H_2O$

Acido solfidrico H_2S

$2\,Fe^{3+} + H_2S \longrightarrow 2\,Fe^{2+} + S + 2\,H^+$

OSSIDANTI

Alogeni

HNO_3

Acqua regia

H_2SO_4 concentrato

H_2O_2

$KMnO_4$

$K_2Cr_2O_7$

MnO_2, PbO_2

HNO_3

$$NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightleftharpoons NO + 2\,H_2O \qquad E = 0{,}98\ V$$

$$NO_3^- + 10\,H^+ + 8\,e^- \rightleftharpoons NH_4^+ + 3\,H_2O \qquad E = 0{,}9\ V$$

$$3\,Fe^{2+} + NO_3^- + 4\,H^+ \longrightarrow 3\,Fe^{3+} + NO + 2\,H_2O$$

$$3\,CuS + NO_3^- + 8\,H^+ \longrightarrow 3\,Cu^{2+} + 3\,S + 2\,NO + 4\,H_2O$$

Acqua regia

$$HNO_3 + 3\,HCl \longrightarrow NOCl + \mathbf{Cl_2} + 2\,H_2O$$

(Cl_2) ha potenziale > del teorico

$$Au + HNO_3 + 4\,HCl \longrightarrow HAuCl_4 + NO + 2\,H_2O$$

$$HgS + HNO_3 + 3\,HCl \longrightarrow HgCl_2 + NOCl + S + 2\,H_2O$$

$$HgCl_2 \downarrow HgCl_4^{\,2-}$$

Alogeni

$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$

Fluoro

$$2\,F_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 4\,HF + O_2$$

Cloro

$$Cl_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^- \qquad E = 1{,}36\ V$$

ambiente acido

$$2\,MnO_4^- + 10\,Cl^- + 16\,H^+ \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,Cl_2 + 8\,H_2O$$

ambiente basico

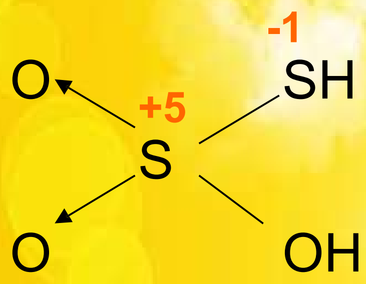
$$Mn(OH)_2 + 2\,OH^- + Cl_2 \longrightarrow MnO(OH)_2 + 2\,Cl^- + H_2O$$

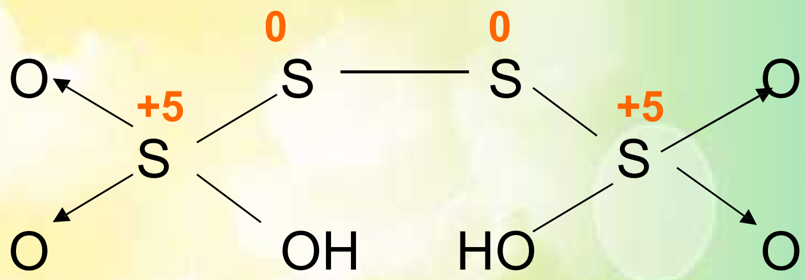
$$S_2O_3^{2-} + 4\,Cl_2 + 5\,H_2O \longrightarrow 2\,SO_4^{2-} + 8\,Cl^- + 10\,H^+$$

Iodio

$$2S_2O_3^{2-} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2\,I^-$$

$$SO_2 + I_2 + 2\,H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\,I^- + 4\,H^+$$





H_2O_2

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,H_2O \qquad E = 1{,}7\ V$$

$$H_2O_2 + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,OH^- \qquad E = 0{,}88\ V$$

$$O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- \rightleftharpoons H_2O_2 \qquad E = 0{,}68\ V$$

$$2\,Cr(OH)_4^- + 3\,H_2O_2 + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,CrO_4^{2-} + 8\,H_2O$$

$KMnO_4$

$$MnO_4^- + 5\,e^- + 8\,H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O \qquad E = 1{,}51\ V$$

$$MnO_4^- + 3\,e^- + 2\,H_2O \longrightarrow MnO_2 + 4\,OH^- \qquad E = 0{,}52\ V$$

$$2\,MnO_4^- + 5\,H_2O_2 + 6\,H^+ \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 5\,O_2$$

$$2\,MnO_2 + 3\,H_2O_2 + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,MnO^-_4 + 4\,H_2O$$

$K_2Cr_2O_7$

$$CrO_4^{2-} + H^+ \rightleftharpoons HCrO_4^- \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\,e^- + 14\,H^+ \rightleftharpoons 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O \qquad E = 1{,}33\ V$$

$$Cl_2 + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,Cl^- \qquad E = 1{,}36\ V$$

$$Br_2 + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,Br^- \qquad E = 1{,}06\ V$$

$$I_2 + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,I^- \qquad E = 0{,}51\ V$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\,Br^- + 14\,H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,Br_2 + 7\,H_2O$$