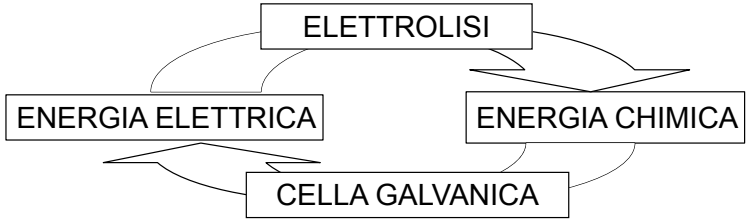
ELETTROLISI

Dall'energia elettrica all'energia chimica

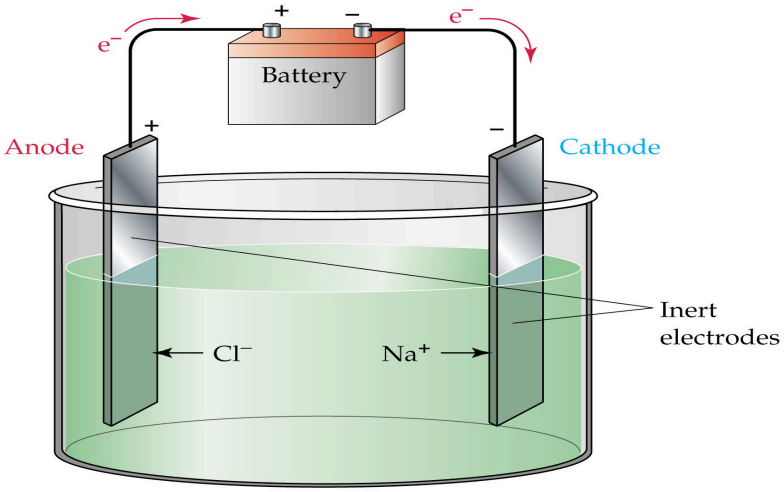
Prof.ssa Silvia Recchia

Elettrolisi vs celle galvaniche



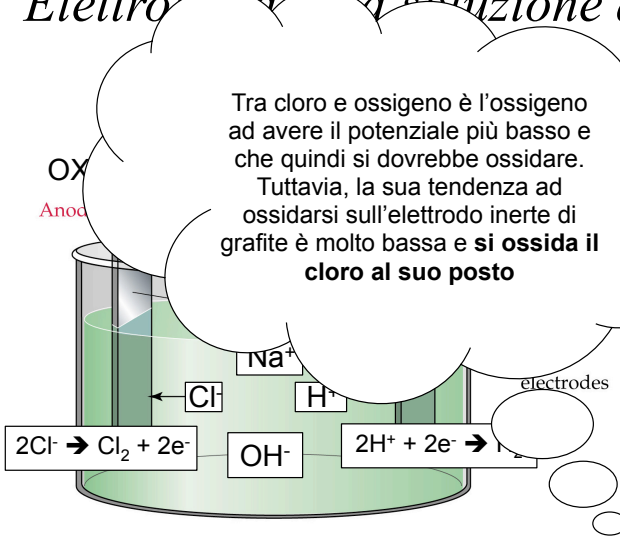
POTENZIALI

Elettrolisi di un sale fuso



$2\,Cl^-(l) \longrightarrow Cl_2(g) + 2\,e^-$ $\qquad$ $2\,Na^+(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Na(l)$

Elettrolisi di una soluzione di NaCl



Tra cloro e ossigeno è l'ossigeno ad avere il potenziale più basso e che quindi si dovrebbe ossidare. Tuttavia, la sua tendenza ad ossidarsi sull'elettrodo inerte di grafite è molto bassa e **si ossida il cloro al suo posto**

Specie presenti:

Na^+, Cl^-, OH^-, H^+

pecie che si possono ssidare:

l⁻

che si possono

H⁺

tra le due?

a che ha **otenziale di riduzione maggiore** :

H^+ (RID)

- $E°(H^+) = 0{,}0$ V
- $E°(Na^+) = -2{,}71$ V

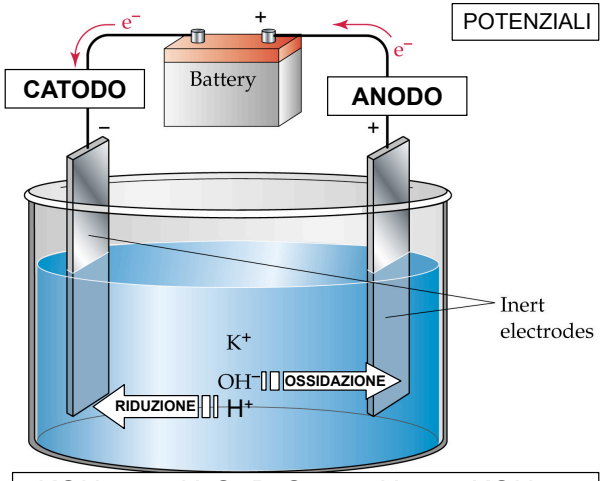
Cl^- (OX)

- $E°(Cl^-) = +1{,}36$ V
- $E°(O^{2-}) = +0{,}40$ V

?

$NaCl_{(aq)} + H_2O \rightarrow Cl_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} + NaOH_{(aq)}$

Elettrolisi di una soluzione di KOH



POTENZIALI

Specie presenti:

K^+, OH^-, H^+

Specie che si possono ossidare:

O^{2-}

Specie che si possono ridurre:

K^+ e H^+

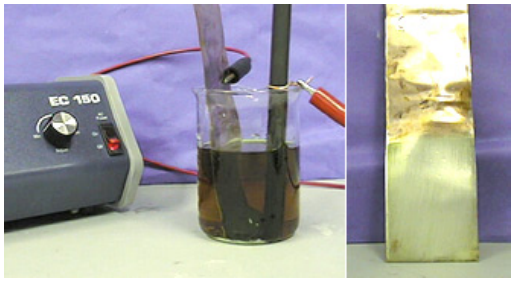
Quale tra le due?

H^+ perché ha potenziale di riduzione maggiore

$$KOH_{(aq)} + H_2O \rightarrow O_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} + KOH_{(aq)}$$

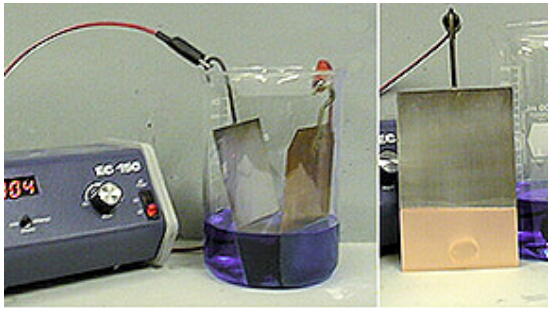
Elettrolisi vs Cella galvanica

	PILA	ELETTROLISI
ANODO OX	NEGATIVO perde elettroni	POSITIVO manda elettroni nel circuito
CATODO RID	POSITIVO riceve elettroni	NEGATIVO riceve elettroni dal circuito



Galvanostegia

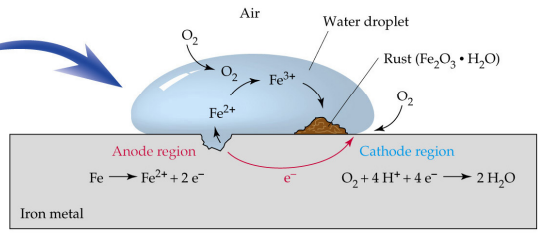
↑ Placcatura ad Ag



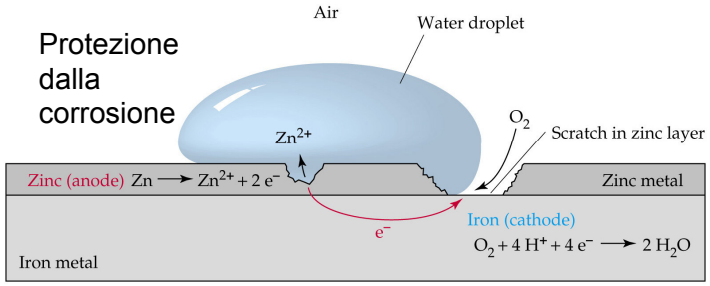
Placcatura a Cu →

POTENZIALI

Corrosione



Protezione dalla corrosione



Fonti

http://wps.prenhall.com/wps/media/objects/602/616516/Chapter_18.html

http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/

http://genchem.chem.wisc.edu/demonstrations/General_Chemistry_Demos.html

TABLE 18.1 Standard Reduction Potentials at 25°C

Precedente

Stronger oxidizing agent ↑

Reduction Half-Reaction		E° (V)
$F_2(g) + 2e^-$	$\longrightarrow 2F(aq)$	2.87
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow 2H_2O(l)$	1.78
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	1.51
$Cl_2(g) + 2e^-$	$\longrightarrow 2Cl^-(aq)$	1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^-$	$\longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	1.33
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^-$	$\longrightarrow 2H_2O(l)$	1.23
$Br_2(l) + 2e^-$	$\longrightarrow 2Br^-(aq)$	1.09
$Ag^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Ag(s)$	0.80
$Fe^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77
$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70
$I_2(s) + 2e^-$	$\longrightarrow 2I^-(aq)$	0.54
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^-$	$\longrightarrow 4OH^-(aq)$	0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	0.34
$Sn^{4+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15
$2H^+(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow H_2(g)$	0
$Pb^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Pb(s)$	−0.13
$Ni^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Ni(s)$	−0.26
$Cd^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Cd(s)$	−0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	−0.45
$Zn^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Zn(s)$	−0.76
$2H_2O(l) + 2e^-$	$\longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	−0.83
$Al^{3+}(aq) + 3e^-$	$\longrightarrow Al(s)$	−1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Mg(s)$	−2.37
$Na^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Na(s)$	−2.71
$Li^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Li(s)$	−3.04

Weaker oxidizing agent

Weaker reducing agent ↓

Stronger reducing agent