

## Quesiti e problemi

### 1 Ossidazione e riduzione: che cosa sono e come si riconoscono

1 Assegna il numero di ossidazione a tutti gli elementi dei seguenti composti.

- a)  $\text{Hg}_3(\text{PO}_3)_2$  Hg: +2; P: +3; O: -2  
 b)  $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$  Cu: +2; N: +3; O: -2  
 c)  $\text{Pb}(\text{SO}_3)_2$  Pb: +4; S: +4; O: -2  
 d)  $\text{HClO}_2$  H: +1; Cl: +3; O: -2  
 e)  $\text{Na}_2\text{O}_2$  Na: +1; O: -1  
 f)  $\text{LiH}$  Li: +1; H: -1

2 Trova i numeri di ossidazione degli atomi in neretto nei seguenti composti.

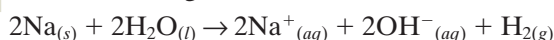
- $\text{VO}_3^-$  (+5),  $\text{MnO}_4^-$  (+7),  $\text{WO}_4^-$  (+7),  $\text{H}_3\text{BO}_3$  (+3),  
 $\text{P}_2\text{O}_5$  (+5),  $\text{HClO}_2$  (+3),  $\text{KIO}_4$  (+7),  $\text{HSO}_3^-$  (+4),  
 $\text{HS}^-$  (-2),  $\text{Ag}_2\text{O}$  (+1),  $\text{SnO}_2$  (+4),  $\text{HCrO}_4^-$  (+6),  
 $\text{PH}_3$  (-3)

3 Calcola il numero di ossidazione di tutti gli elementi nelle seguenti molecole.

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  H: +1; S: +6; O: -2  
 b)  $\text{CaHPO}_4$  Ca: +2; H: +1; P: +5; O: -2  
 c)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  Fe: +3; O: -2; H: +1  
 d)  $\text{NaH}$  Na: +1; H: -1  
 e)  $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  Mg: +2; H: +1; P: +5; O: -2

4 Lo ione  $\text{CrO}_4^{2-}$  è coinvolto in una reazione chimica, nel corso della quale si trasforma in ione  $\text{Cr}^{3+}$ . Come varia il numero di ossidazione dell'atomo di cromo?  
 da +6 a +3

5 Considera la seguente reazione:



12 Identifica l'elemento che si ossida, quello che si riduce, l'agente ossidante e il riducente nelle seguenti reazioni.

- a)  $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $\text{NaI} + 3\text{HClO} \rightarrow \text{NaIO}_3 + 3\text{HCl}$   
 c)  $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 10\text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$   
 d)  $6\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 f)  $3\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$   
 g)  $5\text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{Zn} \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$   
 h)  $\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

	Elemento che si ossida	Riducente	Elemento che si riduce	Ossidante
a	As	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	N	$\text{HNO}_3$
b	I	$\text{NaI}$	Cl	$\text{HClO}$
c	C	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Mn	$\text{KMnO}_4$
d	Al	Al	S	$\text{H}_2\text{SO}_4$
e	Cu	Cu	S	$\text{H}_2\text{SO}_4$
f	S	$\text{SO}_2$	N	$\text{HNO}_3$
g	Zn	Zn	S	$\text{H}_2\text{SO}_4$
h	I	$\text{I}_2$	N	$\text{HNO}_3$

► Qual è l'elemento che si è ossidato?

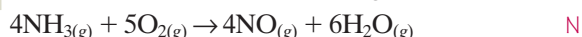
► Qual è l'elemento che si è ridotto?

Il sodio si è ossidato e l'idrogeno si è ridotto.

6 Quali tra le seguenti sono reazioni di ossido-riduzione?

- a)  $2\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 ✓ b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Fe}_{(s)}$   
 c)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{aq})$   
 d)  $\text{CuSO}_4(\text{aq}) + \text{BaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CuCl}_2(\text{aq}) + \text{BaSO}_4(\text{s})$   
 e)  $4\text{HF}_{(l)} + \text{SiO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{SiF}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}_{(s)}$

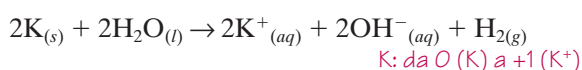
7 Quale elemento si ossida nella seguente reazione?



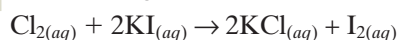
8 Quale elemento si riduce nella seguente reazione?



9 Quale elemento si è ossidato nella seguente reazione?



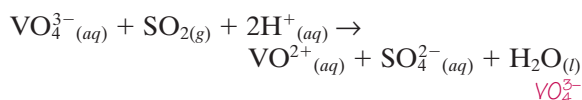
10 È data la seguente reazione:



Qual è l'agente ossidante?

$\text{Cl}_2$

11 Individua l'agente ossidante nella seguente reazione redox ancora da bilanciare.



**13** Considera gli elementi in neretto e completa la tabella, seguendo l'esempio.

Prima	Dopo	Elettroni scambiati	Semireazione di ossidazione	Semireazione di riduzione
<b>Mg</b> n.o. 0	<b>Mg<sup>2+</sup></b> n.o. +2	2	✓	
<b>N<sub>2</sub></b> n.o. 0	<b>2N<sup>3-</sup></b> n.o. -3	6		✓
<b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> n.o. +3	<b>2FeO</b> n.o. +2	2		✓
<b>Al</b> n.o. 0	<b>Al(OH)<sub>3</sub></b> n.o. +3	3	✓	
<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> n.o. +3	<b>2CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> n.o. +6	6	✓	
<b>IO<sub>3</sub><sup>-</sup></b> n.o. +5	<b>I<sup>-</sup></b> n.o. -1	6		✓
<b>P<sub>4</sub></b> n.o. 0	<b>4PH<sub>3</sub></b> n.o. -3	12		✓
<b>CoCl<sub>2</sub></b> n.o. +2	<b>Co(OH)<sub>3</sub></b> n.o. +3	1	✓	

**14** Individua tra i seguenti processi ossidazioni e riduzioni.

- a)  $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaCrO}_4(\text{s})$   
 b)  $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
 ✓ c)  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$   
 ✓ d)  $\text{MnO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$   
 e)  $2\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**2** Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

**15** Bilancia le seguenti reazioni redox.

- a)  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$   
 b)  $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$   
 c)  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

**16** Bilancia le seguenti reazioni redox in ambiente acido.

- a)  $20\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 8\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{IO}_4^{-}(\text{aq}) \rightarrow 8\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 3\text{I}^{-}(\text{aq}) + 4\text{OH}^+(\text{aq})$   
 b)  $10\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{Zn}(\text{s}) + \text{NO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow 4\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 c)  $8\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + 3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 d)  $12\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + 5\text{C}(\text{s}) \rightarrow 5\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**17** Bilancia le seguenti reazioni redox in ambiente basico.

- a)  $2\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 b)  $7\text{OH}^-(\text{aq}) + 4\text{Zn}(\text{s}) + \text{NO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow 4\text{ZnO}_2^{2-}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

- c)  $3\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{CO}(\text{aq}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{HCOO}^{-}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 d)  $6\text{KOH}(\text{aq}) + 2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2\text{K}_3\text{AlO}_3(\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

**18** Bilancia le seguenti reazioni redox in ambiente acido.

- a)  $\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{I}^{-}(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$   
 b)  $2\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow 3\text{S}(\text{s}) + 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 c)  $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{I}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 d)  $\text{NH}_3(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HNO}_3(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**19** Bilancia le seguenti reazioni redox in ambiente acido.

- a)  $4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{I}^{-}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 b)  $10\text{H}^+(\text{aq}) + 8\text{I}^{-}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 4\text{I}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 c)  $3\text{As}_2\text{O}_3(\text{s}) + 4\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-}(\text{aq}) + 4\text{NO}(\text{g}) + 14\text{H}^+(\text{aq})$   
 d)  $14\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 3\text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 3\text{S}(\text{s}) + 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 e)  $9\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{As}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{IO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-}(\text{aq}) + 2\text{I}^{-}(\text{aq}) + 18\text{H}^+(\text{aq})$

**20** Bilancia le seguenti reazioni redox.

- a)  $4\text{NH}_3(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$   
 c)  $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{K}(\text{s}) \rightarrow 2\text{KOH}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

**21** Bilancia le seguenti reazioni redox che avvengono in ambiente acido.

- a)  $2\text{H}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{ClO}^{-} \rightarrow \text{Cl}^{-} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^{-} + \text{Cu} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

- c)  $\text{IO}_3^- + 3\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{AsO}_4^{3-}$   
 d)  $4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 e)  $4\text{H}^+ + 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Bi}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 f)  $\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + 5\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 2\text{H}^+$   
 g)  $14\text{H}^+ + 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{BiO}_3^- \rightarrow$   
 $\rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Bi}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$   
 h)  $8\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow$   
 $\rightarrow 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$   
 i)  $3\text{H}^+ + 2\text{I}^- + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 l)  $4\text{H}^+ + 3\text{Sn} + 4\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{SnO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 m)  $4\text{H}^+ + \text{PbO}_2 + 4\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 n)  $2\text{H}^+ + \text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O}$   
 o)  $4\text{Fe}^{3+} + 2\text{NH}_3\text{OH}^+ \rightarrow$   
 $\rightarrow 4\text{Fe}^{2+} + \text{N}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$   
 p)  $2\text{H}^+ + 2\text{HNO}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 q)  $2\text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 r)  $\text{H}^+ + 5\text{HNO}_2 + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow$   
 $\rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$   
 s)  $16\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow$   
 $\rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{Cr}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$   
 t)  $4\text{H}^+ + 2\text{VO}_2^+ + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{VO}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 u)  $\text{XeF}_2 + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Xe} + 2\text{F}^- + \text{Cl}_2$

**22** Bilancia le seguenti reazioni redox che avvengono in ambiente basico.

- a)  $4\text{H}_2\text{O} + 2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{CrO}_2^- + 8\text{OH}^-$   
 b)  $4\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^- + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow$   
 $\rightarrow 6\text{CO}_2 + 2\text{MnO}_2 + 8\text{OH}^-$   
 c)  $4\text{ClO}_3^- + 3\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow 6\text{NO} + 4\text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{NiO}_2 + 2\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow$   
 $\rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-$   
 f)  $8\text{OH}^- + 2\text{CrO}_2^- + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightarrow$   
 $\rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$   
 g)  $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow$   
 $\rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{CrO}_2^- + 2\text{OH}^-$   
 h)  $2\text{O}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{N}_2$   
 i)  $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$   
 l)  $6\text{H}_2\text{O} + 4\text{Au} + 16\text{CN}^- + 3\text{O}_2 \rightarrow$   
 $4\text{Au}(\text{CN})_4^- + 12\text{OH}^-$

### 3 Reazioni redox spontanee e non spontanee

- 23** Che cosa si intende con reazione spontanea?  
**24** È possibile far avvenire una reazione non spontanea? Se sì, in che modo?  
**25** Descrivi l'esperimento nel quale una lamina di zinco viene introdotta in una soluzione di solfato di rame e mettilo a confronto con l'esperimento nel quale una lamina di rame viene immersa in una soluzione di solfato di zinco.

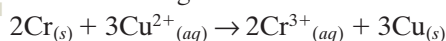
### 4 Le pile

- 26** Che cos'è una pila?  
**27** Considera la pila in cui avviene la seguente reazione di ossido-riduzione.  
 $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$   
 ► Qual è l'agente ossidante?  $\text{Cu}^{2+}$   
 ► Qual è l'elettrodo positivo della pila?  $\text{Cu}$   
**28** È data la pila  $\text{Cr}/\text{Cr}^{3+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ; qual è la sostanza che agisce da ossidante?  $\text{Cu}^{2+}$   
**29** La reazione della pila alluminio-nichel è:  
 $2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Ni}^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3\text{Ni}_{(s)}$   
 ► Quale specie si riduce?  $\text{Ni}^{2+}$   
**30** Mettendo a diretto contatto le due soluzioni contenute nelle semicelle, mescolandole tra loro, non si sviluppa affatto corrente elettrica.  
 ► Perché per far funzionare la pila occorrono sia il filo conduttore sia il ponte salino?  
*Perché bisogna realizzare un circuito.*  
**31** Una pila è costituita da due semicelle  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  e  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  collegate da un ponte salino.  
 ► Qual è il polo positivo della pila?  
 ► Quali sono le reazioni agli elettrodi?  
 ► Qual è la reazione globale di funzionamento della pila?  $\text{Ni}; \text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}; \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$   
 $\text{Zn} + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni} + \text{Zn}^{2+}$
- ### 5 La scala dei potenziali standard di riduzione
- 32** Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.  
 a) La forza elettromotrice di una ~~pila/cella elettrolitica~~ dà un'indicazione sulla capacità che essa possiede di spingere gli ~~elettroni/ioni~~ a scorrere nel circuito ~~esterno/interno~~ dal polo ~~positivo/negativo~~ al polo ~~positivo/negativo~~.  
 b) All'elettrodo a idrogeno, in condizioni standard, la concentrazione della soluzione ionica è ~~1 M/0,1 N~~ e la temperatura è ~~0 °C/25 °C~~ e viene assegnato per convenzione il potenziale  ~~$E^\circ/\text{C}^\circ = 0,00 \text{ V}/0,00 \text{ A}$~~ .  
 c) Il segno attribuito ai potenziali per le semireazioni di ~~riduzione/ossidazione~~ è ~~negativo/positivo~~ se il metallo si riduce più facilmente rispetto a  $\text{H}^+$ , ~~negativo/positivo~~ in caso contrario.  
 d) Gli elettroni in un circuito ~~esterno/interno~~ di una pila scorrono spontaneamente verso l'elettrodo immerso nella semicella contenente le sostanze che ~~respingono/attraggono~~ maggiormente gli elettroni, quindi che si ~~riducono/ossidano~~, ossia verso ~~Panodo/il catodo~~.

**33** Quale elemento sposta il piombo da una soluzione acquosa di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ ?

Tutti gli elementi con  $E^\circ < E^\circ_{\text{Pb}}$

**34** Considera la seguente reazione di ossido-riduzione.



► Qual è il potenziale  $E^\circ$  della pila? 1,08 V

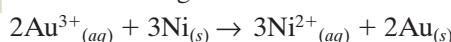
**35** Basandoti sulla tabella dei potenziali standard di riduzione, contrassegna con un segno + (più) le coppie di elementi che sviluppano una *fem* e con un segno - (meno) le altre coppie.

		Catodo (riduzione)							
		Ag	Cu	Zn	Pb	Al	Au	Sn	Pd
Anodo (ossidazione)	Ag	-	-	-	-	-	+	-	+
	Cu	+		-	-	-	+	-	+
	Zn	+	+		+	-	+	+	+
	Pb	+	+	-		-	+	-	+
	Al	+	+	+	+		+	+	+
	Au	-	-	-	-	-		-	-
	Sn	+	+	-	≈+	-	+		+
	Pd	-	-	-	-	-	+	-	

**36** Considera le coppie di elettrodi dell'esercizio precedente che generano *fem* e calcola la differenza di potenziale,  $\Delta E^\circ_{\text{pila}}$ , in condizioni standard.

$$\begin{aligned}
 E_{\text{Ag}} - E_{\text{Cu}} &= 0,46 \text{ V}; E_{\text{Ag}} - E_{\text{Zn}} = 1,56 \text{ V}; E_{\text{Ag}} - E_{\text{Pb}} = 0,93 \text{ V}; \\
 E_{\text{Ag}} - E_{\text{Al}} &= 2,46 \text{ V}; E_{\text{Ag}} - E_{\text{Sn}} = 0,94 \text{ V}; E_{\text{Au}} - E_{\text{Zn}} = 2,26 \text{ V}; \\
 E_{\text{Au}} - E_{\text{Pb}} &= 1,63 \text{ V}; E_{\text{Au}} - E_{\text{Al}} = 3,16 \text{ V}; E_{\text{Au}} - E_{\text{Sn}} = 1,64 \text{ V}; \\
 E_{\text{Au}} - E_{\text{Pd}} &= 0,55 \text{ V}; E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} = 1,10 \text{ V}; E_{\text{Cu}} - E_{\text{Pb}} = 0,47 \text{ V}; \\
 E_{\text{Cu}} - E_{\text{Al}} &= 2,00 \text{ V}; E_{\text{Cu}} - E_{\text{Sn}} = 0,48 \text{ V}; E_{\text{Zn}} - E_{\text{Al}} = 0,90 \text{ V}; \\
 E_{\text{Sn}} - E_{\text{Zn}} &= 0,62 \text{ V}; E_{\text{Sn}} - E_{\text{Al}} = 1,52 \text{ V}; E_{\text{Pd}} - E_{\text{Ag}} = 0,15 \text{ V}; \\
 E_{\text{Pd}} - E_{\text{Cu}} &= 0,61 \text{ V}; E_{\text{Pd}} - E_{\text{Zn}} = 1,71 \text{ V}; E_{\text{Pb}} - E_{\text{Zn}} = 0,63 \text{ V}; \\
 E_{\text{Pb}} - E_{\text{Al}} &= 1,53 \text{ V}; E_{\text{Pb}} - E_{\text{Sn}} = 0,01 \text{ V}; E_{\text{Au}} - E_{\text{Ag}} = 0,70 \text{ V}; \\
 E_{\text{Au}} - E_{\text{Cu}} &= 1,16 \text{ V}; E_{\text{Pd}} - E_{\text{Pb}} = 1,08 \text{ V}; E_{\text{Pd}} - E_{\text{Al}} = 2,61 \text{ V}; \\
 E_{\text{Pd}} - E_{\text{Sn}} &= 1,09 \text{ V}
 \end{aligned}$$

**37** Considera la seguente reazione di ossido-riduzione.



► Qual è il potenziale  $E^\circ$  della pila? 1,76 V

**38** Prova a ideare una pila che sviluppi un voltaggio di circa 3V. Puoi mettere anche in serie più pile (ricorda che in questo caso il voltaggio di ciascuna pila si somma con quello delle altre).

Per esempio 3 pile Zn (-) / Cu (+) in serie.

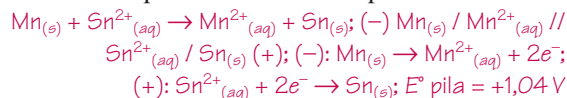
**39** Una lamina di manganese, introdotta in una soluzione di  $\text{SnCl}_2$ , si ricopre di stagno; il potenziale  $E^\circ$  della reazione  $\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}$  è  $-1,18 \text{ V}$ .

► Bilancia la reazione di ossido-riduzione fra manganese e ioni  $\text{Sn}^{2+}$ .

► Schematizza la pila  $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$  e  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ .

► Scrivi le reazioni agli elettrodi.

► Calcola il potenziale  $E^\circ$  della pila.



## 6 La corrosione

**40** Quali reazioni chimiche spiegano il fenomeno della corrosione?

**41** Che cosa si intende per anodo sacrificale?

**42** Come si spiega la formazione della ruggine?

**43** Per quale motivo il fenomeno di corrosione può essere spiegato attraverso il meccanismo della pila?

**44** Quale alogeno corrode l'oro e lo trasforma in ione  $\text{Au}^{3+}$ ?  $\text{F}_2$

**45** Consultando la tabella dei potenziali standard, stabilisci quali metalli sono attaccati dal fluoro  $\text{F}_2(\text{g})$  e quali dal bromo  $\text{Br}_2(\text{l})$ .

In condizioni standard  $\text{F}_2$  attacca tutti i metalli,  $\text{Br}_2$  li attacca tutti tranne Au.

**46** Quale metallo fra Mg, Cu, Al, Zn non può essere usato nella protezione catodica degli scafi delle navi? Cu

## 7 L'elettrolisi e la cella elettrolitica

**47** Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.

a) Il fenomeno dell'elettrolisi avviene nelle ~~celle galvaniche~~ **celle elettrolitiche** e trasforma l'energia ~~chimica~~ **elettrica** in energia **chimica** ~~elettrica~~.

b) Nelle celle elettrolitiche, l'anodo è il polo ~~negativo~~ **positivo** mentre il catodo è il polo ~~negativo~~ **positivo**, con polarità quindi ~~uguale~~ **opposta** alle pile.

c) Nelle celle ~~elettrolitiche~~ **galvaniche** viene utilizzata corrente elettrica per condurre una reazione ~~spontanea~~ **non spontanea**.

d) L'elettrolisi del NaCl fuso porta alla deposizione del ~~metallo~~ **non metallo** al catodo e alla liberazione del ~~metallo~~ **non metallo** all'anodo.

e) ~~Al catodo~~ **All'anodo** si ossida la specie che possiede il valore di  $E^\circ$  ~~minore~~ **maggiore**.

f) L'elettrolisi dell'acqua porta alla formazione di ~~idrogeno~~ **ossigeno** gassoso al catodo e di ~~idrogeno~~ **ossigeno** gassoso all'anodo.

**48** Per quale motivo, se vogliamo effettuare l'elettrolisi dell'acqua, occorre aggiungere una piccola quantità di acido, base oppure sale?

Per migliorare la conducibilità elettrica.

**49** Durante l'elettrolisi di KBr fuso, quale reazione avviene all'elettrodo positivo?  $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2e^-$

**50** Quale semireazione avviene al catodo di una cella elettrolitica in cui un oggetto viene placcato con rame metallico?  $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

**51** Nell'elettrolisi del cloruro di calcio fuso, quali sono le reazioni agli elettrodi?  
(+):  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$ ; (-):  $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$

**52** Durante l'elettrolisi di KBr fuso, quale reazione avviene all'elettrodo negativo?  $\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$

**53** Una soluzione diluita di  $\text{K}_2\text{SO}_4$  è sottoposta a elettrolisi; quali saranno le reazioni agli elettrodi?  
(-):  $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$ ;  
(+):  $\text{O}_{2(g)} + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

## 8 Le leggi di Faraday

**54** Quante moli di elettroni servono per ridurre 1 mol di  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$ ? *1 mole*

**55** Quante moli di elettroni servono per ridurre 1 mol di  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}$ ? *3 moli*

**56** Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.

- Tra la quantità di **corrente/ioni** che passa in una cella elettrolitica e **la massa/il numero di atomi** di sostanza che si forma agli elettrodi esistono delle relazioni matematiche, espresse dalle leggi di Faraday.
- La **prima/seconda** legge di Faraday afferma che la **massa/il numero di atomi** di sostanza che **viene assorbita/si libera** presso un elettrodo è **indipendente dalla/proporzionale alla** quantità di carica elettrica che giunge all'elettrodo.
- La **prima/seconda** legge di Faraday afferma che la **massa/il numero di atomi** delle sostanze depositate agli elettrodi di celle contenenti soluzioni **diverse/uguali**, attraversate **da diversa/dalla stessa** quantità di carica, è **inversamente/direttamente** proporzionale ai rispettivi equivalenti elettrochimici.
- L'equivalente elettrochimico è la quantità di sostanza che si deposita agli elettrodi quando il circuito è attraversato da una **carica elettrica/corrente** di 96 486 C.
- L'equivalente elettrochimico di uno ione **monatomico/monovalente** corrisponde alla sua massa molare, quella di uno ione **polivalente/poliatomico** invece alla sua massa molare **divisa/moltiplicata** per la carica elettrica dello ione.

**57** Quante moli di elettroni sono necessarie per depositare 1 mol di rame metallico da una soluzione contenente ioni rame  $\text{Cu}^{2+}$ ? *2 mol*

**58** Quanti ioni zinco, ioni argento, ioni alluminio possono essere ridotti da  $4 \cdot 10^{22}$  elettroni?  
 *$2 \cdot 10^{22}$  ioni  $\text{Zn}^{2+}$ ;  $4 \cdot 10^{22}$  ioni  $\text{Ag}^+$ ;  
 $1,33 \cdot 10^{22}$  ioni  $\text{Al}^{3+}$*

**59** Calcola la massa di rame prodotta in una cella elettrolitica grazie al passaggio di 8,0 A di corrente per 4,0 h in una soluzione di  $\text{CuSO}_4$ . *38 g*

**60** Calcola quanti grammi di sodio e di cloro puoi ottenere da NaCl fuso applicando alla cella elettrolitica una corrente di 15 A per 2,0 h. *25 g; 39 g*

**61** Calcola l'intensità di corrente necessaria per depositare 3,0 g di oro da una soluzione di  $\text{AuCl}_3$  in un tempo pari a 20 min. *3,6 A*

**62** Quanti grammi di alluminio e quanti grammi di cloro si depositano al catodo e all'anodo di una cella elettrolitica contenente  $\text{AlCl}_3$  fuso a cui è applicata una corrente di 1,0 A per 2,0 h? *0,67 g; 2,7 g*

**63** Calcola l'intensità di corrente che si deve impiegare per ottenere 3,2 g di ferro da una soluzione di  $\text{FeCl}_3$  in 2,0 h. *2,2 A*

**64** Calcola l'intensità di corrente che devi applicare a una soluzione di  $\text{AgCl}$  per ottenere in un'ora e mezza il deposito di 2,0 g di argento su una moneta. *0,33 A*

## 9 Le pile in commercio

**65** Spiega le differenze fra pila a secco e pila alcalina.

**66** Quali sono i vantaggi dell'utilizzo degli accumulatori?

**67** Considera la reazione dell'accumulatore:



► Quale stato di ossidazione assume il piombo durante la scarica? *II*

**68** In una batteria al nichel-cadmio avviene la seguente reazione:



► Quale specie è ossidata durante la scarica? *Cd*

► Qual è il polo negativo? *Cd*

## Review

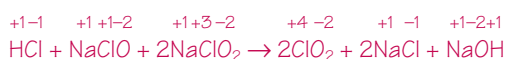
1 Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.


- Una pila è un dispositivo che ~~trasforma/consuma~~ l'energia ~~potenziale/cinetica~~ chimica di una reazione redox ~~spontanea/non spontanea~~ in energia ~~elettrica/chimica~~.
- Una cella elettrolitica è un dispositivo che ~~produce/consuma~~ l'energia ~~potenziale/cinetica~~ chimica di una reazione redox ~~spontanea/non spontanea~~ per far avvenire una reazione redox ~~spontanea/non spontanea~~.
- L'elettrodo di una pila dove avviene la riduzione è detto ~~anodo/catodo~~ e risulta ~~positivo/negativo~~ mentre quello dove avviene l'ossidazione è detto ~~anodo/catodo~~ ed è ~~positivo/negativo~~.
- L'elettrodo di una cella elettrolitica dove avviene la riduzione è detto ~~anodo/catodo~~ e risulta ~~positivo/negativo~~, mentre quello dove avviene l'ossidazione è detto ~~anodo/catodo~~ ed è ~~positivo/negativo~~.
- Nel circuito esterno di una pila si spostano ~~elettroni/ioni~~ mentre in quello interno si spostano ~~elettroni/ioni~~.


2 Una reazione sfruttata per produrre  $\text{ClO}_2$  è la seguente.





Determina il numero di ossidazione di tutti gli elementi delle molecole che compaiono nella reazione.



3  How does an electrolytic cell differ from a galvanic cell?

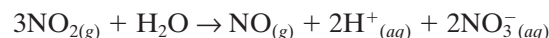
4  What chemical process occurs at the anode of an electrolytic cell?

5  The standard electrode potential for the reduction of  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  to  $\text{Zn}(\text{s})$  is  $-0,762$  V. What does this value indicate?

6  Assign oxidation numbers to the atoms in each of the following.

- $\text{H}_2\text{SO}_3$       H: +1; S: +4; O: -2
- $\text{Cl}_2$             Cl: 0
- $\text{NO}_3^-$           N: +5; O: -2
- $\text{NaHCO}_3$       Na: +1; H: +1; C: +4; O: -2
- $\text{SF}_6$             S: +6; F: -1

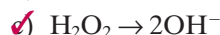
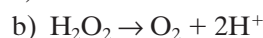
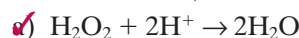
7 Il diossido di azoto,  $\text{NO}_2$ , un agente inquinante, ha un colore rosso-bruno e, quando è presente, conferisce tale colorazione all'aria. Il diossido di azoto contribuisce anche alla formazione della pioggia acida perché, quando questa attraversa uno strato di aria contaminata,  $\text{NO}_2$  vi si scioglie e subisce la seguente reazione:



► Quale elemento viene ridotto e quale viene ossidato in questa reazione?

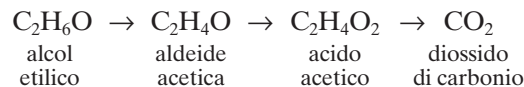
*N di NO si ossida e si riduce.*

8 Il perossido d'idrogeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , può agire sia da ossidante sia da riducente, come risulta dalle seguenti semireazioni (da bilanciare).



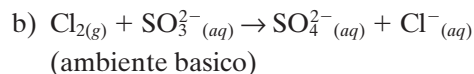
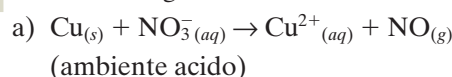
► In quali reazioni  $\text{H}_2\text{O}_2$  agisce da ossidante?

9 Uno dei processi ossido-riduttivi più interessanti è la trasformazione dell'alcol etilico (contenuto nel vino) in  $\text{CO}_2$ . Il corpo umano realizza l'ossidazione dell'alcol in più passaggi.



► Calcola i numeri di ossidazione del carbonio e segui il processo di ossidazione attraverso la variazione dei numeri stessi.       $-2 \rightarrow -1 \rightarrow 0 \rightarrow +4$

10 Bilancia le seguenti reazioni di ossido-riduzione:

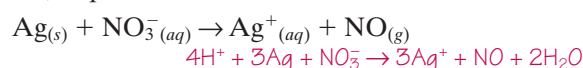


11 I metalli Na e K reagiscono vivacemente con l'acqua e producono  $\text{H}_2$ .

► Nel corso della reazione i metalli si ossidano o si riducono? *si ossidano*


► Qual è l'altra specie che cambia numero di ossidazione? *l'idrogeno*

12  Balance the following redox reaction in acidic, aqueous solution.



- 13** Quale delle seguenti coppie fornirà, in condizioni standard di pressione e temperatura, il maggior voltaggio con il semielemento  $\text{Zn}^{2+}_{(aq) 1\text{M}}/\text{Zn}_{(s)}$ ?
- a)  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$                       b)  $\text{Pt}, \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$   
 c)  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$                       d)  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$
- 14** Relativamente alla seguente pila in condizioni standard:  
 $(-) \text{Ni}_{(s)}/\text{Ni}^{2+}_{(aq)} // \text{Ag}^{+}_{(aq)}/\text{Ag}_{(s)} (+)$   
 quale affermazione è vera?
- a) L'argento è il catodo.  
 b) Il nichel è il polo positivo.  
 c) Durante il funzionamento il nichel si ossida.
- 15** Descrivi che cosa si ossida all'anodo e che cosa si riduce al catodo durante la scarica di una batteria al piombo.  
 $(-) \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-; (+) 4\text{H}^+ + \text{PbO}_2 + 2e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 16** Quanti grammi di argento metallico ottieni quando in una cella elettrolitica contenente  $\text{AgNO}_3$  fluisce una corrente di 5,0 mA per  $5,0 \cdot 10^4$  s? *0,28 g*
- 17** Quanti grammi di nichel metallico puoi ottenere in una cella elettrolitica da una soluzione di  $\text{NiCl}_2$  al passaggio di una corrente di 15 mA per 20 min?  *$5,6 \cdot 10^{-3}$  g*
- 18** Quanti litri di  $\text{Cl}_2$ , misurati a condizioni standard, sono prodotti dall'elettrolisi di una soluzione di  $\text{NaCl}$  con una corrente di 7,0 A in 30 min? *1,5 L*
- 19** Con una corrente di 75 A si sottopone a elettrolisi  $\text{Al}_2\text{O}_3$  fuso.  
 ► Quante ore ci vogliono per ottenere 75 g di alluminio? *3,0 h*
- 20** Calcola il tempo necessario per produrre 9,5 g di nichel sfruttando il funzionamento di una cella elettrolitica nella quale passa una corrente di intensità pari a 1,0 A. *8,7 h*
- 21** Una cella elettrolitica viene usata per la produzione dell'alluminio a partire da  $\text{Al}_2\text{O}_3$  allo stato fuso. L'intensità della corrente che fluisce nella cella è pari a  $1,0 \cdot 10^4$  A.  
 ► Quanto tempo è necessario per ottenere 74 mol di alluminio? *35'*
- 22** Per ciascuna delle seguenti pile scrivi le reazioni agli elettrodi, calcola il voltaggio di ciascuna cella e stabilisci quali reazioni sono di ossidazione e quali di riduzione.
- a)  $\text{Al}/\text{Al}^{3+} 1\text{M} // \text{H}^+_{(aq) 1\text{M}} // \text{H}_{2(g)}, 1 \text{ atm}/\text{Pt}$   
 $(-) \text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^- \text{ (ox)}; (+) 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ (red)}; \text{f.e.m.} = 1,66 \text{ V}$
- b)  $\text{Pt}/\text{Fe}^{2+} 1\text{M}, \text{Fe}^{3+} 1\text{M} // \text{Ce}^{4+} 1\text{M}, \text{Ce}^{3+} 1\text{M}/\text{Pt}$   
 (sapendo che  $E^\circ_{\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}} = 1,61 \text{ V}$ )  
 $(-) \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^- \text{ (ox)}; (+) \text{Ce}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+} \text{ (red)}; \text{f.e.m.} = 0,84 \text{ V}$

- 23** I potenziali normali  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$ ,  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  sono rispettivamente +0,34 V, -0,25 V, -0,76 V. Accoppiando fra loro questi elettrodi costruisci le relative pile e
- a) scrivi le semireazioni agli elettrodi  
 b) scrivi la reazione generale di ciascuna pila  
 c) calcola l' $E^\circ$  di ciascuna pila
- $(+) \text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$   
 $(-) \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$   
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Ni} \rightarrow \text{Cu} + \text{Ni}^{2+}$   
 $E^\circ = +0,34 + 0,25 = 0,59 \text{ V}$
- $(+) \text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$   
 $(-) \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$   
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$   
 $E^\circ = 1,11 \text{ V}$
- $(+) \text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$   
 $(-) \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$   
 $\text{Ni}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}$   
 $E^\circ = 0,51 \text{ V}$

- 24**  Which of the following equations represent redox reactions? For each redox reaction, determine which atom is oxidized and which is reduced, and identify the oxidizing agent and the reducing agent.
- a)  $\text{MgO}_{(s)} + \text{H}_2\text{CO}_{3(aq)} \rightarrow \text{MgCO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b)  $\text{KNO}_{3(s)} \rightarrow \text{KNO}_{2(s)} + \text{O}_{2(g)}$   *$2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ ;  
 (N si riduce,  $\text{NO}_3^-$  ossidante; O si ossida;  $\text{NO}_3^-$  riducente)*
- c)  $\text{H}_{2(g)} + \text{CuO}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 $\text{H}_2 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 (Cu si riduce; CuO ossidante; H si ossida;  $\text{H}_2$  riducente)
- d)  $\text{NaOH}_{(s)} + \text{HCl}_{(s)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- e)  $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{HCl}_{(g)}$   *$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ ;  
 (Cl si riduce;  $\text{Cl}_2$  ossidante; H si ossida;  $\text{H}_2$  riducente)*
- f)  $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$

## DICTIONARY

**to balance:** bilanciare  
**to occur:** accadere, aver luogo

## INVESTIGARE INSIEME

Quante coppie di lamine (zinco e rame) collegate in serie ci vogliono per far accendere un LED? Hai a disposizione alcune lamine di zinco e di rame: insieme ai tuoi compagni inserisci ciascuna coppia zinco-rame in mezzo limone. Controlla il corretto funzionamento del polo positivo del LED con il catodo e usa fili di rame per il collegamento.

► Qual è il catodo di ciascuna pila? Qual è l'anodo?

[online.zanichelli.it/esploriamolachimica](http://online.zanichelli.it/esploriamolachimica)

## LE COMPETENZE DEL CHIMICO

23 esercizi riassuntivi (capitoli 17-18)

