



1 SCAMBI DI ELETTRONI

DESCRIZIONE

La reazione che osserviamo è : $\text{Cu}_{(s)} + 2 \text{AgNO}_{3(aq)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(aq) + 2 \text{Ag}_{(s)}$

elemento	elettronegatività (ovvero capacità di attrarre gli elettroni)	potenziale elettrochimico della coppia redox
rame (Cu)	1,90	$\text{Cu}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = -0,34$
argento (Ag)	1,93	$\text{Ag}^{2+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(s)} = +0,80$

In questa situazione, il rame metallico dovrebbe cedere i suoi elettroni e diventare uno ione in soluzione acquosa, mentre lo ione argento può prendere gli elettroni e formare il metallo solido.

Lo ione rame in soluzione acquosa assume un colore blu di tonalità scura, l'intensità della colorazione della soluzione aumenta all'aumentare della concentrazione dello ione rame in acqua. Le soluzioni acquose di Ag^{1+} sono incolori.

COSA FARE E COSA OSSERVARE

- utilizzate i guanti (*la soluzione di AgNO_3 macchia la pelle*) versate circa 25 mL di soluzione di triossonitrato di argento (AgNO_3) nel becher
- immergete il filo di rame appoggiandolo alla parete laterale del becher in modo che non possa muoversi o cadere nella soluzione.
- osservate con attenzione la reazione in corso e annotate con regolarità le osservazioni per i primi 5-10 minuti compilando la tabella sul bancone
- dopo i primi 10 minuti lasciate la reazione sul bancone e allestite il sistema sperimentale successivo. Dopo qualche tempo però (dopo circa 20 minuti dall'inizio della reazione) tornate ad osservare

osservate con attenzione e provate a rispondere:

- che aspetto ha l'argento che si sta formando?
- In base alle vostre osservazioni, i solidi metallici hanno una natura cristallina o amorfa?
- che colore ha la soluzione dopo 10 minuti e dopo 20 minuti o più? Sapresti dire perchè?

SPIEGAZIONE

Gli atomi si mettono insieme a formare le molecole mettendo in comune o scambiando elettroni. Quando più materiali vengono a contatto e l'energia disponibile è sufficiente a rompere e formare le interazioni e i legami tra gli atomi, gli atomi dei vari elementi possono ricombinarsi a formare nuovi composti, spesso grazie al trasferimento di alcuni elettroni da chi li attira con minor forza a chi li attira con forza maggiore.

In questo caso il rame è immerso nella soluzione acquosa trasparente che contiene ioni Ag^{1+} e NO_3^{1-} . Lo ione argento Ag^{1+} che è circondato da varie molecole di acqua, riesce a strappare alcuni elettroni al rame metallico, portando alla formazione di ioni Cu^{2+} , che si disperdono nell'acqua, e di atomi di Ag^0 metallico che si aggregano tra di loro a formare un materiale puro.

Mano a mano che la concentrazione degli ioni Cu^{2+} aumenta nella soluzione, il colore diventa sempre più blu.

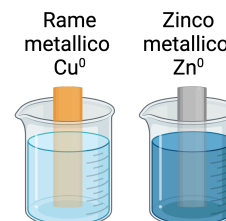
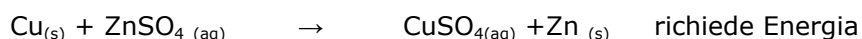
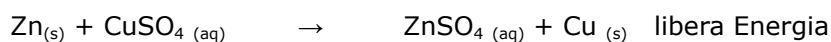
Mano a mano che gli atomi di argento si formano, si aggregano a formare dei microcristalli con una struttura e una luminosità tipica di questo materiale.



2 CHI CEDE E CHI PRENDE ELETTRONI?

DESCRIZIONE

Le due reazioni che osserviamo sono :



elemento	elettronegatività (ovvero capacità di attrarre gli elettroni)	potenziale elettrochimico delle coppie redox nelle due reazioni
rame (Cu)	1,90	reazione con rame solido e zinco in forma ionica $\text{Cu}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = -0,34$ $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(s)} = -0,76$
zinco (Zn)	1,65	reazione con zinco solido e rame in forma ionica $\text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = +0,76$ $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} = +0,34$

COSA FARE E COSA OSSERVARE

- utilizzando la carta abrasiva rimuovete accuratamente lo strato di metallo ossidato dalla superficie della lastrina di Zinco
- versate circa 50 mL di soluzione di $\text{CuSO}_{4(aq)}$ 0,1M nel becher
- immergete la lastrina di Zinco nella soluzione appoggiandola alla parete laterale del becher
- osservate con attenzione la reazione in corso e annotate le osservazioni per i primi 10 minuti compilando la tabella 2 sul bancone
- utilizzando la carta abrasiva rimuovete accuratamente lo strato di metallo ossidato dalla superficie della lastrina di Zinco
- versate circa 50 mL di soluzione di $\text{CuSO}_{4(aq)}$ 0,1M nel becher
- immergete la lastrina di Zinco nella soluzione appoggiandola alla parete laterale del becher
- osservate con attenzione la reazione in corso e annotate le osservazioni per i primi 10 minuti compilando la tabella 2 sul bancone

dopo i primi dieci minuti lasciate la reazione sul bancone e allestite il sistema sperimentale successivo. Dopo qualche tempo però (dopo circa 20 minuti dall'inizio della reazione) tornate ad osservare.

osservate con attenzione e provate a rispondere:

- che aspetto ha il rame che si sta formando?
- Se mettete insieme i due sistemi redox in una pila, quale reazione complessiva avverrà in modo spontaneo producendo energia elettrica?
- da dove a dove si sposta la corrente elettrica, che è fatta di elettroni in movimento?

SPIEGAZIONE

Il rame ha più capacità dello zinco di attrarre a sé gli elettroni.

Nel sistema con rame metallico (con tutti i suoi elettroni legati a sé) e zinco in forma ionica (che ha perso i suoi elettroni) non dovrebbe accadere nulla.

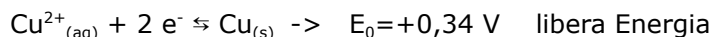
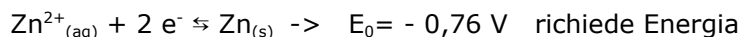
Nel sistema con zinco metallico (con tutti i suoi elettroni legati a sé) e rame in forma ionica (che ha perso i suoi elettroni) il rame dovrebbe strappare gli elettroni allo zinco, formando atomi che si aggregano a formare un metallo, mentre lo zinco metallico viene corrosato e rilascia in soluzione ioni Zn^{2+} . In una pila gli elettroni andranno dallo Zinco al Rame.



3 COSTRUIAMO UNA PILA DI DANIELL

DESCRIZIONE

Le due reazioni che osserviamo sono :



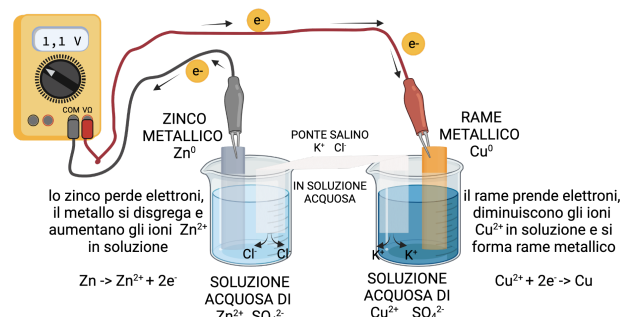
La differenza di potenziale del generatore elettrico è data dalla differenza tra il potenziale E_0 della reazione che accetta gli elettroni meno quello della reazione che li cede.

Nel nostro caso le reazioni spontanea sono $\text{Zn}^0_{(\text{s})}$ che diventa Zn^{2+} cedendo gli elettroni, nel bicchiere con la reazione tra Zn e $\text{ZnSO}_4_{(\text{aq})}$ e Cu^{2+} che diventa $\text{Cu}^0_{(\text{s})}$ accettando gli elettroni, nel bicchiere con la reazione tra Cu e $\text{CuSO}_4_{(\text{aq})}$. I due bicchieri sono a contatto l'uno con l'altro attraverso un ponte di carta imbevuto di una sostanza in grado di far spostare la corrente elettrica.

$$E_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}} = 0,34\text{V} - (-0,76\text{V}) = 1,10 \text{ V}$$

COSA FARE E COSA OSSERVARE

1. versate la soluzione di ZnSO_4 in un becher e inserite la lamina di Zn^0
2. versate la soluzione di CuSO_4 nell'altro becher e inserite la lamina di Cu^0
3. alle estremità delle lamine attaccate i morsetti collegati al tester:
 - a. cavo del polo positivo (solitamente rosso) al Zn^0
 - b. cavo del polo negativo (solitamente nero) al Cu^0
4. immergete la striscia di carta da filtro nella soluzione satura di KCl
5. inserite il ponte salino immergendo una estremità della striscia in ciascun becher di reazione facendo attenzione a non toccare la lamina
6. inserite i cavi nel multimetro spento: mettete il polo collegato a Zn (nero) su COM e il polo collegato a Cu (rosso) su $V\Omega$, per leggere una corrente positiva
7. impostate il multimetro su corrente continua (il simbolo è $V\text{---}$) sul valore di 2V e accendetelo
8. leggete la misura e confrontatela con il valore teorico della nostra pila Daniell.



SPIEGAZIONE

Il rame ha più capacità dello zinco di attrarre a sé gli elettroni.

Nel bicchiere con rame metallico (con tutti i suoi elettroni legati a sé) e rame in forma ionica (che ha perso i suoi elettroni) si va verso la formazione di rame metallico attirando elettroni. Il rame si riduce (perché la carica va da Cu^{2+} a Cu^0 , quindi si riduce).

Nel bicchiere con zinco metallico (con tutti i suoi elettroni legati a sé) e zinco in forma ionica (che ha perso i suoi elettroni) lo zinco metallico si ionizza perdendo elettroni. Lo zinco si ossida (perché la carica va da Zn^0 a Zn^{2+} , quindi aumenta).

Il ponte salino mette in contatto le due semireazioni e la corrente elettrica, fatta di elettroni in movimento, va dalla reazione di ossidazione dello zinco alla reazione di riduzione del rame.

Il multimetro misura lo spostamento di corrente.



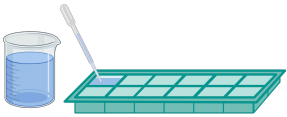
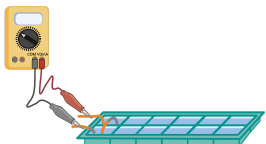
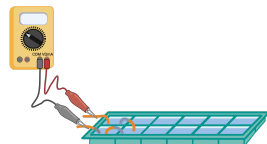
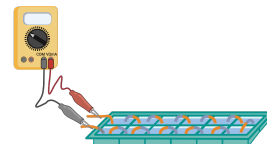
4 STESSA COPPIA E DIVERSO SISTEMA CON PIÙ CELLE IN SERIE

DESCRIZIONE

Costruiamo una batteria con celle multiple usando la stessa coppia redox rame-zinco e la stessa soluzione elettrolitica che abbiamo usato prima, ma un diverso sistema per permettere il passaggio di corrente. Le coppie metalliche sono in contatto diretto e sono immerse in una soluzione che lascia passare la corrente, così gli elettroni che i metalli si scambiano fluiscono da un pozzetto all'altro attraverso la soluzione elettrolitica. In questo caso possiamo comodamente mettere più celle in serie e in parallelo e osservare cosa succede.

COSA FARE E COSA OSSERVARE 1

1. con una pipetta trasferisci la soluzione di KCl 1M in ciascuna cella di due file contigue di pozzetti dello stampino per cubetti di ghiaccio
2. inserisci all'interno di un pozzetto una coppia metallica a $\cap$ facendo attenzione a mettere il filo di zinco e il filo di rame orientati sempre nello stesso modo (segui lo schema in figura). Crea il circuito chiuso più piccolo che puoi, usando solo due pozzetti.

			
distribuisci la soluzione elettrolitica	costruisci la batteria con due celle in serie chiudendo il circuito e collegandolo al voltmetro	aumenta il numero di celle in serie di una unità in più alla volta chiudendo sempre il circuito e collegandolo al voltmetro	continua ad incrementare e misurare

3. collega gli estremi del circuito ai cavi:
 - a. cavo del polo positivo (solitamente rosso) all'estremità in rame libera che pesca nel pozzetto e guarda lo zinco della coppia metallica a $\cap$
 - b. cavo del polo negativo (solitamente nero) all'estremità in rame della coppia metallica a $\cap$
4. inserisci i cavi nel multimetro spento: metti il polo collegato al Cu della coppia (nero) su COM e il polo collegato al Cu libero (rosso) su $V\Omega$ mA per ottenere una misura di tensione positiva
5. imposta il multimetro su corrente continua (il simbolo è $V\text{---}$) sul valore di 20V e accendilo
6. leggi la misura e segnala nella tabella 3 sul computer portatile a tua disposizione (fatti guidare dal tutor)
7. incrementa il numero di celle di una unità in più alla volta usando le coppie metalliche. Per ciascuna configurazione esegui la misura e riportala sulla tabella 3 sul computer portatile a tua disposizione
8. realizza un grafico dei dati misurati, osserva l'andamento e la pendenza del grafico

SPIEGAZIONE 1 più celle, + corrente (parlane con il tutor)

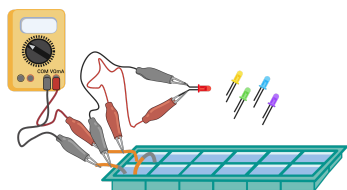
La corrente di elettroni, come in precedenza, va dallo zinco al rame.

Maggiore è il numero delle celle, maggiore è la corrente prodotta, fino ad un eventuale valore di saturazione.

COSA FARE E COSA OSSERVARE 2

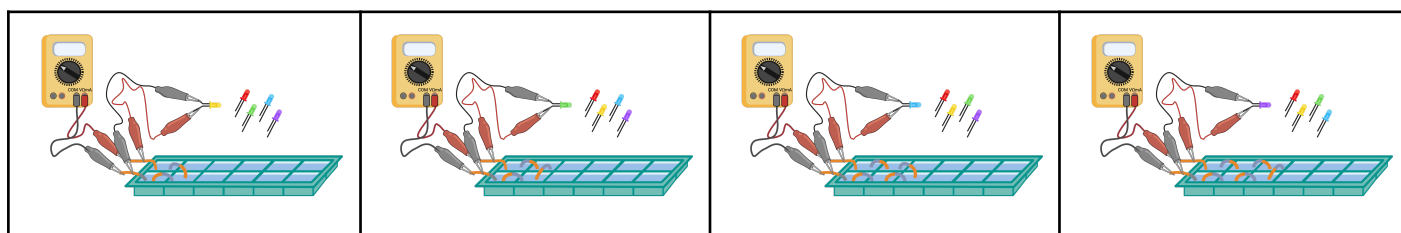
9. hai a disposizione una seconda coppia di cavetti per collegare la tua pila ad un LED :
- L'estremità più lunga del LED va collegata all'estremità in rame libera
 - L'estremità più corta del LED va collegata all'estremità in rame della coppia metallica a

∩



segui lo schema illustrato di lato per costruire il circuito.

- leggi la misura e osserva se il LED si accende.
- ripeti l'esperienza aumentando il numero di celle fino a quando non trovi la configurazione minima che fa accendere il LED, leggi la misura e annotala
- ripeti l'esperienza con ciascuno dei LED colorati che hai a disposizione (rosso, (giallo), verde, blu, (UV)) e compila una tabella dati sul computer portatile a tua disposizione (puoi ragionare insieme agli esercitatori sulla tabella e la sua organizzazione)



- ripeti la serie di misure almeno 3 volte per ricavare con maggior precisione la V_{LED} più piccola associata all'accensione del LED
- usando il foglio di calcolo produci la seguente tabella:
 - in una colonna riporta i colori dei LED che hai usato nella tua esperienza;
 - associa al LED di ciascun colore la relativa frequenza di emissione ν (è indicata dal fornitore sulla confezione dei LED);
 - in una colonna riporta le V_{LED} più basse che consentivano a ciascun LED di accendersi, secondo le tue misure, ovvero le V_s ;
 - nell'ultima colonna calcola l'energia associata all'accensione di ciascun LED moltiplicando V_s per $e = |-1,6 \times 10^{-19}|$ C e ottenendo un valore in J (che è l'unità di misura dell'energia).
- Partendo dai dati in tabella realizza un grafico con la frequenza di emissione di ciascun LED in ascissa e l'energia $e \cdot V_s$ associata alla sua accensione in ordinata. Inserisci la linea di tendenza imponendo che passi per lo 0. La pendenza del grafico dovrebbe dare approssimativamente la costante di Planck h della relazione $E = h\nu$
- Confronta il tuo risultato con il valore di pendenza atteso $h = 6,6 \times 10^{-34}$ Js e ragiona sulle possibili imprecisioni o errori sperimentali che potrebbero dar ragione del tuo risultato.

SPIEGAZIONE 2 al variare dell'energia, varia il colore della luce (parlane con il tutor)

La corrente di elettroni, come in precedenza, va dallo zinco al rame. Il flusso di elettroni fa accendere il LED quando la differenza di potenziale è sufficiente a farlo accendere. LED di colori diversi hanno bisogno di diverse quantità di energia per accendersi, perché le radiazioni di diversi colori hanno diversa energia.

Metti in grafico eV e la frequenza del LED, fissando l'intercetta a 0, la pendenza del grafico dà approssimativamente la costante di Planck:

$$E = h\nu$$

con ν = alla frequenza della luce emessa dal LED

E = all'energia elettrica necessaria ad accenderlo (trascurando la resistenza delle componenti del sistema sperimentale e l'errore dovuto alla scala discontinua delle misure)

$E = eV$ con e = valore della carica dell'elettrone ($e = |-1,6 \times 10^{-19}|$ C) e V = al valore soglia misurato per accendere il LED



5 CORRENTI ELETTRICHE E PILE NATURALI

DESCRIZIONE

In questa esperienza misureremo la presenza di amido in vari campioni vegetali, perchè l'amido è una forma di conservazione dell'energia che si ottiene in seguito a reazioni redox (cioè reazioni che trasferiscono elettroni) e l'energia può essere caricata in queste molecole e scaricata da esse in risposta alle esigenze dell'organismo. Più energia arriva alla pianta, più c'è amido.

COSA FARE E COSA OSSERVARE 1:

presenza di amido in foglie che fanno più o meno fotosintesi

1. prelevate una foglia esposta alla luce (gruppo A) o tenuta al buio (gruppo B)
2. immergetela nell'acqua bollente che la tutor ha preparato per voi e aspettate 5 minuti (questo passaggio serve a rompere un po' le cellule e a renderle più permeabili)
3. mentre aspettate trasferite due pipettate di alcol etilico (5-6 mL) in una provetta
4. trascorsi i 5 minuti prelevate la foglia con una pinzetta, asciugatela delicatamente sulla carta e trasferitela nella provetta contenente alcol, facendo attenzione ad immergerla del tutto e a non comprimerla troppo (la foglia deve essere esposta all'alcol, che estrae i pigmenti)
5. trasferite le provette contenenti foglie e alcol nel bagno di acqua calda e fate bollire l'alcol per 5 min
6. trascorsi i 5 minuti prelevate le vostre rispettive foglie con una pinzetta, asciugatele delicatamente su carta e trasferitele nel recipiente che contiene Lugol, facendo attenzione ad aprirle bene
7. attendete qualche minuto per la colorazione e nell'attesa fate l'esperienza di osservazione al microscopio
8. tornate a osservare il vostro campione colorato:
 - a. ci sono aree blu scure o viola che indicano la presenza di amido?
 - b. notate differenze tra le aree della foglia che erano più o meno fotosinteticamente attive?
 - c. notate differenze tra le foglie in attiva fotosintesi e quelle al buio?

COSA FARE E COSA OSSERVARE 2: accumuli di amido al microscopio

prepara i vetrini seguendo le istruzioni e le indicazioni della tutor

1. preleva una piccolissima quantità di polpa di banana acerba
2. aggiungi una goccia di acqua (gruppo A) o di Lugol (gruppo B)
3. apponi il coprivetrino senza fare bolle
4. osserva il vetrino al microscopio prima a ingrandimento 100X e poi a ingrandimento 400X

stai osservando le riserve di energia della cellula vegetale, l'amido accumulato è stabile nel tempo e contiene grandi quantità di Energia in poco spazio, ma è anche facilmente e velocemente ritrasformabile dall'organismo all'occorrenza in energia chimica di più piccolo taglio e in energia elettrica.

SPIEGAZIONE

I viventi trasformano l'energia che hanno a disposizione in una piccola corrente elettrica (nella fotosintesi l'energia iniziale viene dalla radiazione luminosa, nella respirazione cellulare viene da molecole altamente energetiche). La corrente è il risultato di reazioni redox, proprio come nelle nostre pile. Il passaggio della corrente attraverso vari trasportatori inseriti nelle membrane, porta alla formazione di molecole con una quantità di energia spendibile dalla cellula per le proprie attività immediate (ATP e NADH). Le molecole di ATP e NADH, funzionano come pile ricaricabili, che vengono caricate nelle reazioni che liberano energia e scaricate da quelle che la richiedono. Quando c'è molta energia, una parte di questa può essere conservata, sempre grazie a reazioni redox, in molecole con contenuto energetico maggiore di quello di ATP e NADH, molecole che consentono di conservare l'energia in poco spazio, in modo molto stabile e in una forma che può essere prelevata facilmente all'occorrenza. Il processo che carica e scarica queste pile naturali deve disperdere poca energia. Le molecole che fanno questo sono alcuni polimeri del glucosio.

Le pile che vogliamo per il nostro futuro devono avere queste stesse caratteristiche: stabili, piccole, facili da caricare e scaricare e ricaricabili e scaricabili senza sprechi. Come le pile naturali e come le pile che usiamo già, ce le immaginiamo basate su reazioni redox (ovvero su reazioni che comportano il trasferimento di elettroni da un atomo all'altro).



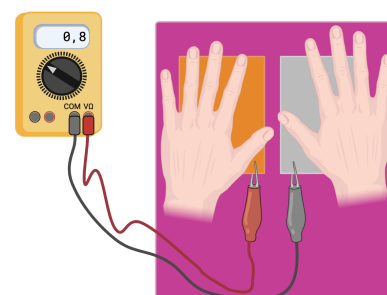
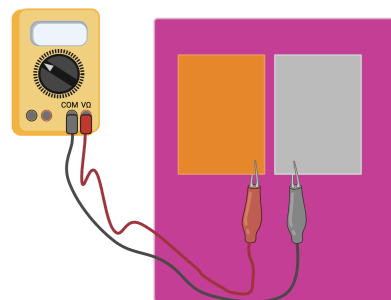
6 LA CORRENTE DI UNA PILA FATTA ANCHE DALLE NOSTRE MANI

DESCRIZIONE

Costruiamo una batteria usando la stessa coppia redox rame-zinco che abbiamo usato prima e un diverso sistema per permettere il passaggio di corrente. Le coppie metalliche saranno messe in contatto da una soluzione che lascia passare la corrente, il nostro sudore, e il circuito sarà chiuso grazie ad un mezzo conduttore, il nostro corpo.

COSA FARE E COSA OSSERVARE

1. appoggiate il tagliere in silicone in un punto libero del bancone
2. appoggiate sul tagliere, una accanto all'altra, una lamina di rame e una di zinco delle stesse dimensioni
3. collegate i cavi:
 - a. cavo del polo positivo (solitamente rosso) alla piastra in rame
 - b. cavo del polo negativo (solitamente nero) alla piastra in zinco
4. inserite i cavi nel multimetro spento: mettete il polo collegato a Zn (nero) su COM e il polo collegato a Cu (rosso) su V Ω
5. impostate il multimetro su corrente continua (il simbolo è V $\overline{\text{---}}$) sul valore di 2V e accendete
6. leggete la misura: passa corrente?
7. metti una mano su una piastra e una mano sull'altra, leggi la nuova misura: ora la corrente passa? quanta è? prova a confrontarla con quella ottenuta nei due sistemi precedenti (quello con i due bicchieri e quello con un numero crescente di celle collegate in serie). E' maggiore o minore?
8. ora provate a mettere la mano di una persona su una piastra, la mano di un'altra persona sull'altra piastra, leggete la misura. La corrente passa?
9. poi datevi la mano e leggete la nuova misura. Ora la corrente passa? E' maggiore o minore di quella che passa se c'è una sola persona collegata?
10. fate delle prove a piacere con l'aiuto del tutor, variando il numero di persone che chiudono il circuito e guardando se persone diverse, da sole, fanno passare quantità uguali o diverse di corrente. Ragionate con il tutor sui vostri risultati.
11. ecco una sfida: la corrente che ottenete sarebbe sufficiente ad accendere un LED rosso (in base alle misure che avete ottenuto nell'esperimento precedente?) provate anche ad accendere un LED rosso con questo sistema.. vediamo che idee vi vengono per produrre una quantità di corrente sufficiente!



SPIEGAZIONE

Le mani contengono un microfilm naturale di sudore, che è una soluzione elettrolitica, cioè una soluzione acquosa che contiene ioni e che fa passare la corrente. Avendo lavorato con i guanti durante le esperienze precedenti, avrete certamente una quantità di sudore sufficiente.

Quando il circuito è chiuso, i due metalli sono messi in contatto e si misura una corrente dovuta alla differenza di potenziale: lo zinco cede elettroni al rame, gli elettroni passano attraverso il corpo di uno o più di noi.

Quando il numero di persone che costituiscono il circuito aumenta dovrete misurare una leggera diminuzione della corrente misurata, perché la resistenza del sistema di conduzione aumenta.

Per aumentare la corrente, bisogna aggiungere celle, come avete fatto nell'esperienza precedente. Come fate ad aggiungere una cella in serie in questo sistema e ad accendere il LED rosso con la pila che passa attraverso le vostre mani?