

REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE

Le **REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE** sono reazioni chimiche nelle quali si verifica un **TRASFERIMENTO DI ELETTRONI (e⁻)** da una specie chimica ad un'altra

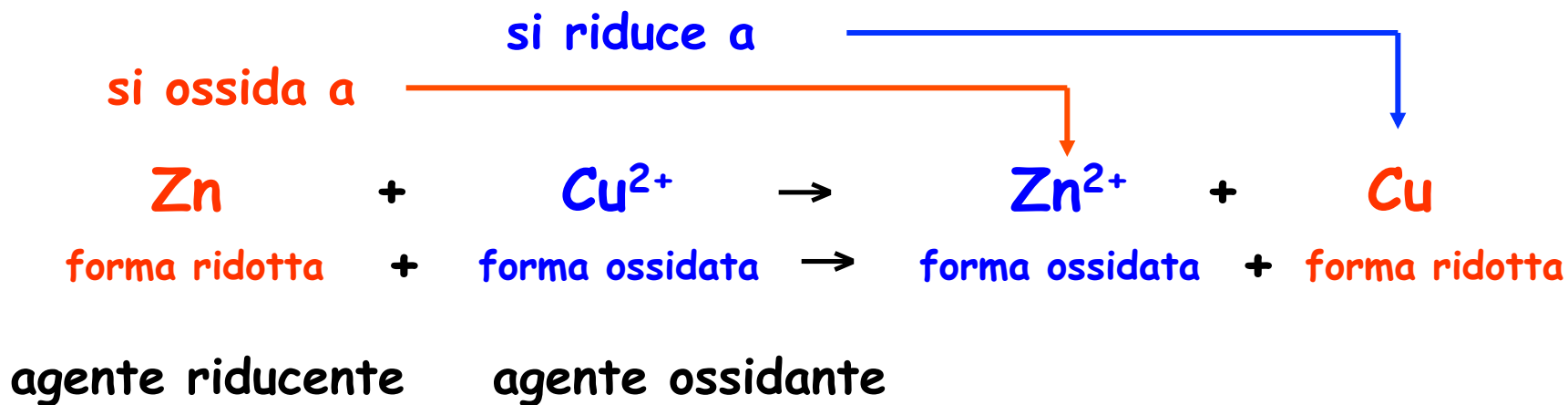
Una **OSSIDAZIONE** è una **perdita** di elettroni



Una **RIDUZIONE** è un **acquisto** di elettroni



Perché una specie chimica possa ossidarsi è necessario che contemporaneamente ci sia una specie chimica che possa ridursi (e viceversa) = **OSSIDORIDUZIONI**



Zn {
perde elettroni
si ossida
è l'agente riducente

Cu²⁺ {
acquista elettroni
si riduce
è l'agente ossidante



Ogni reazione redox può essere scomposta in due semireazioni:



Ogni specie chimica che partecipa ad una reazione redox può esistere in un forma ossidata e in una forma ridotta e l'insieme delle due forme costituisce una **COPPIA REDOX**



Zn^{2+} è la forma ossidata

Zn è la forma ridotta

Nelle **REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE** si ha una variazione del numero di ossidazione (n.o.) degli atomi che partecipano alla reazione

se un elemento **SI OSSIDA** subisce un **AUMENTO** del n.o.



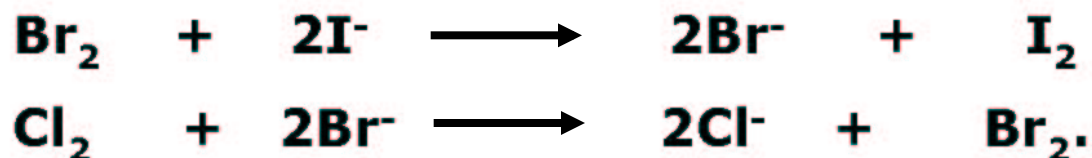
se un elemento **SI RIDUCE** subisce una **DIMINUIZIONE** del n.o.



Una semireazione può avvenire sia in un senso che nel senso opposto



Un reagente ossiderà tutte le specie chimiche meno ossidanti e ridurrà tutte le sostanze più ossidanti



Per sapere chi dei due partner della reazione funziona da ossidante e chi da riducente, si utilizzano scale dei POTENZIALI REDOX

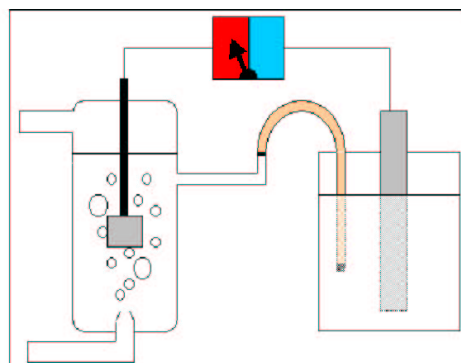
POTENZIALE DI RIDUZIONE STANDARD E° esprime la tendenza di un sistema a ridursi cioè a funzionare da ossidante

Le sostanze possono essere ordinate secondo il **potenziale di riduzione (E°)** in un elenco detto **serie elettrochimica**

Una specie chimica con E° maggiore ossiderà un'altra specie chimica con un E° minore

Sistema	E° [V]
Li^+ / Li	- 3,05
K^+ / K	- 2,92
Na^+ / Na	- 2,71
$\text{Mg}^{++} / \text{Mg}$	- 2,37
$\text{Al}^{+++} / \text{Al}$	- 1,66
$\text{Cr}^{++} / \text{Cr}$	- 0,91
$\text{Zn}^{++} / \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Fe}^{++} / \text{Fe}$	- 0,44
$\text{H}_2 / 2\text{H}^+$	0,000
$\text{Cu}^{++} / \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{I}_2 / 2\text{I}^-$	+ 0,53
Ag^+ / Ag	+ 0,80
$\text{Pd}^{++} / \text{Pd}$	+ 0,99
$\text{Pt}^{++} / \text{Pt}$	+ 1,19
$\text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-$	+ 1,36
$\text{Au}^{+++} / \text{Au}$	+ 1,50
$\text{F}_2 / 2\text{F}^-$	+ 2,87

Per assegnare il potenziale ad una certa semicella si costruisce una cella elettrochimica formata da un elettrodo standard a idrogeno e dalla semicella in esame, e **SE NE MISURA LA DIFFERENZA DI POTENZIALE**



Elettrodo normale
a idrogeno (SHE)

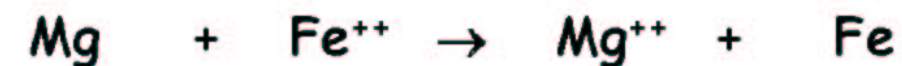
E° { ha segno **NEGATIVO** se la coppia redox **RIDUCE** $2H^+$ a H_2
ha segno **POSITIVO** se la coppia redox **OSSIDA** H_2 a $2H^+$

Maggiore è l' E° di una coppia redox maggiore è la sua tendenza a ossidare

Maggiore è l' E° di una coppia redox minore è la sua tendenza a ridurre

Dal confronto dei potenziali standard di riduzione delle specie chimiche coinvolte in una reazione redox si può stabilire la spontaneità della reazione

	E° [V]
Mg^{++} / Mg	- 2,37
Fe^{++} / Fe	- 0,44



e non



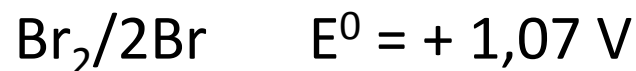
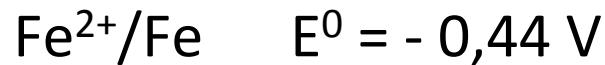
1) In base al valore di E^0 , stabilire quali fra le seguenti reazioni possono avvenire:



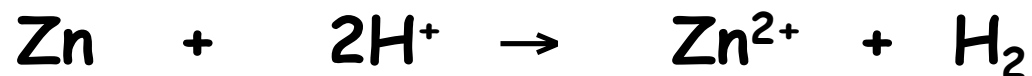
La prima reazione può avvenire poiché Ag^+ può essere ridotto da Zn che ha un E^0 più basso

La seconda reazione non può avvenire poiché Ag non può essere ossidato da H^+ che ha un E^0 minore

2) In base al valore di E^0 scrivere le reazioni di ossidoriduzione che avvengono fra le seguenti coppie redox:



3) Individuare quale è l'elemento che si ossida e quello che si riduce nelle seguenti reazioni:



Nella prima reazione il Cu si riduce, l' H_2 si ossida

Nella seconda reazione lo Zn si ossida, l' H^+ si riduce