

ESERCIZI



CONOSCENZE

OSSIDAZIONE E RIDUZIONE

- 1 I numeri di ossidazione dell'azoto sono -3, 3 e 5. Indica il n.o. dell'azoto quando si comporta da:
- a. ossidante; 5
 b. riducente; -3
 c. sia da ossidante sia da riducente. 3
- 2 Il cloro nei suoi composti può avere n.o. -1, 1, 3, 5, 7. Indica lo ione in cui il cloro si comporta da ossidante (O) e quello in cui si comporta da riducente (R) oppure sia da ossidante sia da riducente.
- a. Cl^- R b. ClO_4^- O c. ClO_3^- OR
- 3 Indica tra le seguenti semireazioni quelle di riduzione (red) e quelle di ossidazione (ox):
- a. $\text{Ca}_{(s)} \longrightarrow \text{Ca}_{(aq)}^{2+}$ ox
 b. $\text{Fe}_{(aq)}^{3+} \longrightarrow \text{Fe}_{(aq)}^{2+}$ red
 c. $\text{NO}_{3(aq)}^- \longrightarrow \text{NO}_{(g)}$ red
 d. $\text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow \text{ClO}_{3(aq)}^-$ ox
- 4 Per ciascuna delle seguenti equazioni redox indica l'agente ossidante (O) e l'agente riducente (R):
- a. $\text{Cr}_2\text{O}_{3(s)} + \text{Al}_{(s)} \longrightarrow \text{Cr}_{(s)} + \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$
O: $\text{Cr}_2\text{O}_{3(s)}$; R: $\text{Al}_{(s)}$
- b. $\text{NO}_{3(aq)}^- + \text{Sn}_{(aq)}^{2+} + \text{H}_{(aq)}^+ \longrightarrow \text{NO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{Sn}_{(aq)}^{4+}$
O: $\text{NO}_{3(aq)}^-$; R: $\text{Sn}_{(aq)}^{2+}$
- 5 Per ciascuna delle seguenti equazioni redox indica l'agente ossidante (O), l'agente riducente (R), lo ione che si ossida e lo ione che si riduce:
- a. $\text{Fe}_{(aq)}^{3+} + \text{I}_{(aq)}^- \longrightarrow \text{Fe}_{(aq)}^{2+} + \text{I}_2$
O: $\text{Fe}_{(aq)}^{3+}$, si riduce; R: $\text{I}_{(aq)}^-$, si ossida
- b. $\text{ClO}_{3(aq)}^- + \text{S}_{(aq)}^{2-} \longrightarrow \text{Cl}_{(aq)}^- + \text{SO}_{4(aq)}^{2-}$
O: $\text{ClO}_{3(aq)}^-$, si riduce; R: $\text{S}_{(aq)}^{2-}$, si ossida

- 6 Considera la seguente redox:
- $$\text{Sn} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{SnCl}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$

Indica l'affermazione sbagliata.

- (A) Lo stagno è il riducente.
 (B) L'azoto si ossida.
 (C) L'azoto è l'ossidante.
 (D) Lo stagno riduce l'azoto.

LE REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE

- 7 Quale reazione *non* è un'ossido-riduzione?
- (A) $2 \text{K} + \text{F}_2 \longrightarrow 2 \text{KF}$
 (B) $2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
 (C) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 (D) $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- 8 Qual è la reazione di ossido-riduzione?
- (A) $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2 \longrightarrow \text{MgCl}_2 + 3 \text{O}_2$
 (B) $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 (C) $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
 (D) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$
- 9 Qual è la reazione di ossido-riduzione?
- (A) $4 \text{HF}_{(l)} + \text{SiO}_{2(s)} \longrightarrow \text{SiF}_{4(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 (B) $\text{MnO}_{2(s)} + 4 \text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{MnCl}_{2(aq)} + \text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 (C) $\text{BaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \longrightarrow \text{BaSO}_{4(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 (D) $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{BaSO}_4$
- 10 Una moneta di zinco immersa in una soluzione di acido cloridrico si dissolve. Qual è la redox che giustifica il processo?
- $$\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$$

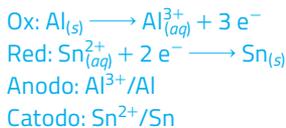
LA PILA O CELLA GALVANICA

- 11 Analizza la composizione dei due semielementi in una cella galvanica. La cella galvanica trasforma energia chimica in energia elettrica. I due semielementi da cui è formata sono i componenti delle semireazioni di ossidazione e di riduzione: entrambi sono costituiti da una lamina metallica (elettrodo) e una soluzione di un sale solubile contenente ioni dello stesso metallo. Nel semielemento di ossidazione la lamina rilascia elettroni, nel semielemento di riduzione gli elettroni affluiscono sulla lamina.
- 12 Spiega la funzione del ponte salino in una cella galvanica. Il ponte salino collega tra loro i due semielementi della cella per permettere il passaggio di ioni tra le due soluzioni e garantire la loro elettroneutralità. In genere contiene la soluzione satura di un sale.

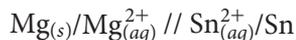
- 13 In una cella galvanica avviene la seguente reazione redox:



Rappresenta le semireazioni di ossidazione e di riduzione e stabilisci l'anodo e il catodo.



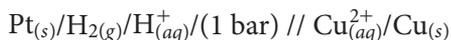
- 14 Una pila ha il seguente diagramma di cella:



Rappresenta la relazione che esprime la forza elettromotrice. $f.e.m. = E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}$

- 15 Una pila è un sistema in cui avviene
- (A) una reazione di ossido-riduzione spontanea.
 - (B) una semireazione di riduzione all'anodo.
 - (C) una semireazione di ossidazione al catodo.
 - (D) una reazione di ossido-riduzione non spontanea.

- 16 Considera il seguente diagramma di cella:



La sua forza elettromotrice non dipende dalla:

- (A) temperatura delle soluzioni
- (B) concentrazione di ioni zinco Zn^{2+}
- (C) concentrazione di ioni rame $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$
- (D) dimensione degli elettrodi

IL POTENZIALE STANDARD DI RIDUZIONE

- 17 Analizza la composizione dell'elettrodo a idrogeno.

L'elettrodo a idrogeno è costituito da un filo di platino all'interno di un tubo di vetro in cui viene immerso $\text{H}_{2(g)}$ alla pressione di 1 bar. Il filo è collegato a una lamina di Pt immersa in una soluzione 1 M di HCl.

- 18 Rappresenta la reazione redox che si verifica quando una lamina di ferro è immersa parzialmente in una soluzione di HCl.
- $$\text{Fe}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$$

- 19 In un sistema costituito da una lamina d'argento immersa parzialmente in una soluzione di ioni Sn^{2+} non avviene nessuna reazione. Giustifica questa osservazione.

La reazione non avviene perché la tendenza a ridursi di Sn^{2+} è minore di quella di Ag.
 $E^\circ \text{Sn}^{2+}/\text{Sn} < E^\circ \text{Ag}/\text{Ag}^+$

La reazione avviene spontaneamente nel verso opposto.

- 20 La *f.e.m.*° della cella galvanica argento-rame è uguale a 0,46 V. Noto il potenziale standard del rame ($E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ = 0,34 \text{ V}$), calcola il potenziale standard dell'argento.

0,80 V

- 21 Considera la seguente reazione di ossido-riduzione:



Dall'esame dei valori dei potenziali standard di riduzione si deduce che la reazione:

- (A) è spontanea nel senso indicato dalla freccia.
- (B) è spontanea nel senso opposto alla freccia.
- (C) non avviene.
- (D) può avvenire in entrambi i sensi.

- 22 Rappresenta il diagramma di cella per le seguenti coppie di semielementi:

- a. $\text{Ni}_{(aq)}^{2+}/\text{Ni}_{(s)}$ e $\text{Cu}_{(aq)}^+/\text{Cu}_{(s)}$
 $\text{Ni}_{(s)}/\text{Ni}_{(aq)}^{2+} // \text{Cu}_{(aq)}^+/\text{Cu}_{(s)}$
- b. $\text{Fe}_{(aq)}^{2+}/\text{Fe}_{(s)}$ e $\text{Mg}_{(aq)}^{2+}/\text{Mg}_{(s)}$
 $\text{Mg}_{(s)}/\text{Mg}_{(aq)}^{2+} // \text{Fe}_{(aq)}^{2+}/\text{Fe}_{(s)}$

- 23 Calcola la *f.e.m.*° delle pile rappresentate dai seguenti diagrammi di cella:

- a. $\text{Sn}_{(s)}/\text{Sn}_{(aq)}^{2+} // \text{Ag}_{(aq)}^+/\text{Ag}_{(s)}$ 0,94 V
- b. $\text{Al}_{(s)}/\text{Al}_{(aq)}^{3+} // \text{Cr}_{(aq)}^{3+}/\text{Cr}_{(s)}$ 0,92 V
- c. $\text{Mg}_{(s)}/\text{Mg}_{(aq)}^{2+} // \text{Cu}_{(aq)}^+/\text{Cu}_{(s)}$ 2,89 V
- d. $\text{Zn}_{(s)}/\text{Zn}_{(aq)}^{2+} // \text{Ag}_{(aq)}^+/\text{Ag}_{(s)}$ 1,56 V

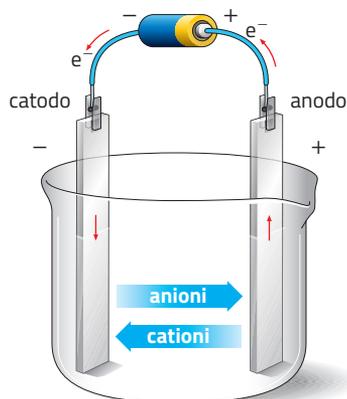
LA CELLA ELETTROLITICA

- 24 Prendi in esame una cella galvanica e una cella elettrolitica e precisa gli aspetti in comune e le differenze tra i due processi elettrochimici.

Sia nella cella galvanica sia nella cella elettrolitica l'ossidazione avviene all'anodo e la riduzione al catodo; i cationi si spostano verso il catodo e gli anioni verso l'anodo.

A differenza della cella galvanica, nella cella elettrolitica l'anodo è il polo positivo e il catodo il polo negativo. Nella cella elettrolitica la reazione redox non è spontanea, mentre lo è per la cella galvanica. La cella galvanica, infine, trasforma energia chimica in energia elettrica, la cella elettrolitica trasforma energia elettrica in chimica.

- 25 Disegna una cella elettrolitica, contrassegna l'anodo e il catodo e indica la direzione degli elettroni nel circuito esterno e degli ioni nel circuito interno.



- 26 In una cella elettrolitica
- (A) l'anodo è il polo positivo.
 - (B) la semireazione di ossidazione avviene all'anodo.
 - (C) la semireazione di riduzione avviene al catodo.
 - (D) gli anioni migrano al catodo.

LE LEGGI DELL'ELETTROLISI

- 27 Calcola quanti coulomb attraversano una cella elettrolitica applicando una corrente di:
- a. 4 A per un tempo di 600 s; 2400 C
 - b. 10 A per un tempo di 20 min; 12000 C
 - c. 1,5 A per un tempo di 6 h. 32400 C
- 28 Calcola quante moli di elettroni occorrono per ridurre:
- a. 1,0 moli di ioni Fe^{2+} ad atomi di ferro; 2,0 mol
 - b. 1,5 moli di ioni Fe^{3+} a ioni Fe^{2+} ; 1,5 mol
 - c. 2,0 moli di ioni Fe^{3+} ad atomi di ferro. 6,0 mol
- 29 Quante moli di elettroni occorrono per ossidare 0,7 moli di ioni Cl^- a molecole di cloro?
- (A) 0,7 (C) 0,35
 - (B) 1,4 (D) 2,0
- 30 Quanti coulomb occorrono per ridurre 0,2 moli di ioni Mn^{3+} ad atomi di manganese?
- (A) 19300 (C) 57900
 - (B) 6433 (D) 96500

- 31 Una cella elettrolitica è attraversata da una corrente di 7 A per un tempo di 4 ore e 30 minuti. Il numero di faraday che passa nella cella è uguale a:

- (A) 1,17 (C) 2,34
- (B) 7,21 (D) 11,7

ABILITÀ

- 32 Bilancia le seguenti reazioni redox con il metodo della variazione del numero di ossidazione:
- a. $\text{CO}_{(g)} + \text{I}_2\text{O}_{5(g)} \longrightarrow \text{I}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)}$
5, 1 \longrightarrow 1, 5;
 - b. $\text{Cr}_2\text{O}_{3(s)} + \text{Al}_{(s)} \longrightarrow \text{Cr}_{(s)} + \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$
1, 2 \longrightarrow 2, 1;
 - c. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + \text{H}_2_{(g)} \longrightarrow \text{Fe}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
1, 3 \longrightarrow 2, 3;
 - d. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + \text{CO}_{(g)} \longrightarrow \text{Fe}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
1, 3 \longrightarrow 2, 3;
 - e. $\text{F}_2\text{O}_{3(s)} + \text{Al}_{(s)} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(s)} + \text{Fe}_{(s)}$
1, 2 \longrightarrow 1, 2;
 - f. $\text{NH}_3_{(g)} + \text{O}_2_{(g)} \longrightarrow \text{N}_2_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
4, 3 \longrightarrow 2, 6
- 33 Bilancia le seguenti redox in forma ionica (ambiente *acido*) con il metodo delle semireazioni:
- a. $\text{Cu} + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$
3, 2, 8 $\text{H}^+ \longrightarrow$ 3, 2, 4 H_2O
 - b. $\text{ClO}_3^- + \text{SO}_2 \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-}$
1, 3, 3 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ 1, 3, 6 H^+
 - c. $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{IO}_3^- + \text{Cl}^-$
1, 5, 6 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ 2, 10, 12 H^+
 - d. $\text{I}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2$
6, 1, 14 $\text{H}^+ \longrightarrow$ 2, 3, 7 H_2O
 - e. $\text{CrO}_4^{2-} + \text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}^{3+}$
2, 6, 16 $\text{H}^+ \longrightarrow$ 3, 2, 8 H_2O
 - f. $\text{MnO}_4^- + \text{Cu} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$
2, 5, 16 $\text{H}^+ \longrightarrow$ 2, 5, 8 H_2O
 - g. $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Sn}^{4+}$
2, 5, 16 $\text{H}^+ \longrightarrow$ 2, 5, 8 H_2O
 - h. $\text{S}^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{S} + \text{Cr}^{3+}$
3, 1, 14 $\text{H}^+ \longrightarrow$ 3, 2, 7 H_2O
 - i. $\text{Sn}^{2+} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{H}_2\text{O}$
2, 1, 4 $\text{H}^+ \longrightarrow$ 2, 2
 - j. $\text{Cr}^{3+} + \text{IO}_4^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{I}_2$
7, 4, 12 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ 7, 2, 24 H^+

●●● 34 Bilancia le seguenti redox in forma ionica (ambiente *basico*) con il metodo delle semireazioni:

- a. $\text{Cl}_2 + \text{IO}_3^- \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{IO}_4^-$
1, 1, 2 $\text{OH}^- \longrightarrow 2, 1, \text{H}_2\text{O}$
- b. $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{IO}_3^-$
5, 1, 12 $\text{OH}^- \longrightarrow 10, 2, 6 \text{H}_2\text{O}$
- c. $\text{ClO}^- + \text{CrO}_2^- \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-}$
3, 2, 2 $\text{OH}^- \longrightarrow 3, 2, \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{Cr}^{3+} + \text{IO}_3^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{I}^-$
2, 1, 10 $\text{OH}^- \longrightarrow 2, 1, 5 \text{H}_2\text{O}$
- e. $\text{CrO}_4^{2-} + \text{SnO}_2^{2-} \longrightarrow \text{CrO}_2^- + \text{SnO}_2$
2, 3, 4 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2, 3, 8 \text{OH}^-$
- f. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S} \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
2, 3, 2 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2, 3, 4 \text{OH}^-$
- g. $\text{I}^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{I}_2 + \text{MnO}_2$
6, 2, 4 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3, 2, 8 \text{OH}^-$
- h. $\text{MnO}_2 + \text{ClO}_3^- \longrightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
3, 1, 6 $\text{OH}^- \longrightarrow 3, 1, 3 \text{H}_2\text{O}$
- i. $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2^- \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{NO}_3^-$
2, 3, $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2, 3, 2 \text{OH}^-$
- j. $\text{NO}_2^- + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{Br}^-$
1, 1, 2 $\text{OH}^- \longrightarrow 1, 2, \text{H}_2\text{O}$

●●● 35 Considera la seguente reazione redox in ambiente acido:



I coefficienti stechiometrici sono:

- (A) 4, 2, 5 \longrightarrow 4, 3, 2
(B) 3, 4, 6 \longrightarrow 3, 6, 2
(C) 2, 1, 4 \longrightarrow 2, 1, 3
(D) 3, 1, 4 \longrightarrow 3, 1, 2

●●● 36 Rappresenta l'equazione redox bilanciata per le celle galvaniche descritte dai seguenti diagrammi di cella:

- a. $\text{Al}_{(s)}/\text{Al}_{(aq)}^{3+} // \text{Zn}_{(aq)}^{2+}/\text{Zn}$
2 $\text{Al}_{(s)} + 3 \text{Zn}_{(aq)}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{Zn}_{(s)}$
- b. $\text{Br}_{(aq)}^-/\text{Br}_{2(l)} // \text{I}_{2(s)}/\text{I}_{(aq)}^-$
2 $\text{Br}_{(aq)}^- + \text{I}_{2(g)} \longrightarrow \text{Br}_{2(l)} + 2 \text{I}_{(aq)}^-$

●●● 37 Rappresenta il diagramma di cella per le pile che funzionano in seguito alle seguenti reazioni redox:

- a. $2 \text{Al}_{(s)} + 3 \text{Ni}_{(aq)}^{2+} \longrightarrow 3 \text{Ni}_{(s)} + 2 \text{Al}_{(aq)}^{3+}$
 $\text{Al}_{(s)}/\text{Al}_{(aq)}^{3+} // \text{Ni}_{(aq)}^{2+}/\text{Ni}_{(s)}$
- b. $\text{Pd}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{Li}_{(s)} \longrightarrow 2 \text{Li}_{(aq)}^+ + \text{Pd}_{(s)}$
 $\text{Li}_{(s)}/\text{Li}_{(aq)}^+ // \text{Pd}_{(aq)}^{2+}/\text{Pd}_{(s)}$

●●● 38 Calcola la *f.e.m.*° delle pile che funzionano in seguito alle seguenti reazioni redox:

- a. $2 \text{Cr}_{(s)} + 3 \text{Co}_{(aq)}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Cr}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{Co}_{(s)}$
0,46 V;
- b. $\text{Sn}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow \text{Sn}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{Cl}_{(aq)}^-$
1,50 V

●●● 39 Verifica se le seguenti reazioni redox procedono spontaneamente nel verso indicato oppure nella direzione opposta:

- a. $2 \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{Fe}_{(s)} \longrightarrow 3 \text{Fe}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{Al}_{(s)}$
 $\Delta E^\circ = -1,22 \text{ V}$; spontanea nella direzione opposta
- b. $\text{Cd}_{(aq)}^{2+} + \text{Cu}_{(s)} \longrightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Cd}_{(s)}$
 $\Delta E^\circ = -0,74 \text{ V}$; spontanea nella direzione opposta
- c. $\text{F}_{2(g)} + 2 \text{Cl}_{(aq)}^- \longrightarrow 2 \text{F}_{(aq)}^- + \text{Cl}_{2(g)}$
 $\Delta E^\circ = 1,51 \text{ V}$; spontanea nel verso indicato
- d. $\text{Ca}_{(s)} + 2 \text{Fe}_{(aq)}^{3+} \longrightarrow \text{Ca}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{Fe}_{(s)}$
 $\Delta E^\circ = 3,53 \text{ V}$; spontanea nel verso indicato

●●● 40 Nella realizzazione di una pila in condizioni standard, disponi di una semipila catodica costituita dalla coppia $\text{Ag}_{(aq)}^+/\text{Ag}_{(s)}$. Per ottenere la maggior forza elettromotrice, quale coppia di semielementi può funzionare da semipila anodica?

- (A) $\text{Pb}_{(aq)}^{2+}/\text{Pb}_{(s)}$ (C) $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$
(B) $\text{Sn}_{(aq)}^{2+}/\text{Sn}_{(s)}$ (D) $\text{Zn}_{(aq)}^{2+}/\text{Zn}_{(s)}$

●●● 41 Stabilisci quale delle seguenti reazioni non procede spontaneamente nel verso indicato:

- (A) $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \longrightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$
(B) $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Fe}_{(s)} \longrightarrow \text{Fe}_{(aq)}^{2+} + \text{Cu}_{(s)}$
(C) $\text{Pb}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \longrightarrow \text{Pb}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$
(D) $\text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{F}_{(aq)}^- \longrightarrow \text{F}_{2(g)} + 2 \text{Cl}_{(aq)}^-$

●●● 42 Calcola i faraday necessari per far depositare 15 g di alluminio in una cella elettrolitica. 1,67 F

●●● 43 Calcola quanti grammi di cromo metallico si depositano al catodo di una cella elettrolitica contenente una soluzione di CrCl_3 se si fanno passare 150 000 C. 26,9 g

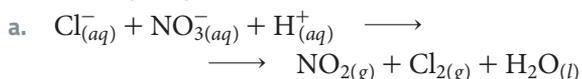
●●● 44 Calcola quanti grammi di ferro si depositano durante l'elettrolisi di una soluzione di nitrato ferrico $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ al passaggio di 2,5 faraday. 46,4 g

- 45 Calcola quanti grammi di argento si depositano al catodo di una cella elettrolitica contenente una soluzione di AgNO_3 se passa una corrente di 1 A in un tempo di 2 ore. 8,05 g

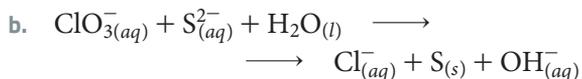
TEST YOURSELF


- 46 Manganese can have oxidation number 2, 3, 4, 6, or 7. Indicate whether the following chemical species can act as oxidant, as a reductant or both as an oxidant and a reductant:
- | | | |
|----|------------------|-----------------------|
| a. | Mn^{2+} | Reductant |
| b. | MnO_2 | Reductant and oxidant |
| c. | MnO_4^- | Oxidant |
| d. | Mn^{3+} | Reductant and oxidant |

- 47 For each of the following redox reactions (not balanced), indicate the oxidant and the reductant agent, the chemical species undergoing oxidation and the ones undergoing reduction:



Cl^- : reductant agent, undergoes oxidation
 NO_3^- : oxidant agent, undergoes reduction



ClO_3^- : oxidant agent, undergoes reduction
 S^{2-} : reductant agent, undergoes oxidation

- 48 In a given time, a Daniell cell records a 1 g rise in the tin cathode mass. Calculate how much the lead anode mass decreases in the same time. 1,7 g

- 49 A metal with negative standard potential:

- (A) is always the anode of the cell.
 (B) does not dissolve in an acid solution.
 (C) dissolves in an acid solution by releasing hydrogen.
 (D) is always the cathode of the cell.

GIOCHI

- 50 In una reazione redox la specie che si ossida:

- (A) cede elettroni a un ossidante.
 (B) accetta elettroni da un ossidante.
 (C) accetta elettroni da un riducente.
 (D) cede elettroni a un riducente.

[Fase nazionale 2008]

- 51 L'ossidazione in ambiente acido dello ione Fe^{2+} a Fe^{3+} può essere effettuata con ioni $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Indica il numero di moli di ioni Fe^{2+} ossidati da 1 mole di ioni $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

- (A) 2 mol
 (B) 3 mol
 (C) 6 mol
 (D) 12 mol

[Fase nazionale 2011]

- 52 In una cella elettrolitica, contenente cloruro di potassio $\text{KCl}_{(s)}$, sono posti due elettrodi di platino. In seguito al passaggio di una corrente di 6 V:

- (A) il sale si decompone.
 (B) al catodo si forma potassio $\text{K}_{(s)}$.
 (C) all'anodo si forma cloro $\text{Cl}_{2(g)}$.
 (D) non avviene alcuna reazione.

[Fase nazionale 2005]

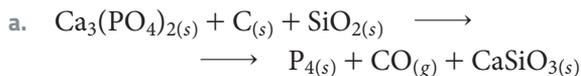
- 53 Una cella elettrolitica contiene una soluzione di ioni Ag^+ . Affinché una corrente di 0,7 A determini la deposizione di 2,4 g di argento occorre un tempo (in minuti) di:

- (A) 51 min (C) 21 min
 (B) 15 min (D) 72 min

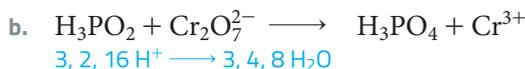
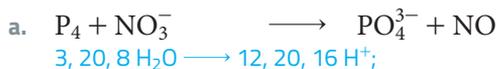
[Fase nazionale 2012]

IL LABORATORIO DELLE COMPETENZE
RIFLETTI E CALCOLA

- 54 Bilancia le seguenti reazioni redox con il metodo della variazione del numero di ossidazione:


RIFLETTI E CALCOLA

- 55 Bilancia le seguenti reazioni redox in forma ionica (ambiente *acido*) con il metodo delle semireazioni:



RIFLETTI E CALCOLA

56 Bilancia le seguenti redox in forma ionica (ambiente *basico*) con il metodo delle semireazioni:

- $\text{CrO}_2^- + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-}$
2, 3, 8 $\text{OH}^- \longrightarrow$ 2, 6, 4 H_2O
- $\text{SO}_3^{2-} + \text{CrO}_4^{2-} \longrightarrow \text{CrO}_2^- + \text{SO}_4^{2-}$
3, 2, $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ 3, 2, 2 OH^-

RAPPRESENTA E IPOTIZZA

57 In una soluzione acquosa di solfato rameico (CuSO_4), di colore azzurro, viene immersa una lamina di ferro(II), sulla quale si deposita rame metallico.

- Rappresenta la reazione di ossido-riduzione in forma ionica.



- Bilancia la reazione con il metodo delle semireazioni.



- Stabilisci se durante il processo diminuisce l'intensità di colore della soluzione.

Sì, perché Cu^{2+} , responsabile della colorazione azzurra, si riduce a Cu metallico.

COLLEGA E CONFRONTA

58 Considera le seguenti reazioni:

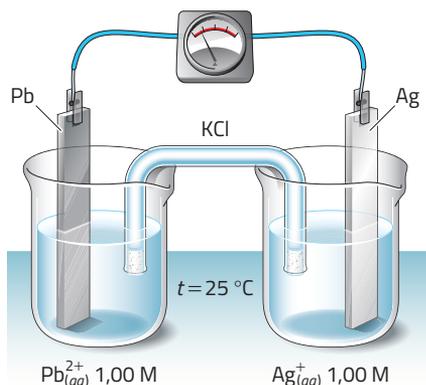
- $\text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
Semireazione di ossidazione; la formazione di H^+ è dovuta all'aumento del numero di ossidazione di H_2 .
- $\text{HCl} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

In entrambe le reazioni si formano ioni idrogeno H^+ . Stabilisci il tipo di reazione e giustifica la formazione di ioni H^+ .

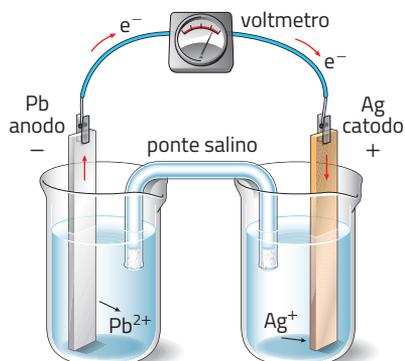
Dissociazione di un acido forte; la formazione di H^+ è dovuta alla separazione dei due ioni che compongono l'acido di partenza, non alla variazione del numero di ossidazione.

DEDUCI

59 Considera la seguente pila.



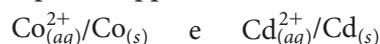
- Identifica l'anodo e il catodo.
- Indica la direzione del flusso di elettroni nel circuito esterno e la migrazione degli ioni nelle due semicelle.



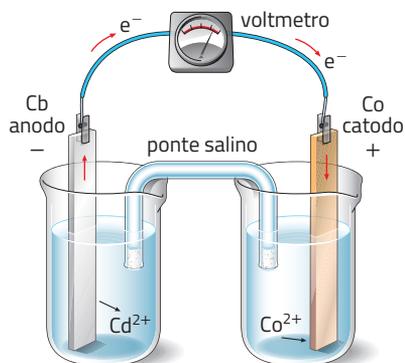
- Rappresenta le semireazioni di ossidazione, di riduzione e la redox completa.
Ossidazione: $\text{Pb}_{(s)} \longrightarrow \text{Pb}_{(aq)}^{2+} + 2\text{e}^-$
Riduzione: $2 \text{Ag}_{(aq)}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Ag}_{(s)}$
Redox completa: $\text{Pb}_{(s)} + 2 \text{Ag}_{(aq)}^+ \longrightarrow \text{Pb}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{Ag}_{(s)}$
- Rappresenta il diagramma di cella.
 $\text{Pb}_{(s)}/\text{Pb}_{(aq)}^{2+}/\text{Ag}_{(aq)}^+/\text{Ag}_{(s)}$
- Calcola la *f.e.m.*
0,93 V

RAPPRESENTA

60 Disegna una cella galvanica con ponte salino per la coppia di elettrodi:



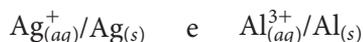
- Identifica l'anodo e il catodo.
- Indica la direzione del flusso di elettroni.



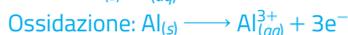
- Rappresenta le semireazioni di ossidazione e di riduzione e la redox complessiva di cella.
Ossidazione: $\text{Cd}_{(s)} \longrightarrow \text{Cd}_{(aq)}^{2+} + 2\text{e}^-$
Riduzione: $\text{Co}_{(aq)}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Co}_{(s)}$
Redox completa: $\text{Cd}_{(s)} + \text{Co}_{(aq)}^{2+} \longrightarrow \text{Cd}_{(aq)}^{2+} + \text{Co}_{(s)}$
- Rappresenta il diagramma di cella.
 $\text{Cd}_{(s)}/\text{Cd}_{(aq)}^{2+}/\text{Co}_{(aq)}^{2+}/\text{Co}_{(s)}$
- Calcola la *f.e.m.*
0,12 V

ANALIZZA E DEDUCI

- 61 Considera la cella galvanica costituita dai seguenti elettrodi:



Identifica il catodo e l'anodo, rappresenta le semireazioni di ossidazione e di riduzione, la redox completa, il diagramma di cella e calcola la *f.e.m.*^o.



Redox completa:



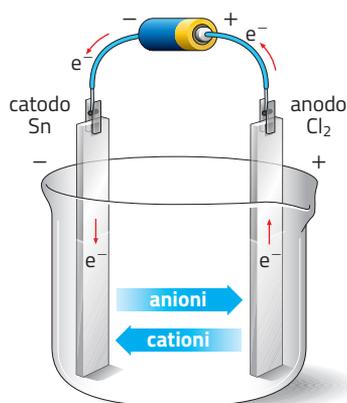
f.e.m.^o: 2,46 V

RAPPRESENTA

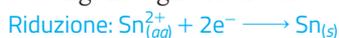
- 62 Disegna una cella elettrolitica nella quale si verifica la seguente redox:



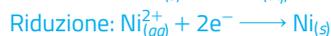
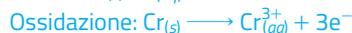
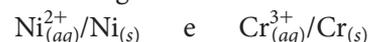
- Identifica l'anodo e il catodo.
- Indica la direzione di migrazione degli ioni all'interno della cella e degli elettroni nel circuito esterno.



- Rappresenta le due semireazioni che avvengono agli elettrodi.


CALCOLA

- 63 Determina l'anodo e il catodo, rappresenta le semireazioni di ossidazione e riduzione, la redox completa, il diagramma di cella e calcola la *f.e.m.*^o per la cella galvanica costituita dai seguenti elettrodi:



Redox completa:



f.e.m.^o: 0,49 V

CALCOLA

- 64 In una cella elettrolitica contenente una soluzione di CuSO_4 passa una corrente di 1,5 A per un tempo di 2 ore. Calcola i grammi di rame che si depositano al catodo della cella. **3,56 g**

CALCOLA

- 65 In una cella elettrolitica si realizza l'elettrolisi di una soluzione di NiCl_2 . Rappresenta:

- le semireazioni catodica e anodica;

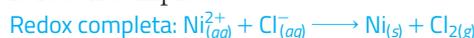
Semireazione catodica (riduzione):



Semireazione anodica (ossidazione):



- la redox completa.


CALCOLA

- 66 Calcola l'intensità di corrente che è necessaria per ottenere 3,2 g di ferro da una soluzione di FeCl_3 nel tempo di 2 ore. **2,2 A**

CALCOLA

- 67 Calcola la massa (in grammi) di alluminio che verrà depositata in una cella elettrolitica se passa una corrente di 500 A in 1 minuto. **2,8 g**