

Redox e Elettrochimica

Tutor: Alessandro Marchetti



POLITECNICO
MILANO 1863



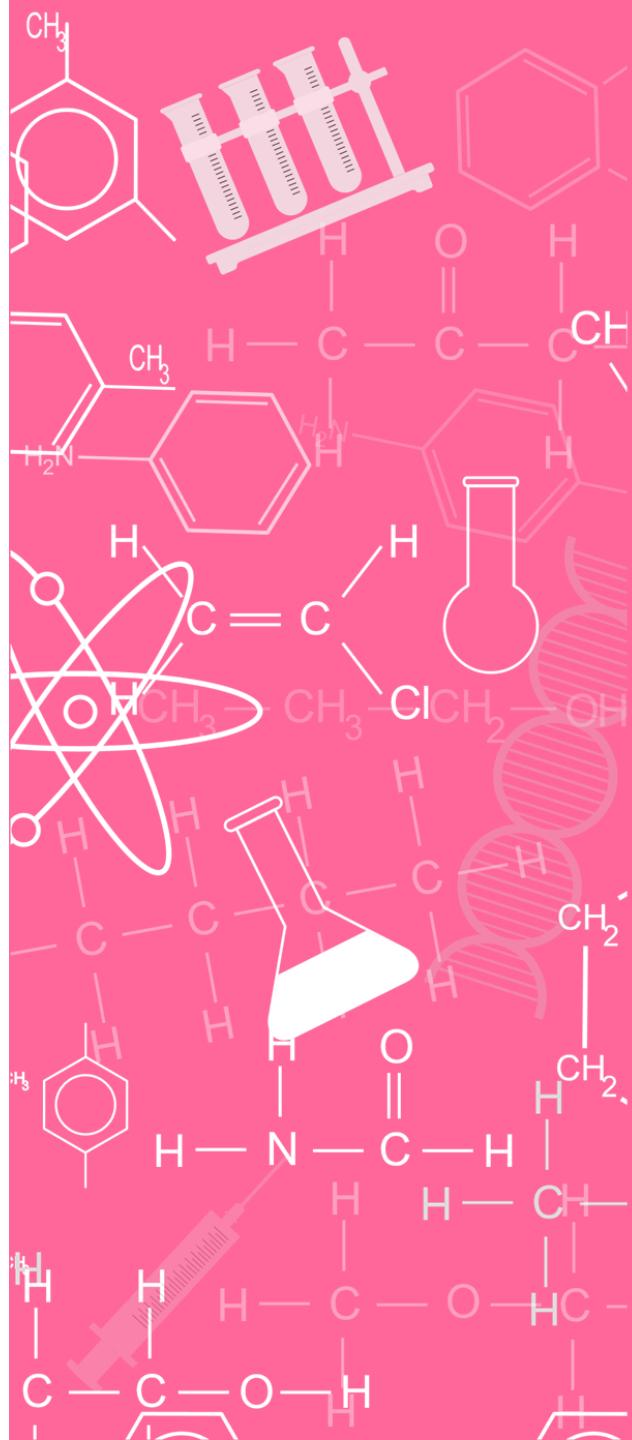
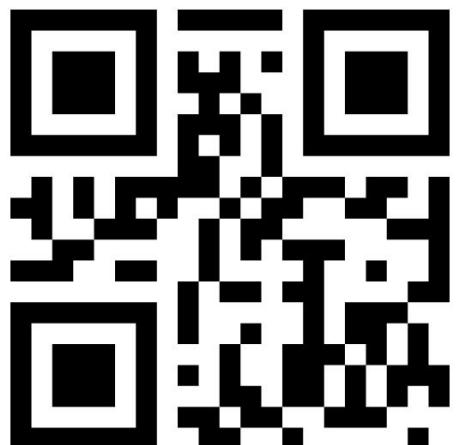
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

10488783

- Oppure scansiona il QR Code



Redox e Elettrochimica



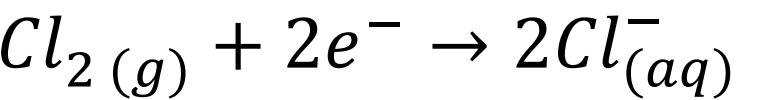
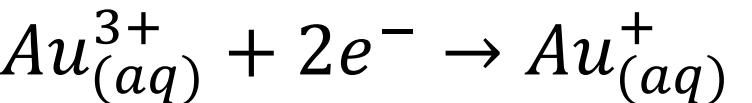
RIPASSO TEORICO

La **reazioni di ossidoriduzione** (o redox) sono processi che coinvolgono il **trasferimento di elettroni** tra una specie e l'altra:

RIDUZIONE

Gli ioni Au^{3+} possono accettare 2 elettroni e ridursi a ioni Au^+ .

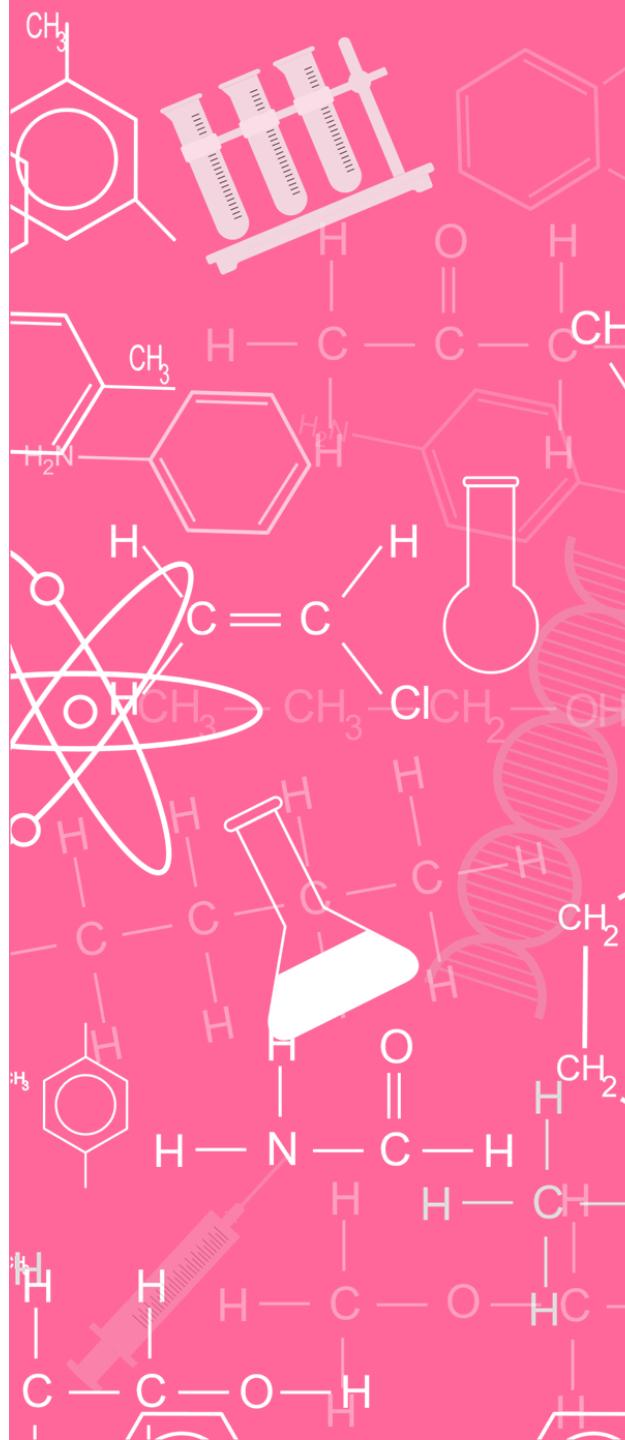
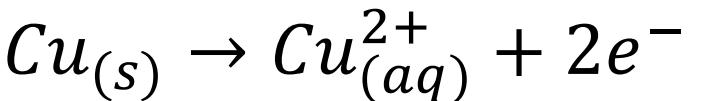
Lo stesso può succedere a Cl_2 .



OSSIDAZIONE

Il Cu metallico può cedere 2 elettroni e ossidarsi a ioni Cu^{2+} .

Lo ione bromuro si può comportare in maniera analoga.



RIPASSO TEORICO

Per riconoscere quale specie si ossida e quale si riduce, si ricorre all'assegnazione del numero di ossidazione (NO):

- Atomi in un elemento puro hanno NO = 0



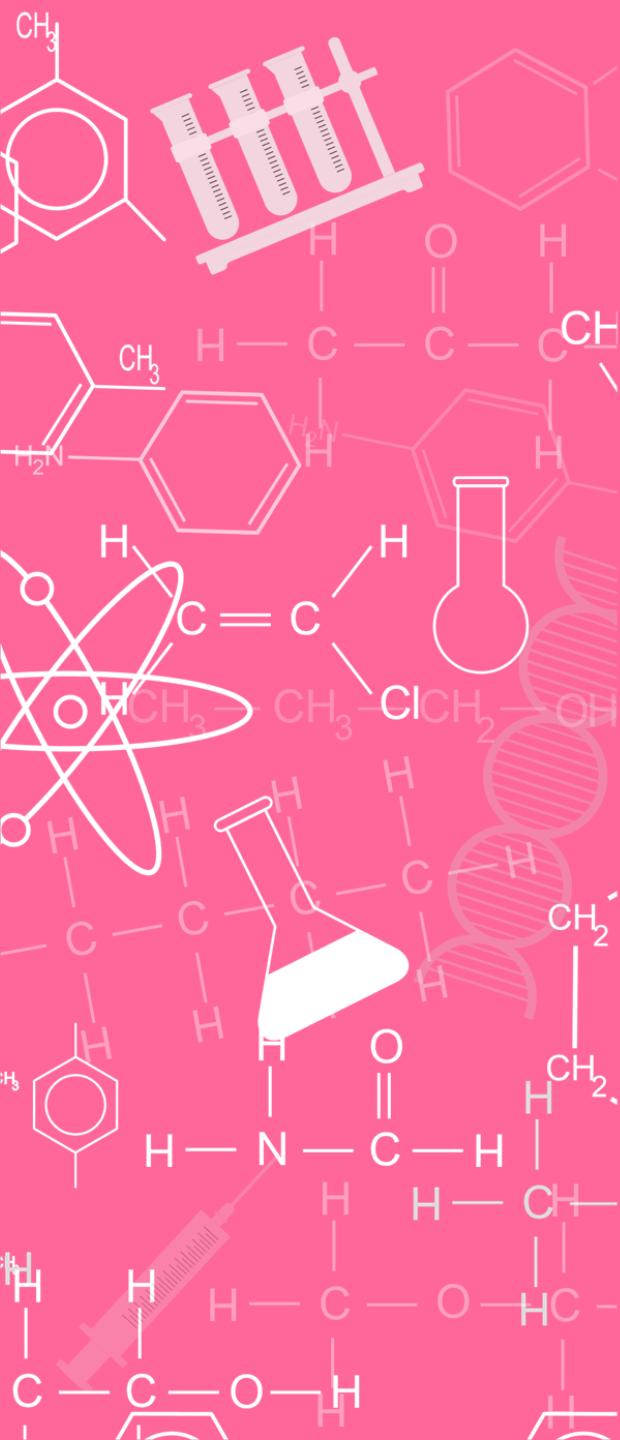
- Ioni monoatomici hanno NO uguale alla carica dello ione



- O ha sempre NO = -2 nei composti, tranne che nei perossidi in cui NO = -1



- H ha sempre NO = +1 nei composti, tranne che negli idruri metalli in cui NO = -1



RIPASSO TEORICO

Per riconoscere quale specie si ossida e quale si riduce, si ricorre all'assegnazione del numero di ossidazione (NO):

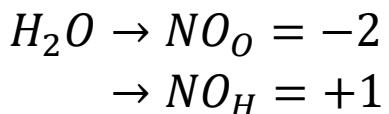
- Nei composti, metalli alcalini hanno NO = +1 e alcalini terrosi hanno NO = +2



- F ha sempre NO = -1 nei composti con altri elementi

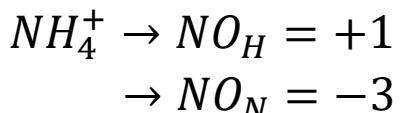


- In un composto neutro, la somma dei NO deve essere pari a 0

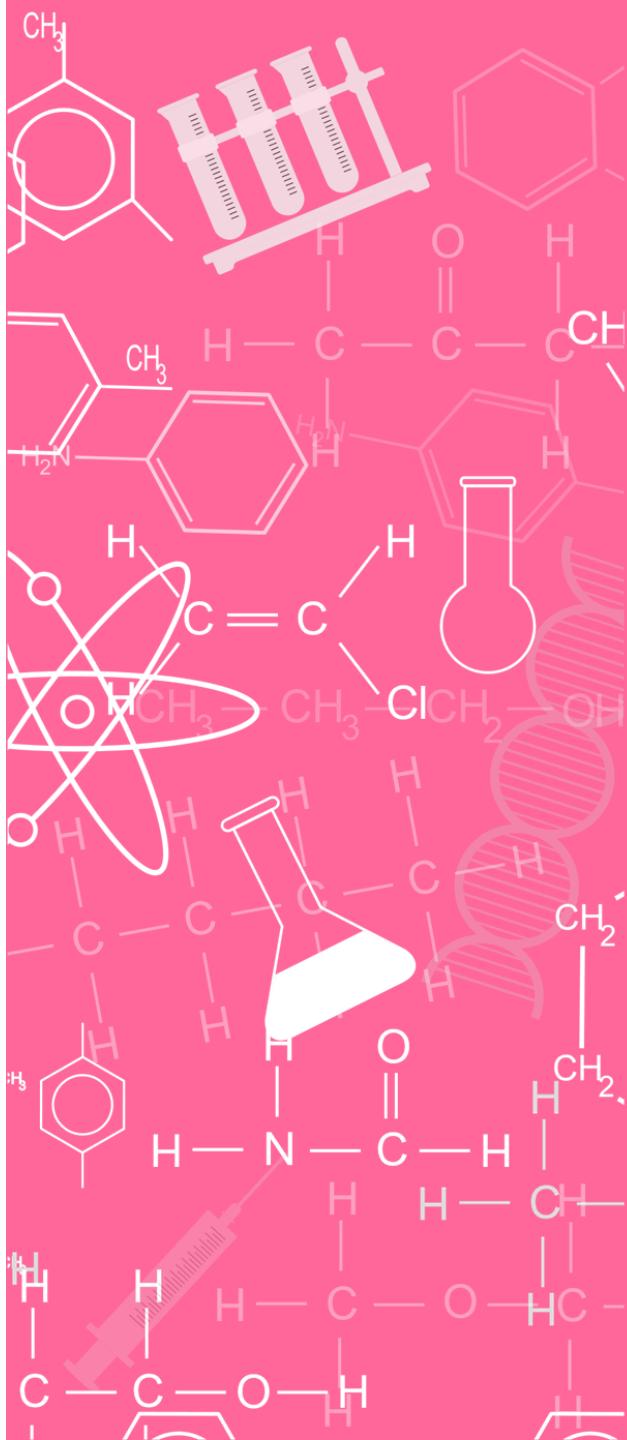


$$\text{Somma: } NO_H \cdot 2 + NO_O = 2 - 2 = 0$$

- In un ione poliatomico, la somma dei NO deve essere pari alla carica dello ione



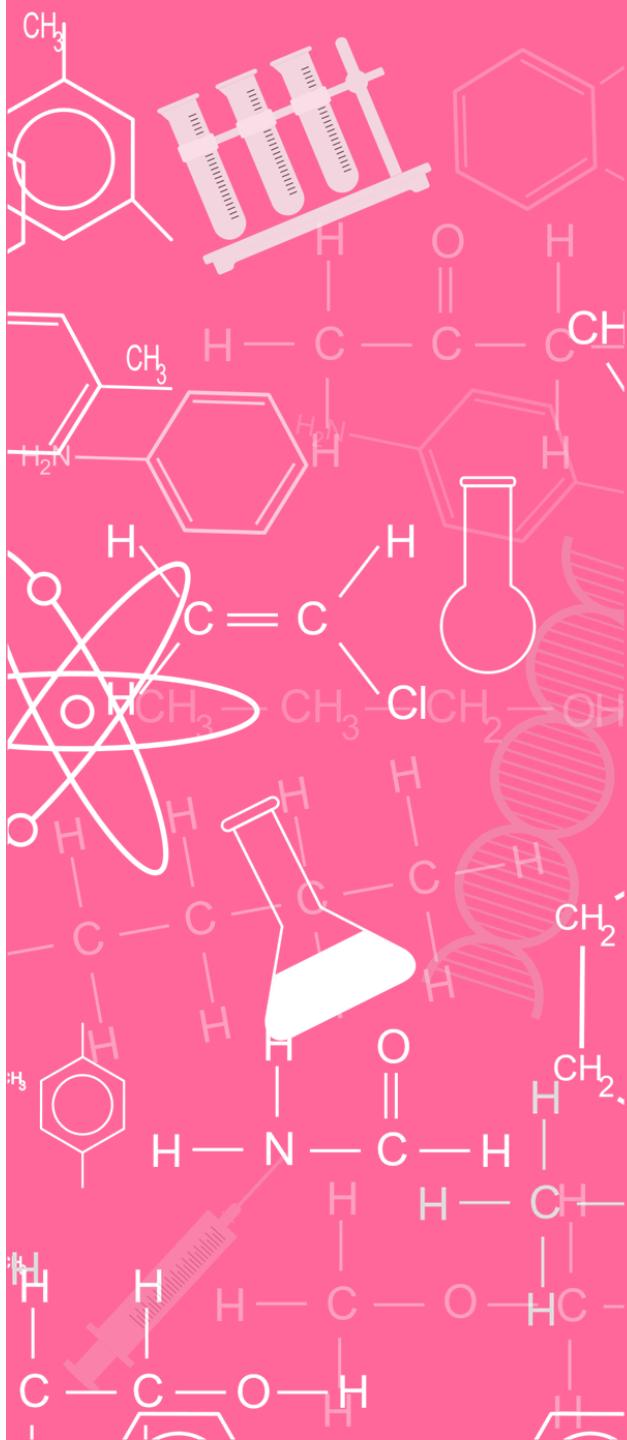
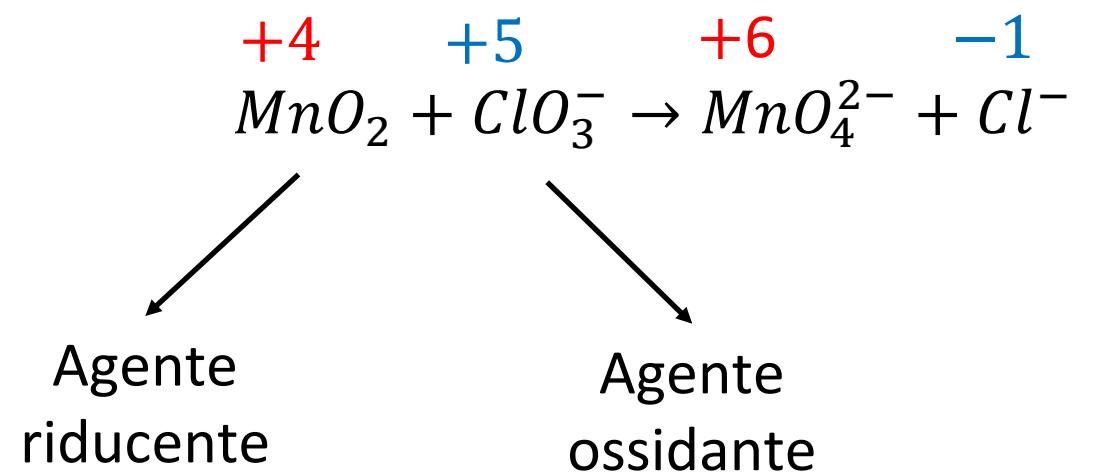
$$\text{Somma: } NO_H \cdot 4 + NO_N = 4 - 3 = +1$$



RIPASSO TEORICO

Agente riducente: La **specie che si ossida** e, di conseguenza, causa la riduzione dell'altra specie

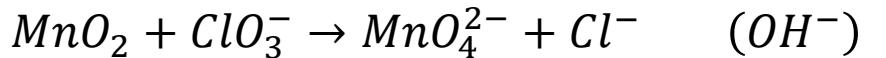
Agente ossidante: La **specie che si riduce** e, di conseguenza, causa l'ossidazione dell'altra specie



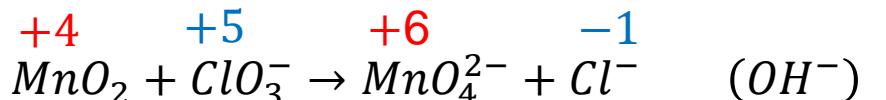
RIPASSO TEORICO

BILANCIAMENTO REDOX

Reazione da bilanciare:



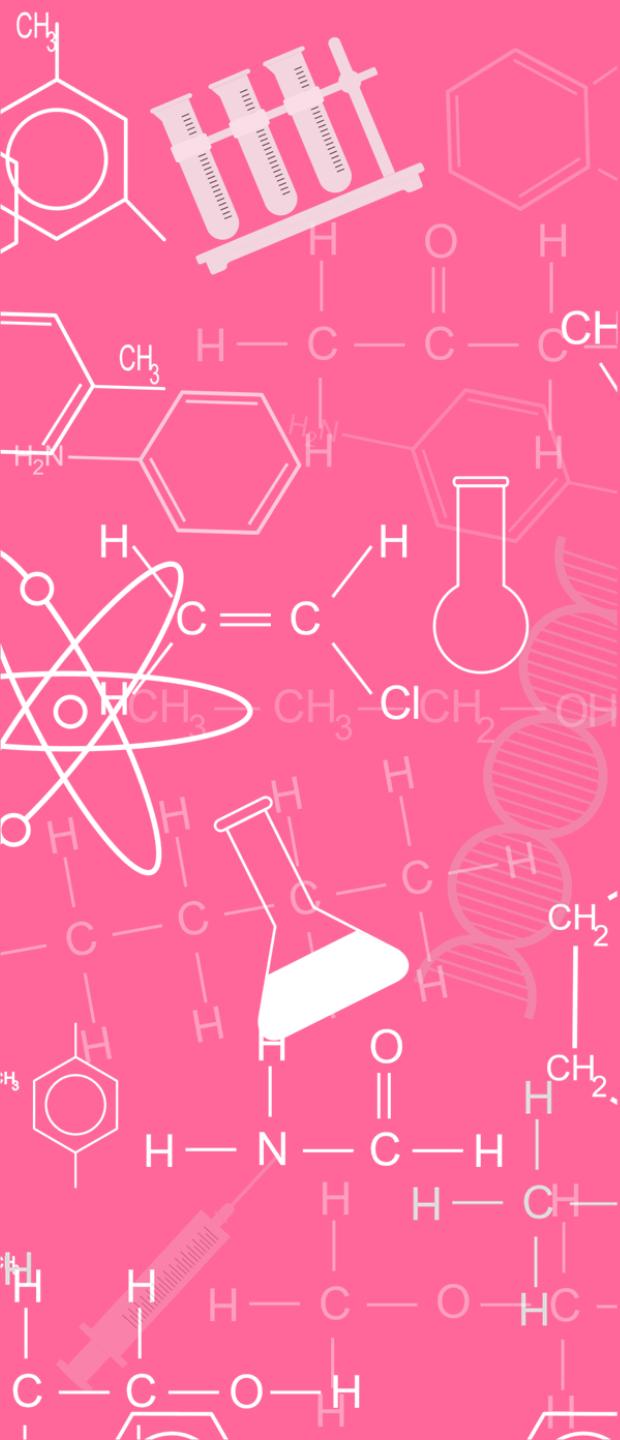
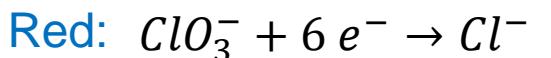
1) Identificare le specie che si ossidano (aumento NO) e le specie che si riducono (diminuzione NO)



Mn da +4 a +6: perde 2 e^- e si ossida

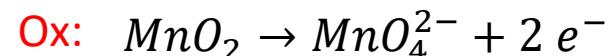
Cl da +5 a -1: acquista 6 e^- e si riduce

2) Scrivere le due semireazioni (non bilanciate) includendo solo le specie che partecipano alla reazione, elettroni inclusi

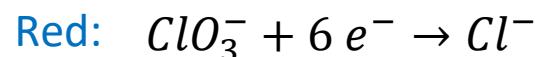


RIPASSO TEORICO

3) Bilanciare gli elementi principali e gli elettroni



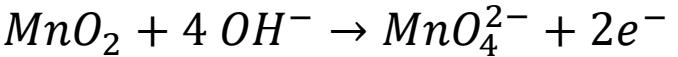
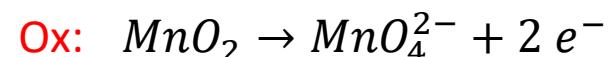
1 Mn a sinistra e 1 Mn a destra



1 Cl a sinistra e 1 Cl a destra



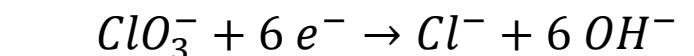
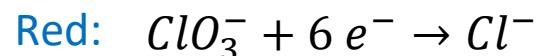
4) Bilanciare le cariche introducendo H^+ (H_3O^+) o OH^- a seconda del pH dell'ambiente di reazione



Carica totale a sinistra = 0

Aggiungere 4 cariche negative a sinistra come OH^- (ambiente di reazione basico)

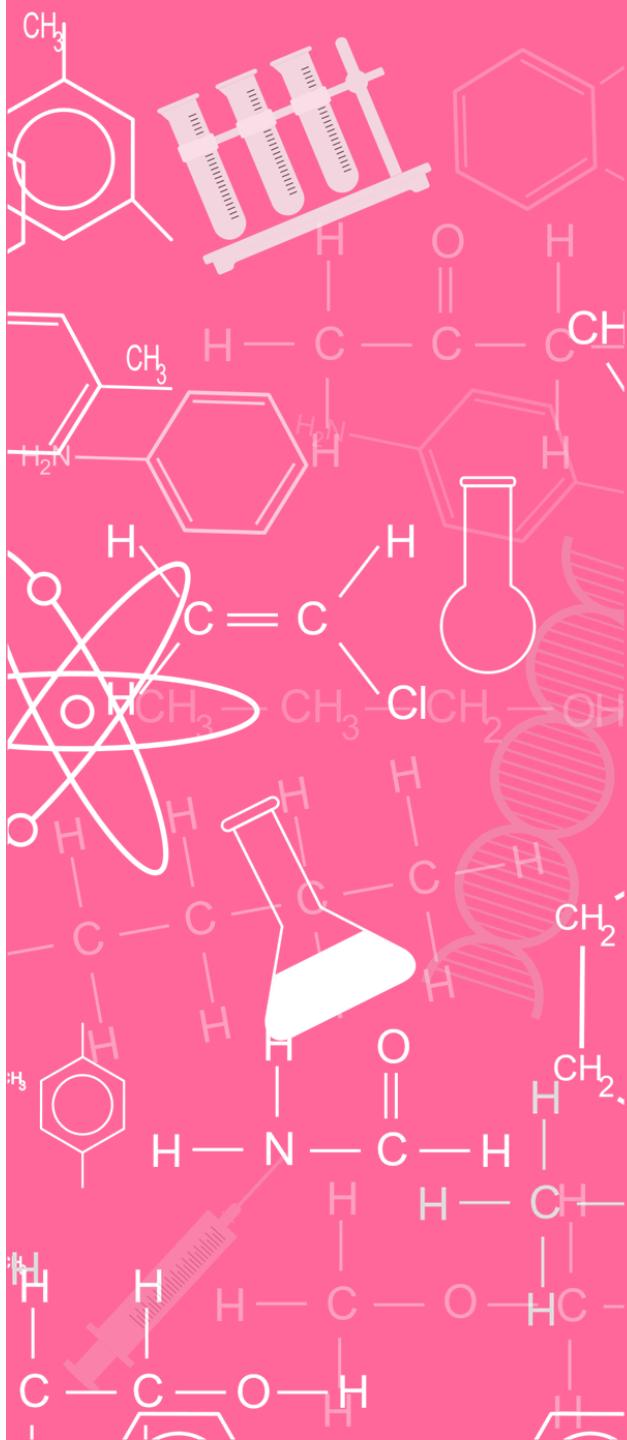
Carica totale a destra = -4



Carica totale a sinistra = -7

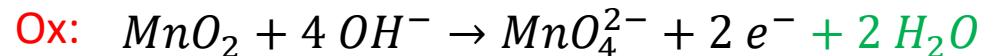
Aggiungere 6 cariche negative a destra sotto forma di OH^- (ambiente di reazione basico)

Carica totale a destra = -1

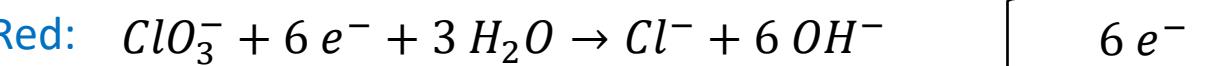
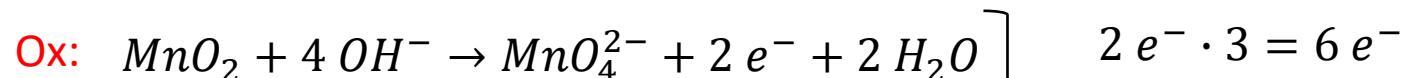


RIPASSO TEORICO

5) Bilanciare gli atomi di H e O introducendo H_2O

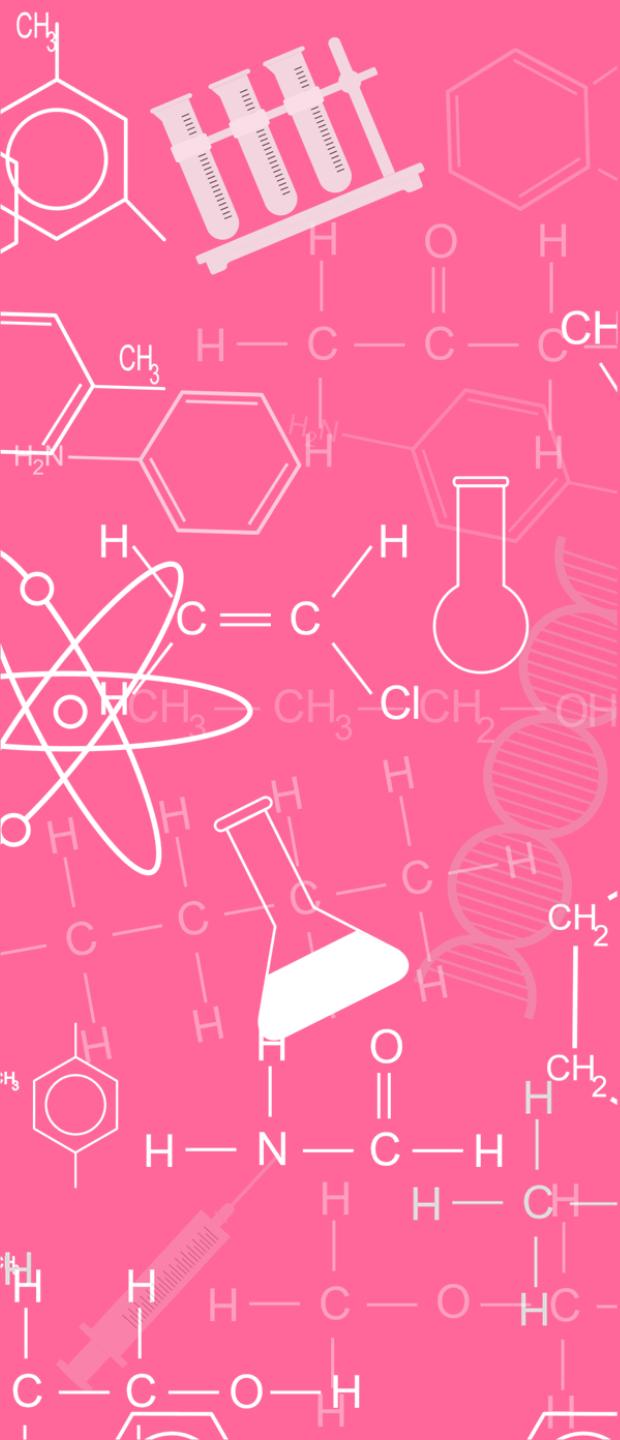
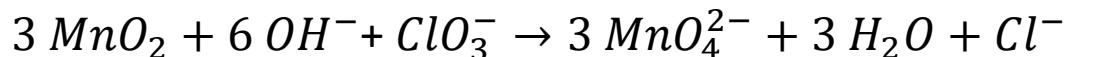
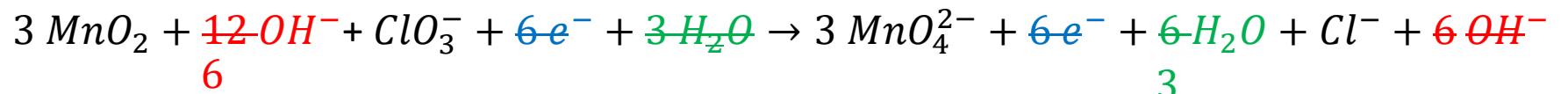


6) Moltiplicare le due equazioni per opportuni coefficienti, in modo che il numero di e^- prodotti sia uguale al numero di e^- consumati



$$\left. \begin{array}{l} 2 e^- \cdot 3 = 6 e^- \\ 6 e^- \end{array} \right\}$$

7) Sommare le due semireazioni e semplificare



RIPASSO TEORICO

**Potenziale
di riduzione
 E [V]**

Grandezza che misura la tendenza di una specie chimica ad essere ridotta, cioè ad acquisire e^- . Tanto più è positivo, quanto più la specie chimica tende facilmente a ridursi.

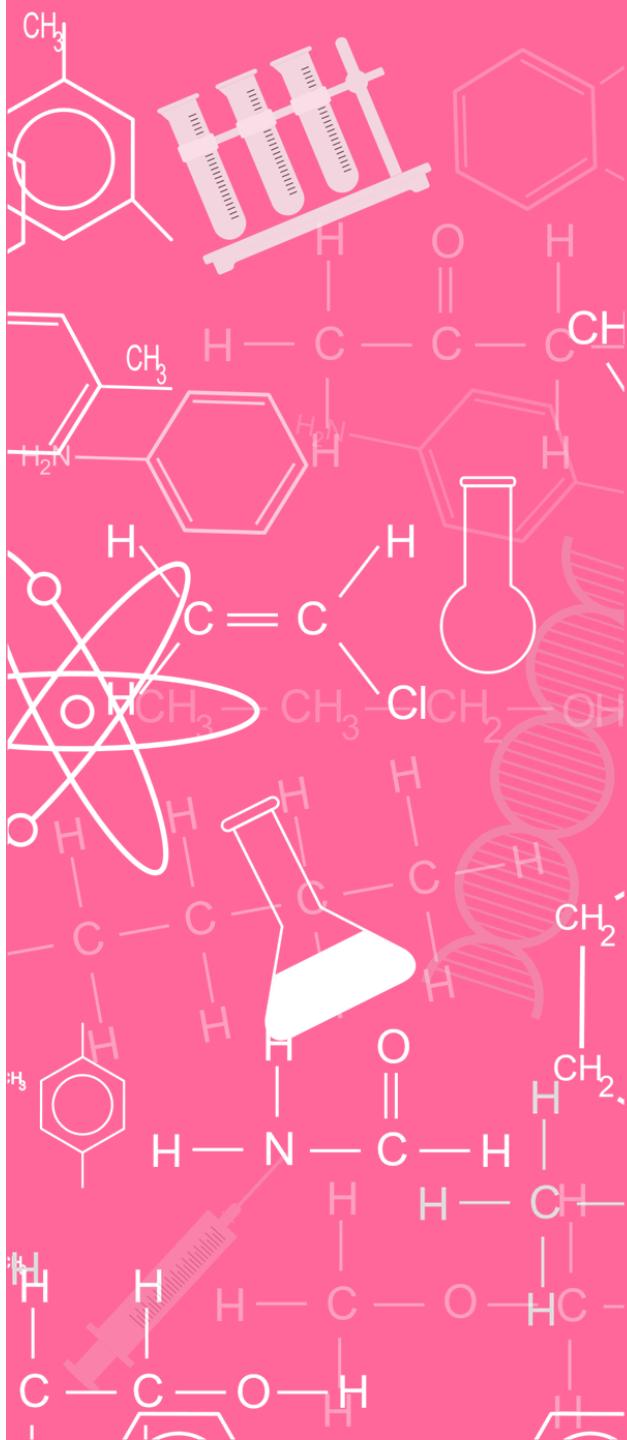
La serie eletrochimica dei potenziali standard di riduzione (25°C)

Semireazione	E° (V)	Semireazione	E° (V)
$F_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.87	$2H_{(aq)}^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0.00
$PbO_{2(s)} + SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_{4(s)} + H_2O$	+1.69	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0.14
$2HOCl_{(aq)} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Cl_{2(g)} + 2H_2O$	+1.63	$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0.25
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$	+1.51	$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Co_{(s)}$	-0.28
$PbO_{2(s)} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2H_2O$	+1.46	$PbSO_{4(s)} + 2e^- \rightleftharpoons Pb_{(s)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	-0.36
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons Br^- + 3H_2O$	+1.44	$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cd_{(s)}$	-0.40
$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Au_{(s)}$	+1.42	$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0.44
$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons Cl^-_{(aq)}$	+1.36	$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	-0.74
$O_2(g) + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.23	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0.83
$Br_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-_{(aq)}$	+1.07	$2H_2O_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$	-1.66
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO_{(g)} + 2H_2O$	+0.96	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	-2.37
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	+0.80	$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)}$	-2.71
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$	+0.77	$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	-2.76
$I_{2(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)}$	+0.54	$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)}$	-2.92
$NiO_{2(aq)} + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons Ni(OH)_{2(s)} + 2OH^-_{(aq)}$	+0.49	$Li^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Li_{(s)}$	-3.05
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	+0.34		
$SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2SO_3(aq) + H_2O$	+0.17		

Potenziale standard di riduzione E° [V]

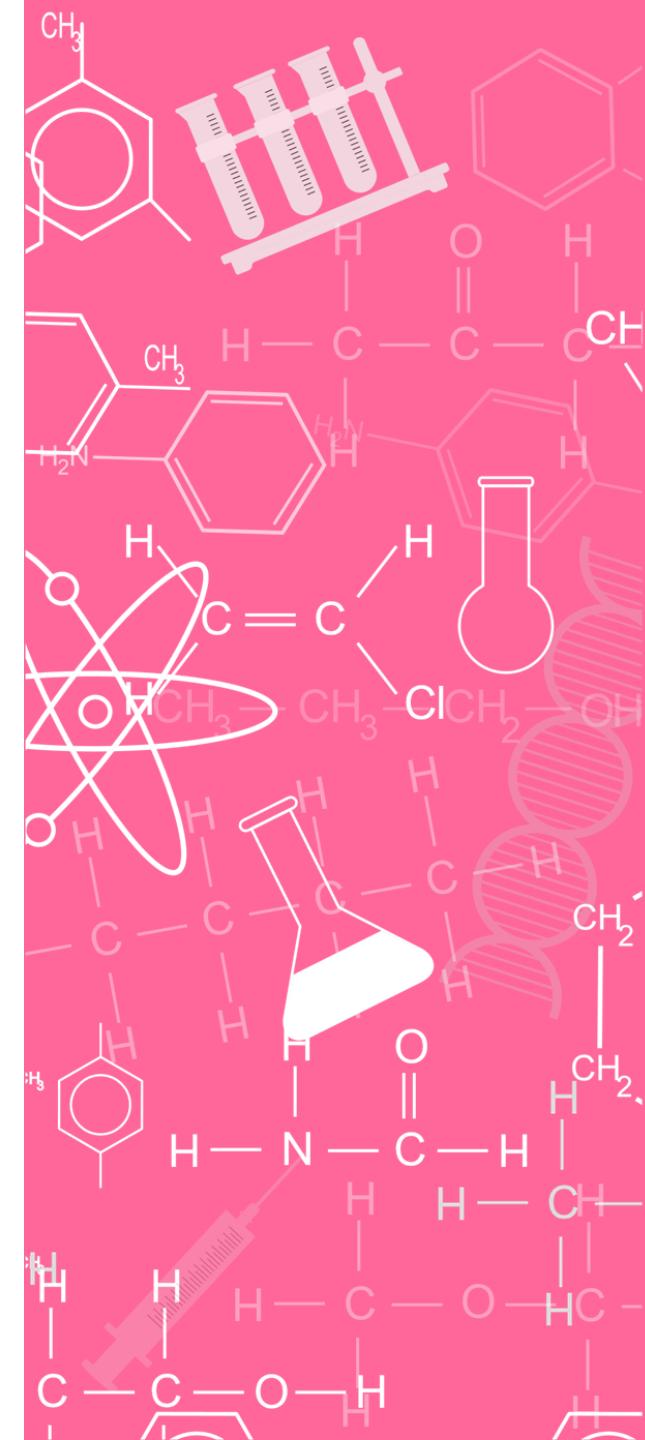
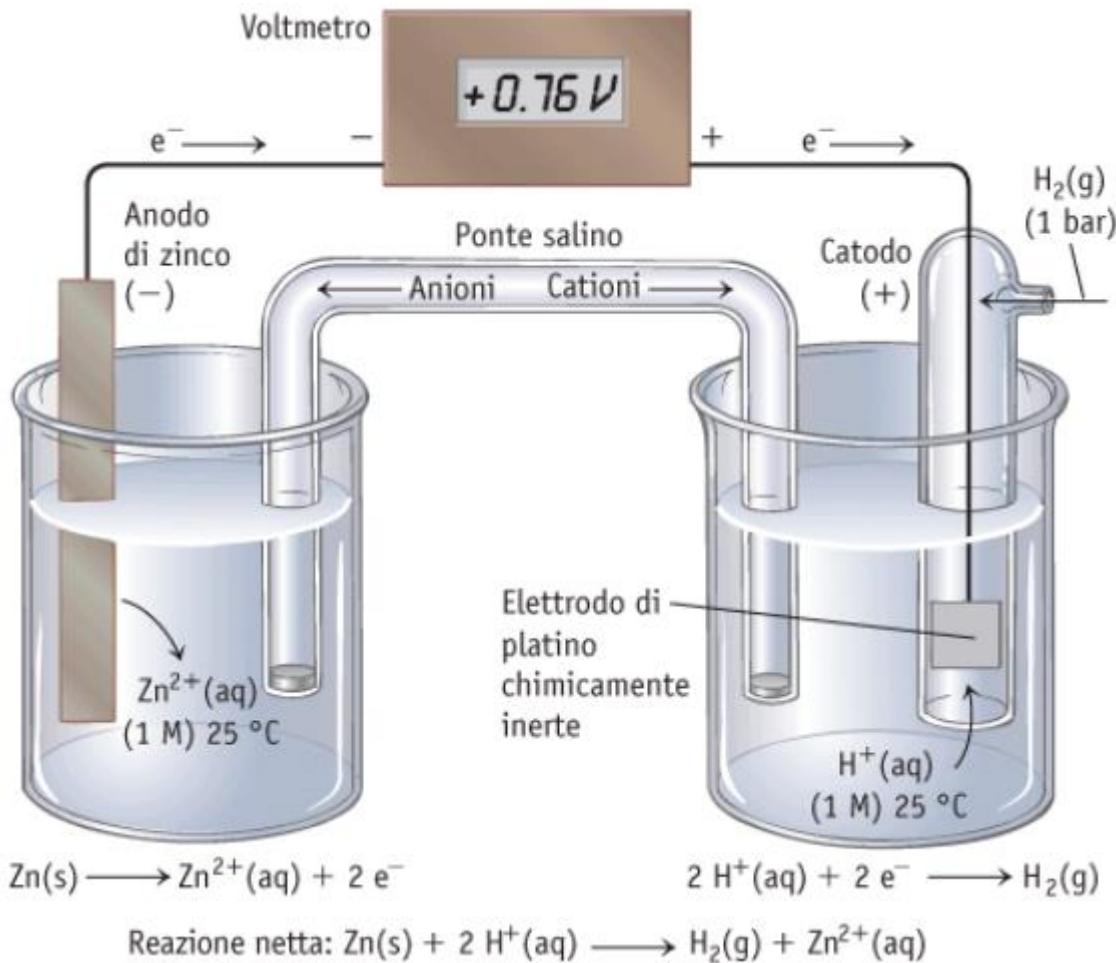
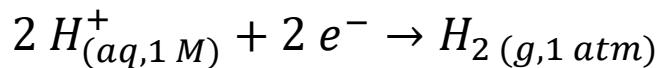
Potenziale di riduzione misurato in condizioni standard, ovvero a:

- $T = 25^\circ C$
- Pressione parziale dei gas $P_i = 1\ atm$
- Concentrazione degli ioni $[M^{x+}] = 1\ M$



RIPASSO TEORICO

Il potenziale standard di riduzione di una specie chimica è misurato rispetto ad un elettrodo standard ad idrogeno (SHE), al quale viene assegnato il valore di riferimento di 0 V



RIPASSO TEORICO

FORZA ELETTROMOTRICE

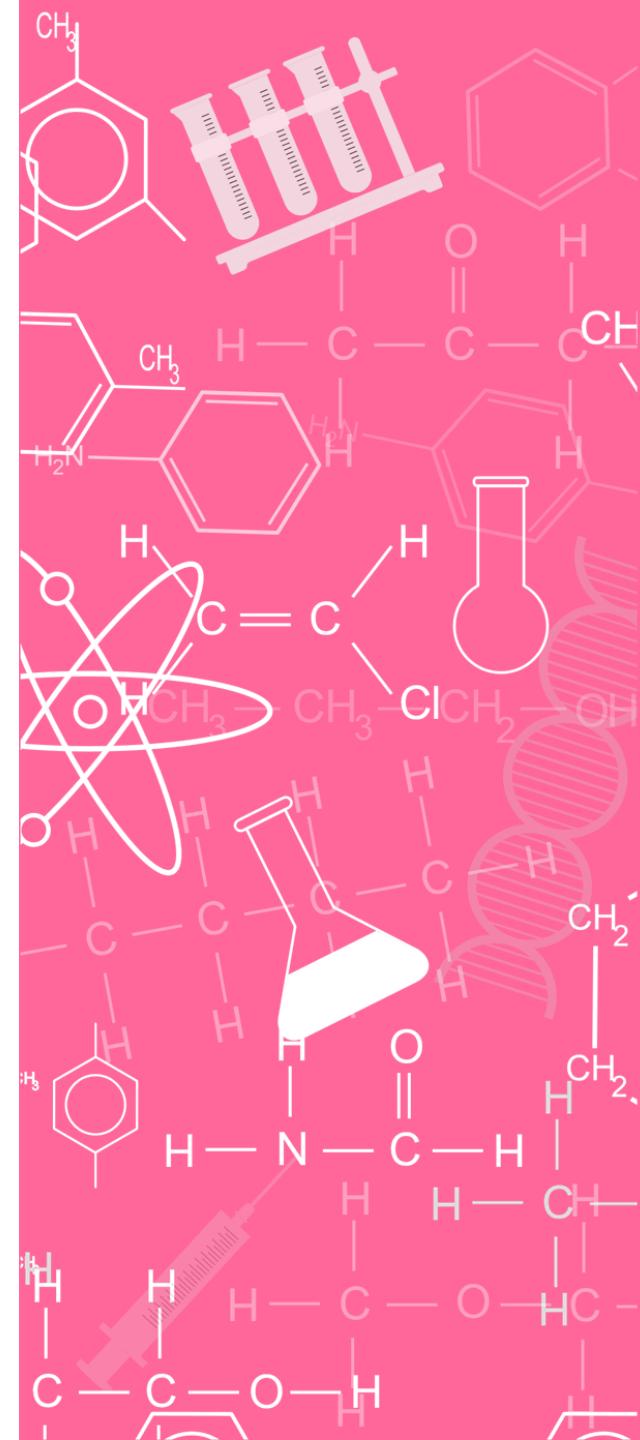
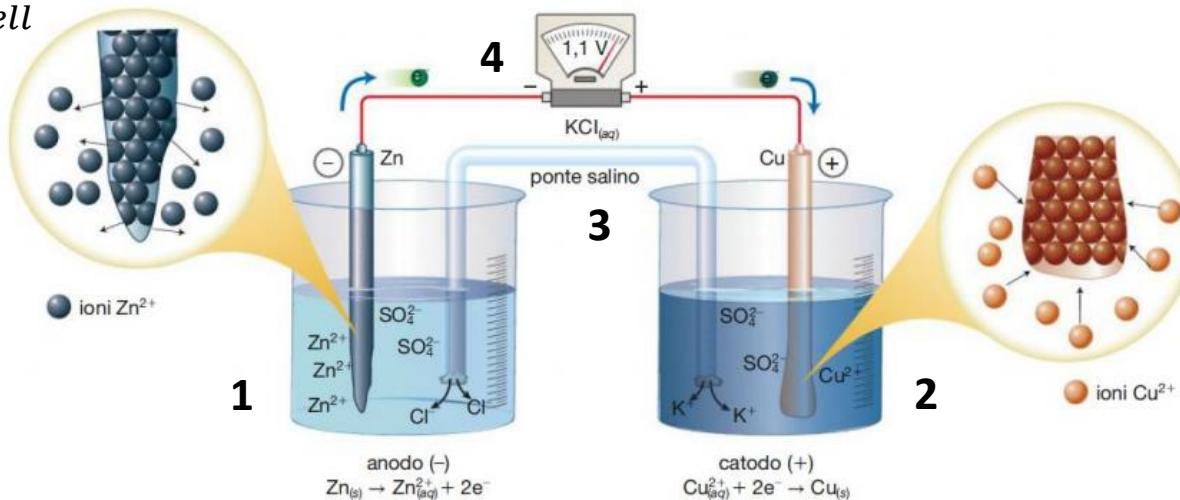
Il potenziale di cella, o **forza elettromotrice** (f.e.m.), è definito come la differenza di potenziale quando non passa corrente:

$$fem = E^\circ_{cat} - E^\circ_{anod} = E^\circ_{cell}$$

Schematizzazione cella:



Ossidazione Riduzione



RIPASSO TEORICO

FORMULE



Potenziale standard di cella

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cat} - E^\circ_{anod} = fem$$

Potenziale di cella

(Equazione di Nernst) $E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{[Red_1]^c [Ox_2]^d}{[Ox_1]^a [Red_2]^b} = E^\circ_{cell} - \frac{RT}{nF} \cdot \ln(Q)$

Q = Quoziente di reazione

R = Costante universale dei gas = 8.314 $\frac{J}{mol \cdot K}$

T = Temperatura assoluta [K]

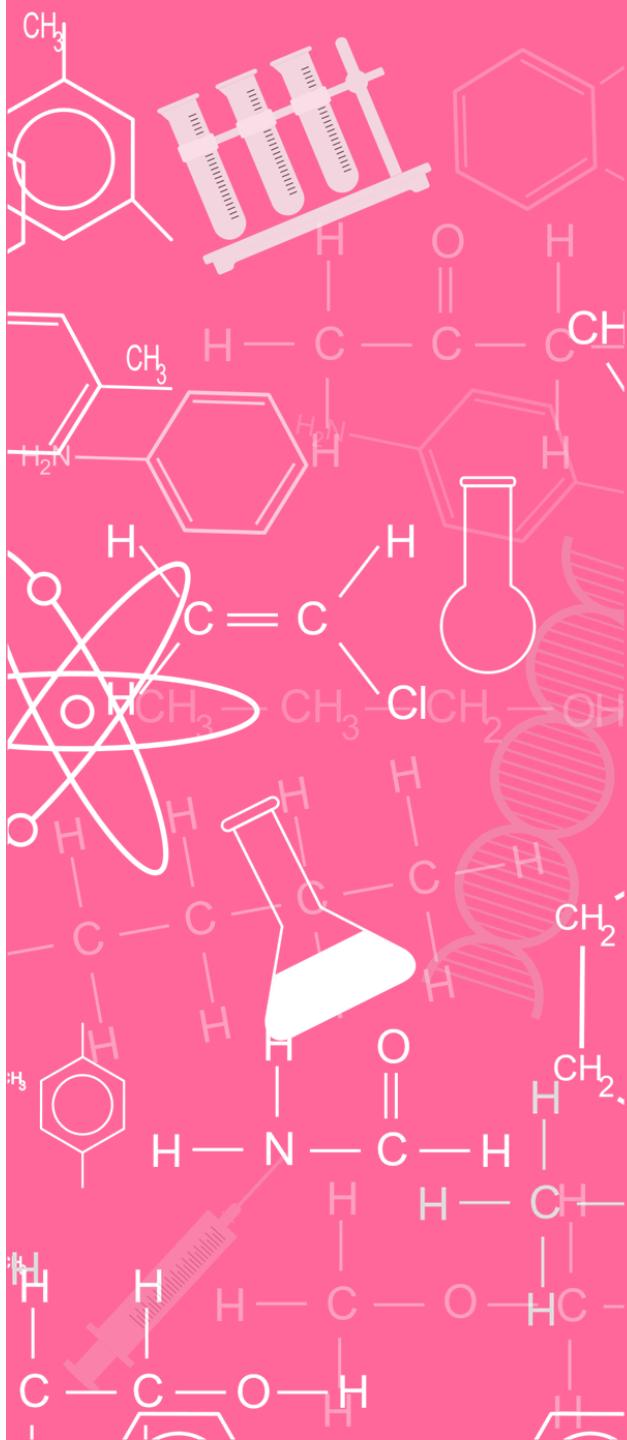
n = Numero di moli di e^- scambiate

F = Costante di Faraday = 96485 $\frac{C}{mol}$

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{RT}{nF} \cdot \ln(Q) = E^\circ_{cell} - \frac{0.059}{n} \cdot \log_{10}(Q)$$

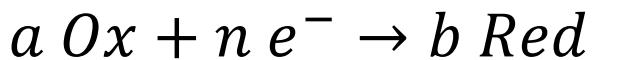


SOLO SE T = 25 °C



RIPASSO TEORICO

Potenziale di semicella



SOLO SE T = 25 °C

$$E_{cell} = E^{\circ}_{semi} - \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{[Red]^b}{[Ox]^a} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.059}{n} \cdot \log_{10} \frac{[Red]^b}{[Ox]^a}$$

Relazione tra ΔG e E_{cell}

$$\Delta G = -nF \cdot E_{cell}$$

$$\Delta G^{\circ} = -nF \cdot E^{\circ}_{cell}$$

$$\Delta G > 0 \rightarrow E_{cell} < 0$$

Reazione **NON** spontanea

$$\Delta G = 0 \rightarrow E_{cell} = 0$$

Reazione all'equilibrio

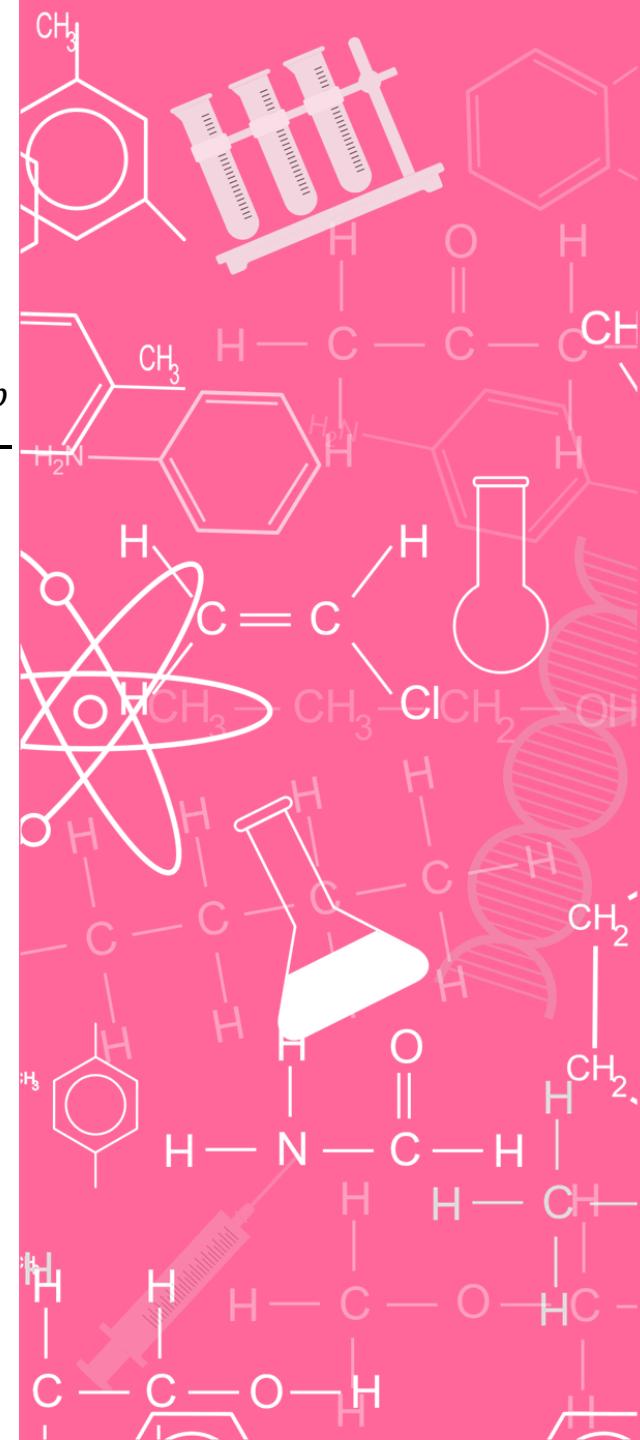
$$\Delta G < 0 \rightarrow E_{cell} > 0$$

Reazione spontanea

Relazione tra K_{eq} e E°_{cell}

$$\Delta G^{\circ} = -nF \cdot E^{\circ}_{cell} = -RT \cdot \ln(K_{eq})$$

$$\ln(K_{eq}) = \frac{nF}{RT} \cdot E^{\circ}_{cell} \quad E^{\circ}_{cell} = \frac{RT}{nF} \cdot \ln(K_{eq})$$

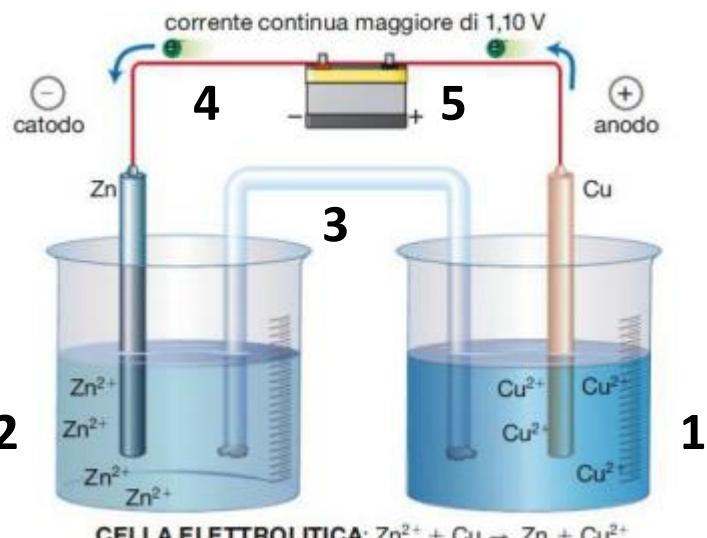
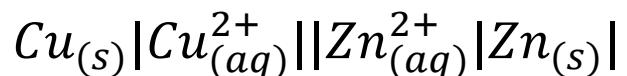


RIPASSO TEORICO

ELETTROLISI

Fornendo energia elettrica (e^-), è possibile invertire il funzionamento di una cella galvanica e **far avvenire reazioni redox normalmente non spontanee**

Schematizzazione cella:



Elementi di una cella elettrolitica:

1. Anodo (polo +), ossidazione
2. Catodo (polo -), riduzione
3. Ponte salino
4. Conduttore metallico
5. Generatore esterno

Due tipi di elettrodi:

- **Inerti**, costituiti di materiali che non vengono né ossidati, né ridotti (C_{grafite}, Pt, Hg, ecc...)
- **Attivi**, che partecipano al processo redox

$$E_{cell} < 0 \rightarrow \Delta G > 0$$



RIPASSO TEORICO

LEGGE DI FARADAY

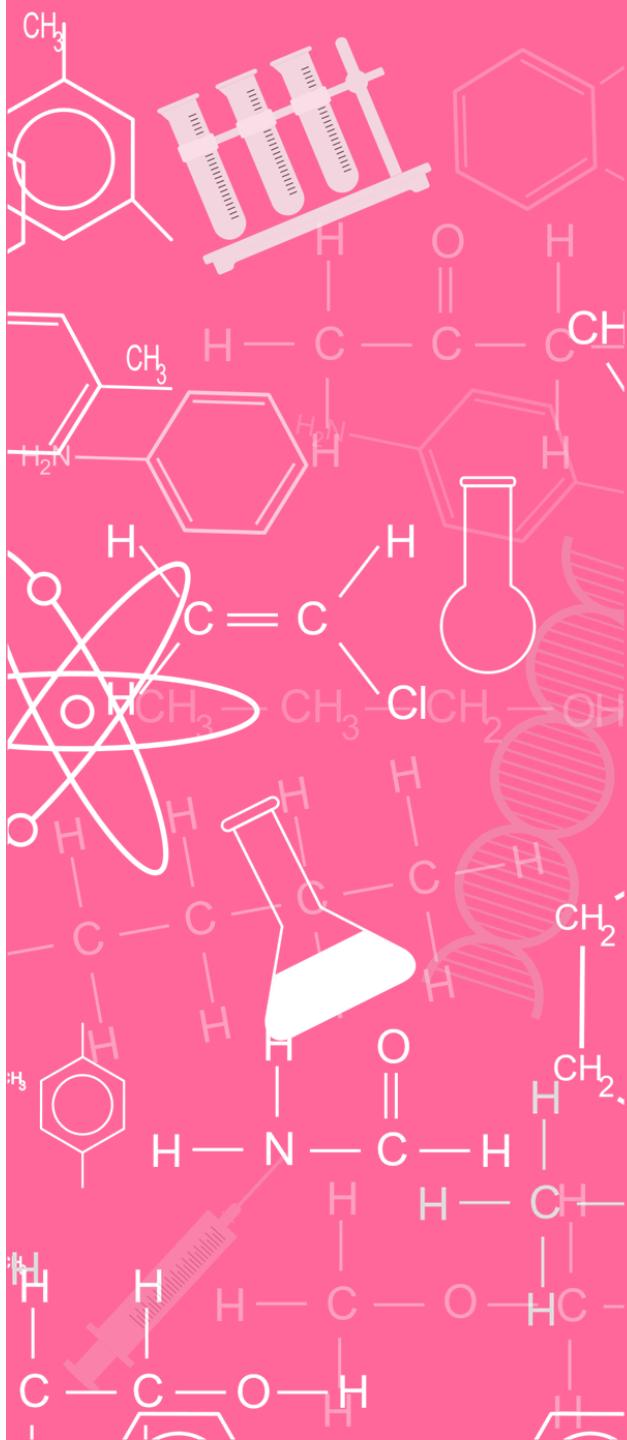
Le celle elettrolitiche sono spesso usate per le operazioni di placcatura: si dissolve un metallo e lo si fa depositare su un elettrodo di un altro metallo.

Prima legge di Faraday: La massa di sostanza che si libera vicino a un elettrodo è direttamente proporzionale alla carica che vi arriva

Seconda legge di Faraday: Le masse di sostanze depositate agli elettrodi contenenti soluzioni diverse e attraversate dalla stessa quantità di carica sono proporzionali ai rispettivi equivalenti elettrochimici

$$n \cdot F = Q = I \cdot t$$

$$[mol] \cdot \left[\frac{C}{mol} \right] = [C] = \left[\frac{C}{s} \right] \cdot [s]$$



RIPASSO TEORICO

LAVORO ELETTRICO

Il movimento di una carica Q all'interno di un campo elettrico è un processo che richiede lavoro. Tale lavoro è detto **lavoro elettrico**.

In una cella galvanica, il movimento di elettroni nel filo conduttore produce lavoro elettrico:

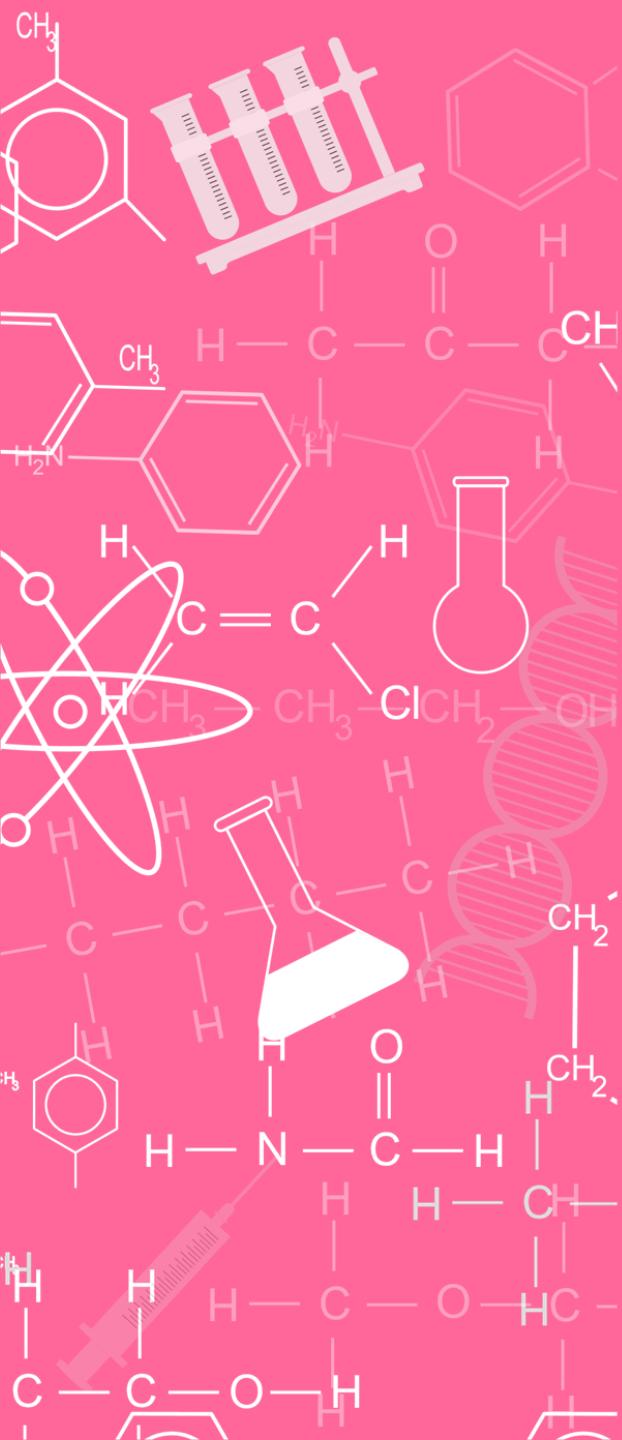
$$w_{elet} = -Q \cdot \Delta E$$

Applicando la legge di Faraday:

$$w_{elet} = -Q \cdot \Delta E = -(n \cdot F) \cdot \Delta E$$

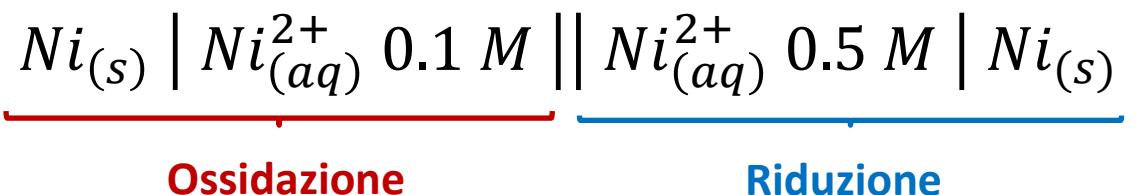
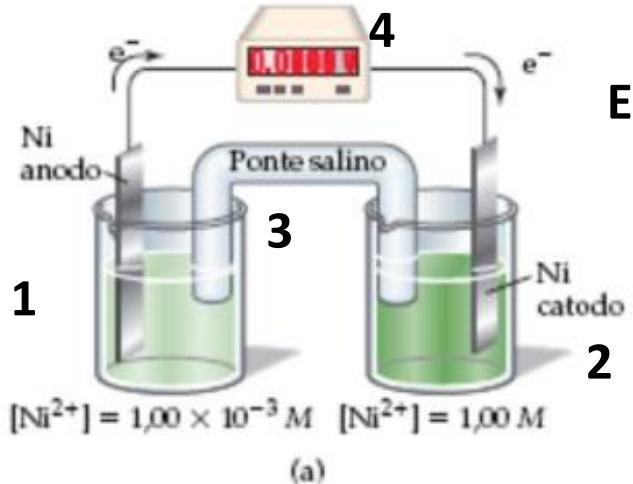
Sfruttando la relazione tra ΔG e il potenziale di cella, ΔE :

$$w_{elet} = -(n \cdot F) \cdot \Delta E = \Delta G$$



RIPASSO TEORICO

CELLE A CONCENTRAZIONE



Celle galvaniche avente le stesse specie al catodo e all'anodo. La f.e.m. è generata dalla **differente concentrazione nelle due semicelle**.

- Condizioni non standard
- f.e.m. calcolabile con equazione di Nernst



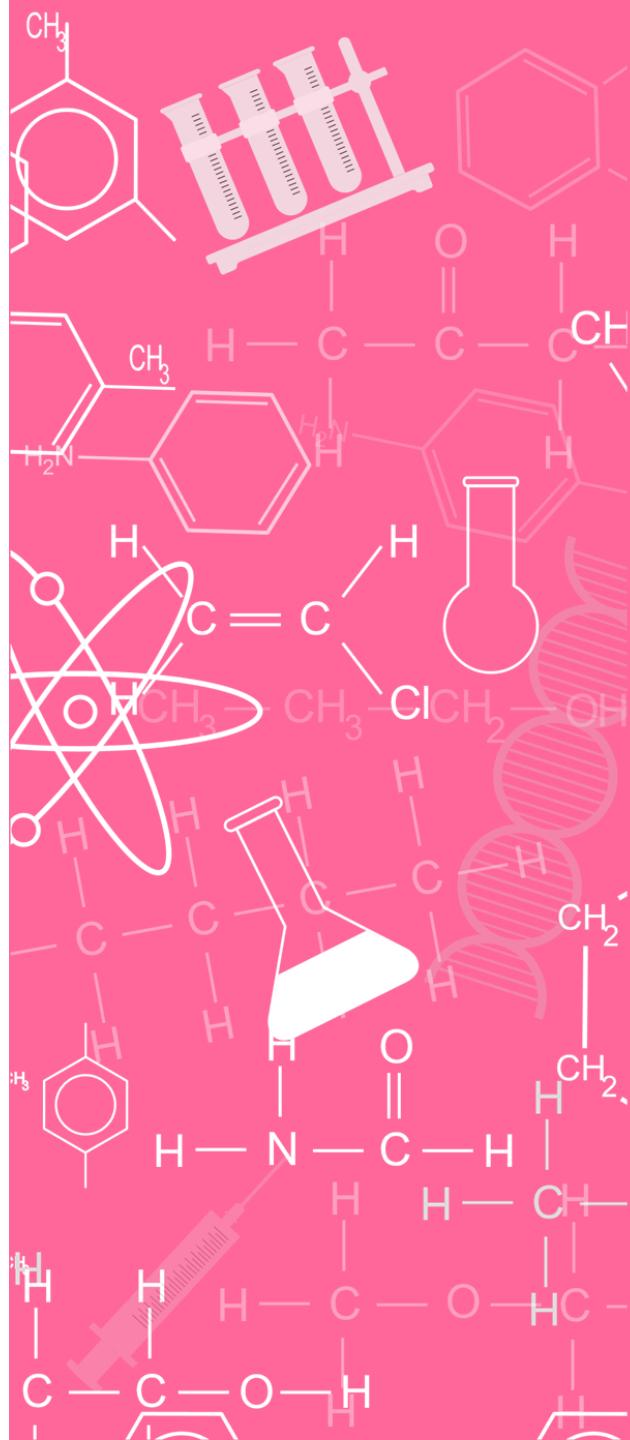
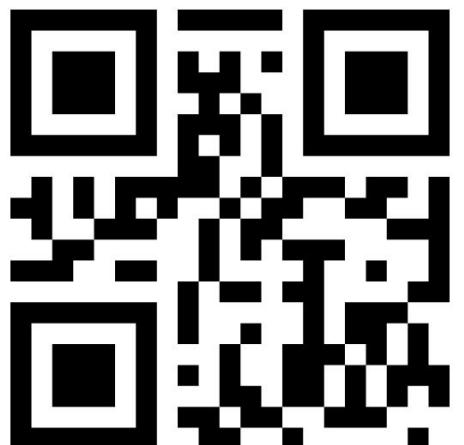
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

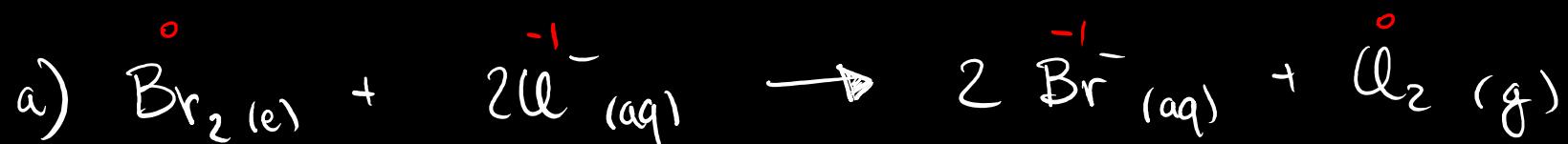
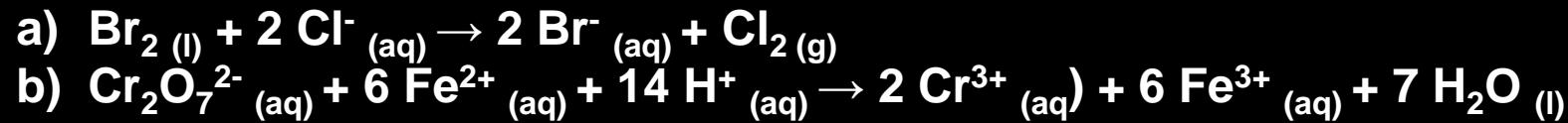
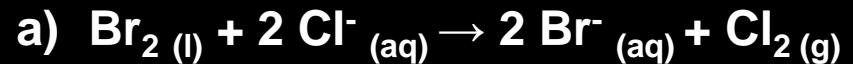
10488783

- Oppure scansiona il QR Code



ESERCIZI

1. Determinare se le seguenti reazioni redox sono a favore dei prodotti o dei reagenti:



$$\mathcal{E}^\circ (\text{Br}_2 / \text{Br}^-) = 1.08 \text{ V}$$

$$\mathcal{E}^\circ (\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1.36 \text{ V}$$

$$\mathcal{E}_{\text{reaz}} = \mathcal{E}_{\text{red}} - \mathcal{E}_{\text{ox}} = \mathcal{E}^\circ (\text{Br}_2 / \text{Br}^-) - \mathcal{E}^\circ (\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1.08 - 1.36 = -0.28 \text{ V}$$

\Rightarrow A favore dei reagenti



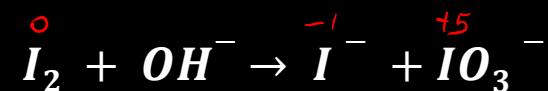
$$\mathcal{E}^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = 1.33 \text{ V} \quad \mathcal{E}^\circ (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0.771 \text{ V}$$

$$\mathcal{E}_{\text{reaz}} = \mathcal{E}^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) - \mathcal{E}^\circ (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 1.33 - 0.771 = 0.559 \text{ V}$$

\Rightarrow Favoreisce i prodotti

ESERCIZI

2. Bilanciare la reazione:



Se 10 g di iodio vengono fatti reagire con un eccesso di soluzione acquosa di NaOH, quanti grammi di NaI e NaIO₃ si ottengono?

$$m_{I_2} = 10 \text{ g} \quad m_{NaOH} = \text{ECESSO}$$

$$\bullet \quad m_{NaI}, \quad m_{NaIO_3} = ?$$

I da 0 a -1 : si riduce ($2e^-$)

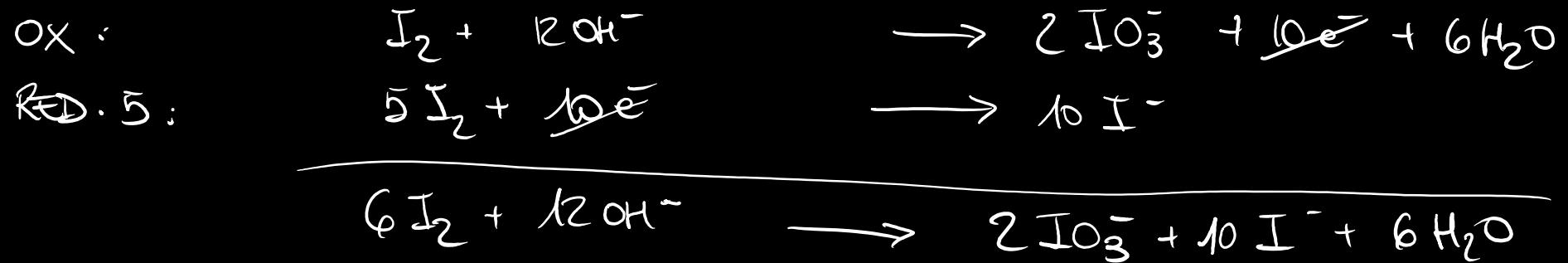
I da 0 a +5 : si ossida ($+5e^-$)

DISPROPORTIONAMENTO



$$\begin{array}{l} OX: 10e^- \\ RED: 2e^- \end{array} \Rightarrow \begin{array}{l} OX \cdot 1 = 10e^- \\ RED \cdot 5 = 10e^- \end{array}$$

ESERCIZI



$$MM_{I_2} = 126.9 \cdot 2 = 253.8 \text{ g/mol}$$

$$n_{I_2} = \frac{m_{I_2}}{MM_{I_2}} = 0.0394 \text{ mol}$$

$$n_{IO_3^-} = n_{I_2} \cdot \frac{2}{6} = 0.0394 \cdot \frac{1}{3} = 0.0131 \text{ mol}$$

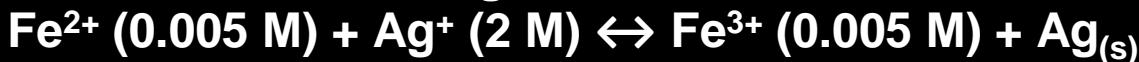
$$n_{I^-} = n_{I_2} \cdot \frac{10}{6} = 0.0394 \cdot \frac{5}{3} = 0.0657 \text{ mol}$$

$$MM_{NaIO_3} = 23 + 126.9 + 16 \cdot 3 = 197.9 \text{ g/mol} \Rightarrow m_{NaIO_3} = 0.0131 \cdot 197.9 \\ = 2.59 \text{ g}$$

$$MM_{NaI} = 23 + 126.9 = 149.9 \text{ g/mol} \Rightarrow m_{NaI} = 9.85 \text{ g}$$

ESERCIZI

3. Una pila viene costruita basandosi sulla seguente reazione:



Calcolare la $[\text{Fe}^{2+}]$ quando la reazione della pila raggiunge l'equilibrio.

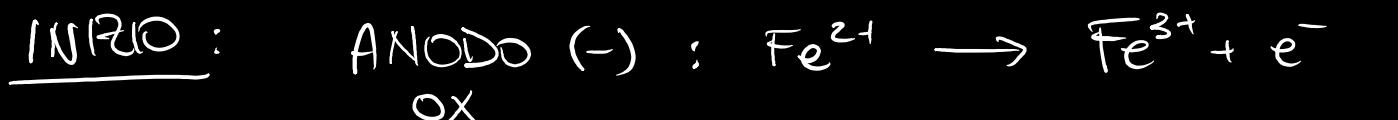
$$E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.771 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.8 \text{ V}$$

INIZIO: NON EQUILIBRIO

CELLA
FUNZIONA

FINE: EQUILIBRIO



GLORIA:



$$E^\circ_{\text{cella}} = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{anod}} = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.8 - 0.771 \text{ V} = 0.029 \text{ V}$$

$$E_{\text{cella}} = E^\circ_{\text{cella}} - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln(Q) = 0.029 - \frac{0.059}{1} \cdot \log_{10} \left(\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{Ag}^+]} \right) =$$
$$= 0.029 - 0.059 \cdot \log_{10} \left(\frac{0.005}{0.005 \cdot 2} \right) = 0.047 \text{ V}$$

ESERCIZI

EQUILIBRIO : $\Delta G = 0$
 $\Delta G = -nF \cdot E_{cell} \Rightarrow E_{cell} = 0$ EQUILIBRIO

	Fe^{2+}	Ag^+	\leftrightarrow	Fe^{3+}	$\text{Ag}_{(s)}$
INIZIO	0.005	2		0.005	/
EQ.	$0.005-x$	$2-x$		$0.005+x$	x

$$E_{cell} = 0 = E_{cell}^\circ - 0.059 \cdot \log_{10} \left(\frac{[\text{Fe}^{3+}]_{eq}}{[\text{Fe}^{2+}]_{eq} \cdot [\text{Ag}^+]_{eq}} \right) = 0.029 - 0.059 \cdot \log_{10} \left(\frac{0.005+x}{(0.005-x)(2-x)} \right)$$

$$\Rightarrow \frac{0.029}{0.059} = \log_{10} \left(\frac{0.005+x}{(0.005-x)(2-x)} \right) = 0.49$$

$$\Rightarrow 10^{0.49} = 3.09 = \frac{0.005+x}{(0.005-x)(2-x)} = \frac{0.005+x}{0.01 - 0.005x - 2x + x^2}$$

ESERCIZI

$$0.0309 - 6.19x + 3.09x^2 = 0.005 + x$$

$$3.09x^2 - 7.19x + 0.026 = 0$$

$$x_{1,2} = \frac{7.19 \pm \sqrt{(7.19)^2 - 4 \cdot 3.09 \cdot 0.026}}{2 \cdot 3.09} = \begin{cases} x_1 = 2.38 \\ x_2 = 0.0036 \end{cases} \quad \checkmark$$

$$[\text{Fe}^{2+}]_{\text{eq}} = 0.005 - x = 0.005 - 0.0036 = 0.0014 \text{ M}$$

ESERCIZI

4. Data una pila così costituita:

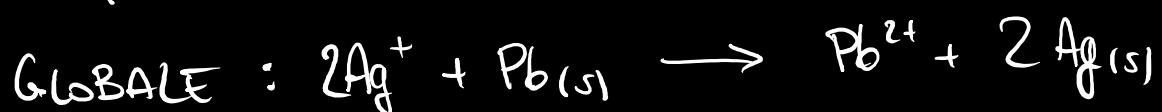
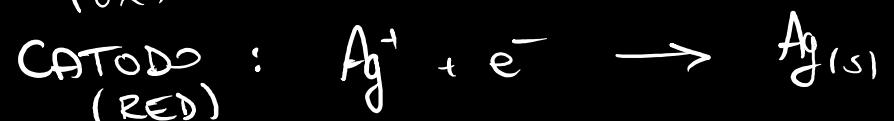
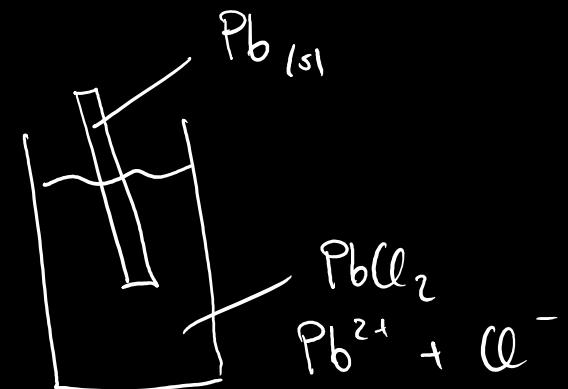


Calcolare la f.e.m. sapendo che $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0.13 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.8 \text{ V}$ e $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 2.4 \cdot 10^{-4}$

• $\text{fem} = ?$



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{O}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$
$$\Rightarrow S = [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2.4 \cdot 10^{-4}}{4}} = 0.039 \text{ M}$$



ESERCIZI

$$\begin{aligned} E_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.059}{2} \cdot \log_{10} \left(\frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} \right) \\ &= E^{\circ}(\text{Ag}^+|\text{Ag}) - E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) - \frac{0.059}{2} \cdot \log_{10} \left(\frac{0.039}{(0.5)^2} \right) \\ &= 0.8 - (-0.13) - \frac{0.059}{2} \cdot \log_{10} \left(\frac{0.039}{0.025} \right) \\ &= 0.953 \text{ V} \end{aligned}$$

ESERCIZI

5. Costruire una pila usando le seguenti semicelle: Fe | Fe²⁺ (0.1 M) e Fe³⁺ (0.001 M), Fe²⁺ (1 M) | Pt.
Determinare la f.e.m a 25 °C, disegnare la pila e scrivere la reazione di ossidoriduzione che avviene nella pila.

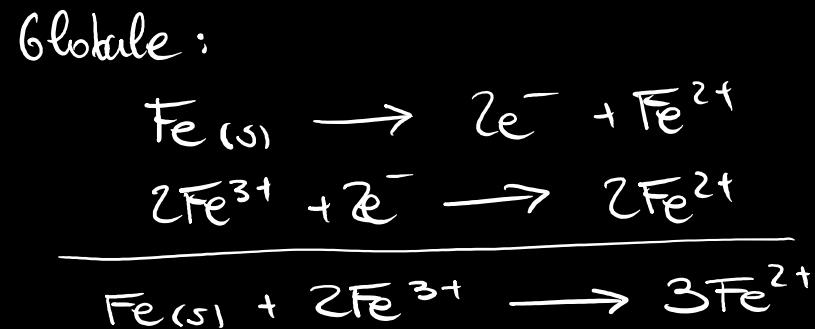
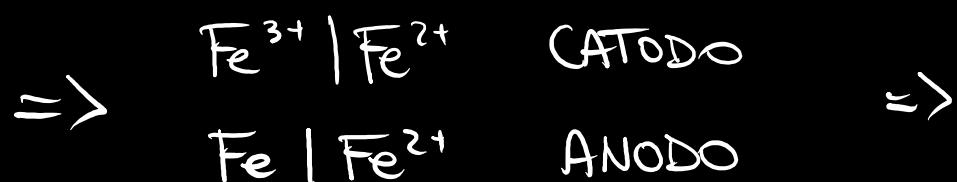
$$E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.77 \text{ V}, E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$$



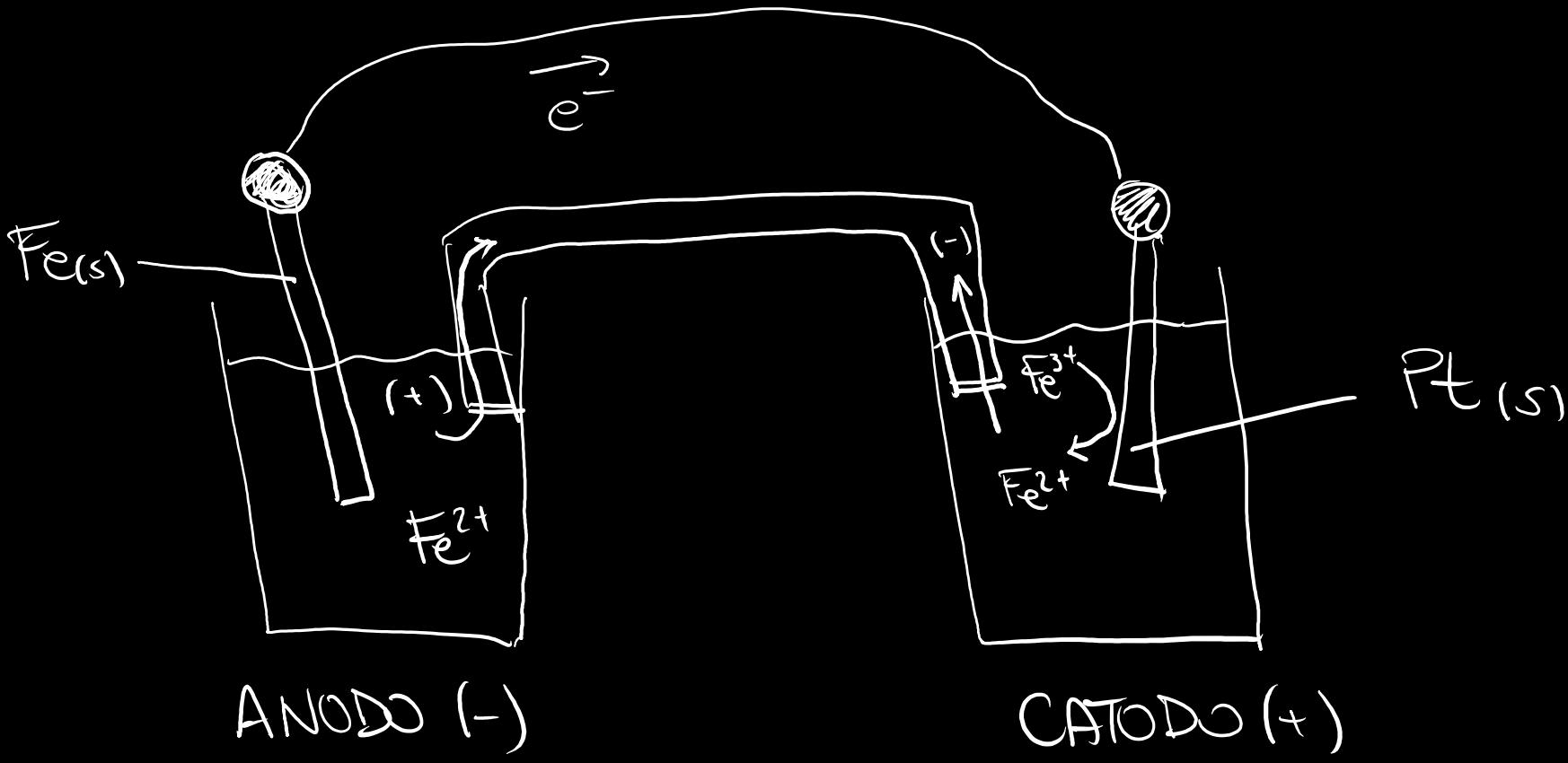
$$E_{\text{semi}} = E^\circ_{\text{semi}} - \frac{0.059}{n} \cdot \log_{10} \left(\frac{1}{[\text{Fe}^{2+}]} \right) = -0.44 - \frac{0.059}{2} \cdot \log_{10} \frac{1}{0.1} = -0.47 \text{ V}$$



$$E_{\text{semi}} = E^\circ_{\text{semi}} - \frac{0.059}{n} \cdot \log_{10} \left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} \right) = 0.77 - \frac{0.059}{1} \cdot \log_{10} \left(\frac{1}{0.001} \right) = 0.59 \text{ V}$$



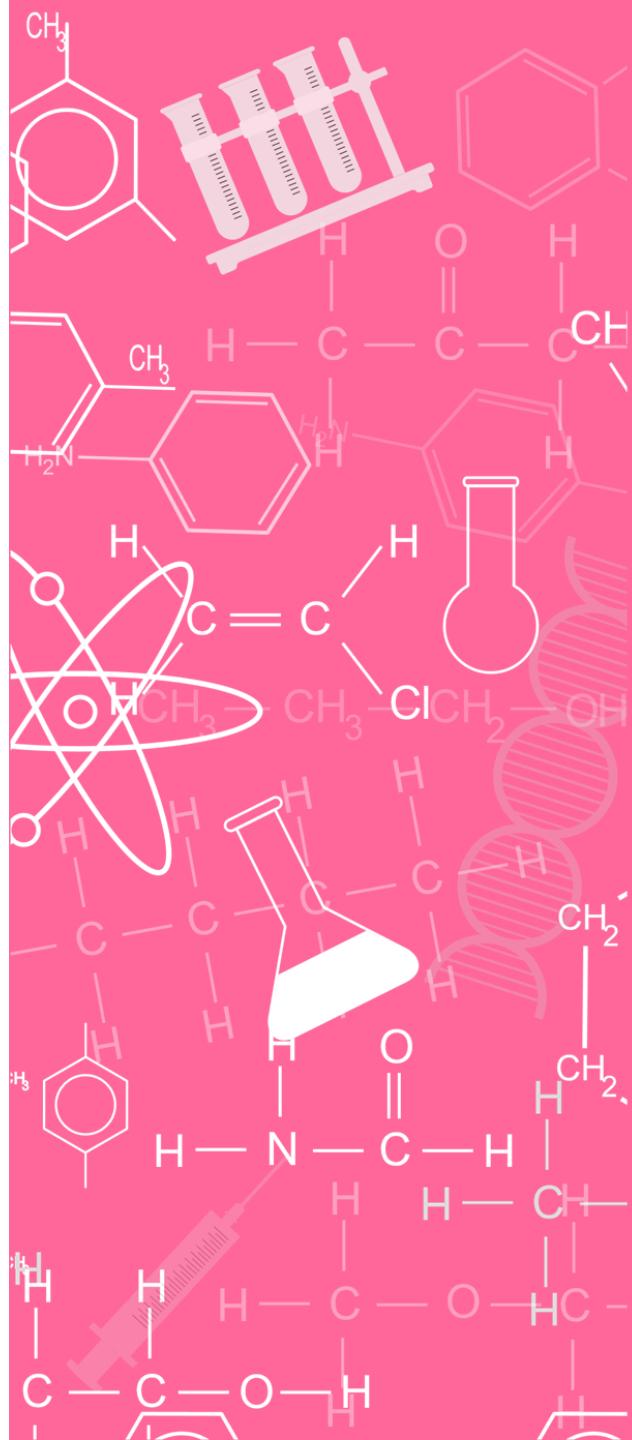
ESERCIZI



SONDAGGIO

Lascia un feedback (anonimo) sul tutorato:

Link al sondaggio



CONTATTI

Per dubbi, domande, chiarimenti e proposte di esercizi da risolvere nelle lezioni successive:



alessandro.marchetti@polimi.it



Alessandro Marchetti
(10488783)

