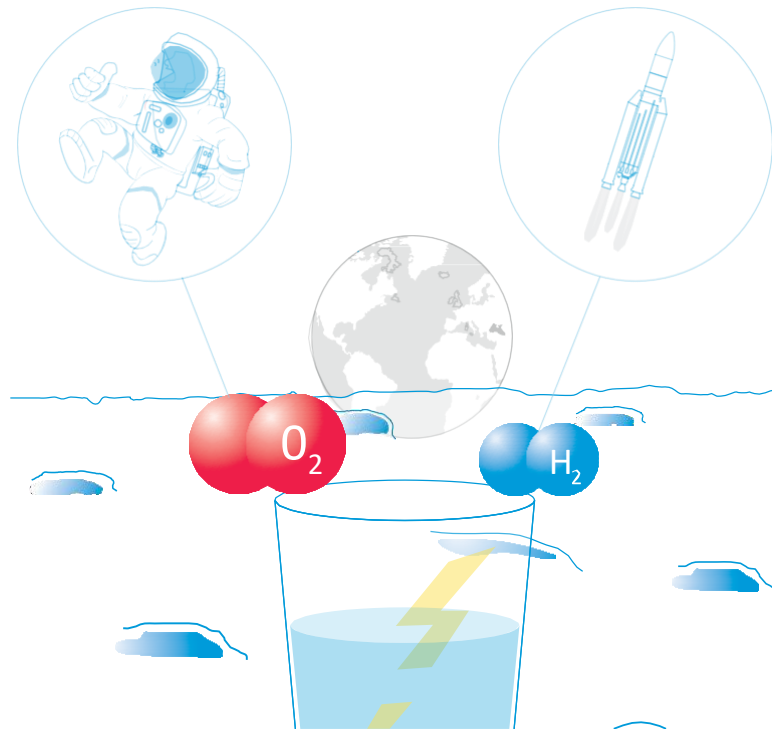


# TEACH WITH SPACE

*Insegniamo con lo Spazio - scuola secondaria*

## → ENERGIA DALL'ACQUA

Come produrre ossigeno e idrogeno sulla Luna



Presentazione	pag. 3
Sommario delle attività	pag. 4
Introduzione	pag. 5
Attività 1: costruire una pila di Volta	pag. 6
Attività 2: elettrolisi dell'acqua	pag. 10
Attività 3: una cella a combustibile	pag. 14
Schede per gli studenti	pag. 16
Per approfondire	pag. 26
Chi Siamo	pag. 27
Allegato 1: elettrolisi	pag. 28
Allegato 2: cella a combustibile	pag. 29

Risorsa originale — Power from water | C09 [www.esa.int/education](http://www.esa.int/education)

Risorsa tradotta e adattata da ANISN – Associazione  
Nazionale Insegnanti Scienze Naturali



Per maggiori informazioni contattare ESERO Italia: [www.esero.it](http://www.esero.it)

Copyright © European Space Agency 2021

## → ENERGIA DALL'ACQUA

### Come produrre ossigeno e idrogeno sulla Luna

#### Informazioni chiave

**Discipline:** Chimica e Fisica

**Età:** 14-16 anni

**Tipologia:** attività di laboratorio

**Complessità:** media

**Tempo di preparazione degli insegnanti:** 1 ora

**Tempo richiesto per le lezioni:** 2 ore

**Costo:** medio 5-25 Euro per le attività 1 e 2 e  
alto 50-100 Euro per l'attività 3

**Luogo:** laboratorio

**Prevede l'uso di:** piastre di zinco e rame

**Parole chiave:** Chimica, Fisica, Luna,  
elettrochimica, pila voltaica (batteria), celle  
elettrolitiche, carburante

#### Breve descrizione

In questa serie di tre attività gli studenti verranno introdotti all'elettrochimica. Nella prima attività costruiranno una pila di Volta, una semplice batteria, il dispositivo che ha segnato l'inizio dell'elettrochimica. Gli studenti poi studieranno l'elettrolisi, la procedura grazie alla quale l'acqua può essere scomposta in idrogeno e ossigeno. I due prodotti dell'elettrolisi dell'acqua possono essere utilizzati come propellenti per i veicoli spaziali e l'ossigeno può essere utilizzato per le necessità di un equipaggio spaziale. Nell'ultima attività gli studenti esamineranno ed utilizzeranno una cella a combustibile.

#### Obiettivi di apprendimento

- Comprendere il funzionamento di una batteria (pila).
- Condurre un'attività sperimentale per avere conferma che alcune reazioni chimiche possono produrre elettricità.
- Condurre un'attività sperimentale per avere conferma che l'elettricità può rendere spontane alcune reazioni chimiche.
- Studiare l'elettrolisi dell'acqua e le sue applicazioni.
- Studiare le celle a combustibile e le loro applicazioni.
- Scrivere l'equazione bilanciata delle reazioni REDOX.
- Utilizzare le attrezzature in modo appropriato per fare e registrare osservazioni.

## → Sommario delle attività

	Titolo	Descrizione	Traguardi	Requisiti	Durata
1	Costruire una pila di Volta	Costruzione di una pila di Volta	Introduzione all'elettrochimica; imparare come lavora una batteria.	Nessuno	45 minuti
2	Elettrolisi dell'acqua	Costruire un apparato per l'elettrolisi ed effettuare l'elettrolisi dell'acqua.	Comprendere l'elettrolisi dell'acqua e le sue applicazioni.	È preferibile aver completato l'attività 1.	45 minuti
3	Una cella a combustibile	Studiare una cella a combustibile.	Comprendere il funzionamento delle celle a combustibile e le loro applicazioni.	È preferibile aver completato l'attività 2.	30 minuti

## → Introduzione

L'esplorazione umana della Luna richiede risorse: acqua, ossigeno, cibo, materiali, propellenti, ecc. Portare tutto dalla Terra sarebbe particolarmente inefficiente e costoso, per questo i progettisti delle missioni lunari stanno studiando come poter utilizzare le risorse già disponibili sulla Luna. Una delle principali risorse è l'acqua. Gli scienziati hanno provato che l'acqua è presente in alcune zone verso i poli della Luna. In una futura missione sulla Luna, l'acqua lunare potrebbe essere utilizzata per la produzione di idrogeno e ossigeno, per la propulsione dei veicoli spaziali e per produrre l'ossigeno per la respirazione dell'equipaggio.

Le attività che seguono ci consentiranno di studiare come immagazzinare l'energia nelle batterie e come produrre ossigeno e idrogeno dall'acqua. Per tutto questo abbiamo bisogno di imparare l'elettrochimica!

L'elettrochimica è la branca della Chimica che studia il rapporto tra elettricità e Chimica. Alcune reazioni chimiche possono produrre energia elettrica, come succede in una batteria. È possibile anche l'inverso: l'elettricità può rendere spontanee alcune reazioni chimiche che non lo sono.

In questo percorso gli studenti saranno guidati attraverso i principi e l'evoluzione storica dell'elettrochimica, dall'invenzione della prima batteria (pila di Volta) all'uso moderno di celle a combustibile.

In questo percorso gli studenti costruiranno i seguenti dispositivi:

- 1. Pila di Volta:** un dispositivo che genera energia elettrica grazie a particolari reazioni chimiche.
- 2. Apparato per l'elettrolisi:** un dispositivo che sfrutta l'elettricità per far sì che avvengano particolari reazioni chimiche. In questo caso lavoreremo sull'elettrolisi dell'acqua e romperemo i legami che legano gli atomi di ogni molecola d'acqua.
- 3. Cella a combustibile:** un dispositivo che produce elettricità e calore da una reazione chimica.

## → Attività 1: costruire una pila di Volta

Nel 1800 Alessandro Volta inventò la prima batteria: la pila voltaica. Le batterie generano elettricità a partire da particolari reazioni chimiche e l'invenzione della pila di Volta ha segnato l'inizio dell'elettrochimica.

Le batterie vengono spesso utilizzate sui veicoli spaziali come dispositivi per accumulare, conservare e distribuire l'energia elettrica. Le batterie tradizionali contengono il massimo di energia utilizzabile, ma possono solo essere scaricate. Le batterie utilizzate nelle missioni spaziali sono spesso ricaricabili; la ricarica può essere effettuata utilizzando altre fonti di energia, per esempio l'energia solare. Le batterie sono cruciali perché possono fornire energia elettrica nei periodi in cui non c'è possibilità di accedere ad altre sorgenti di energia (per esempio in assenza della luce diretta del Sole).

In questa attività, gli studenti costruiranno una pila voltaica, una semplice batteria, costituita da placche metalliche, pezzi di canovaccio e aceto. Una pila voltaica sfrutta una reazione chimica spontanea per produrre elettricità.

### Salute e sicurezza

Le pile voltaiche non dovrebbero essere lasciate connesse in un contenitore chiuso o in una stanza non ventilata.

### Materiali (per gruppo)

- 6 piastre di zinco
- 6 piastre di rame
- 1 canovaccio
- Forbici
- Aceto
- Carta abrasiva (vetrata)
- 2 elastici di gomma
- Cavi con morsetti a cocodrillo
- Multimetro
- Batterie AA (opzionali)

Figura 1: Materiali necessari per costruire una pila di Volta



## Procedimento

Introdurre il concetto di elettrochimica e la definizione di differenza di potenziale elettrico.

### Costruire una cella voltaica

Dividere la classe in gruppi di 3- 4 studenti. Gli studenti devono seguire le istruzioni 1 e 2 nello *student worksheet* per assemblare una semplice cella voltaica. Dopo l'assemblaggio devono connettere il multimetro e misurare la differenza di potenziale elettrico.

Chiedere agli studenti di spiegare perché si osserva una differenza di potenziale elettrico e quale funzione svolge ciascuno strato all'interno della cella voltaica. Gli studenti scrivono le equazioni ioniche delle reazioni che avvengono nella cella. Chiedere loro di rispondere alle domande da 4 a 7 del loro *student worksheet*.

### Assemblare una pila di Volta

A questo punto gli studenti impileranno alcune (sei) celle voltaiche per ottenere la pila di Volta. Gli studenti misureranno la differenza di potenziale elettrico della pila una volta al minuto per 10 minuti e registreranno i dati nella Tabella 1 della loro scheda di lavoro. Nel frattempo risponderanno alle domande relative.

Chiedere agli studenti di tracciare in un grafico la differenza di potenziale elettrico della pila di Volta in funzione del tempo. Dovrebbero scoprire che la differenza di potenziale elettrico decresce nel tempo. Chiedere agli studenti cosa ne pensano e perché.

Per dimostrare che la pila di Volta può generare corrente elettrica possiamo utilizzarla per far accendere un LED o far girare un motorino, come indicato in Figura 2, e capire quanto a lungo la pila di Volta è in grado di alimentare l'attuatore.

Figura 2: Far accendere un LED (sinistra) e far girare un motorino (destra) con la pila di Volta.



Chiedere agli studenti di paragonare la loro pila di Volta a una normale batteria AA. Spiegare come lavora una normale batteria (pila) e quali sono le limitazioni della pila di Volta. Se il tempo lo consente, far connettere agli studenti la batteria e la pila di Volta ad altri dispositivi elettrici e misurare la corrente nel circuito.

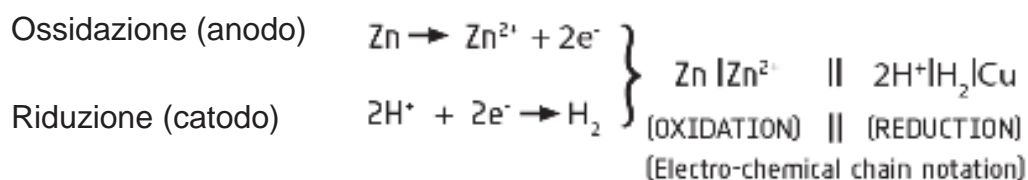
## Risultati

Queste sono le risposte dell'attività 1 della scheda degli studenti:

3. Da una cella voltaica otterrai circa 1 V.

4. L'equazione ionica netta è: 
$$\text{Zn} \rightarrow 2\text{H}^+ \quad \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$$

Le semireazioni redox delle sue semicelle sono:

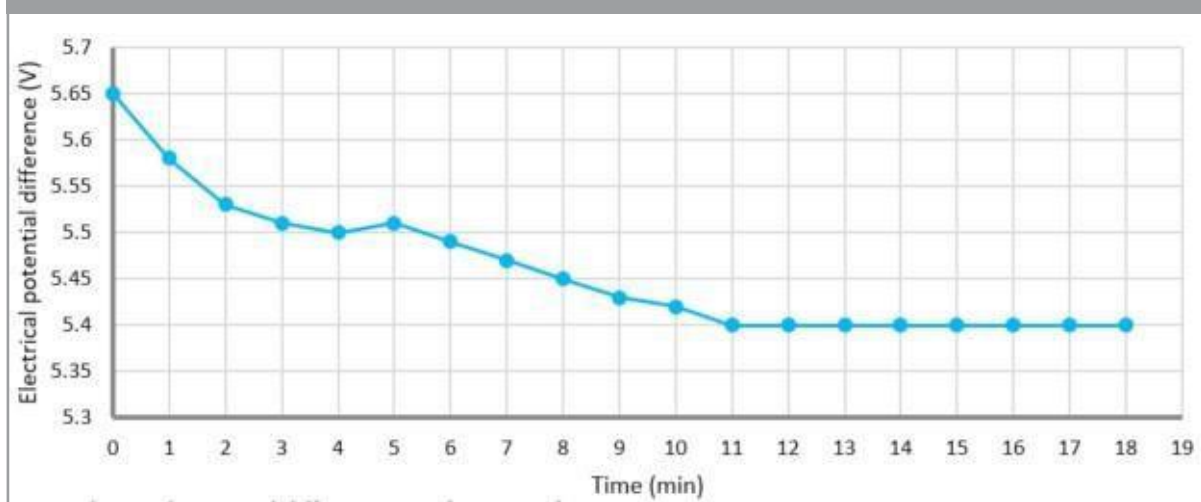




La piastra di rame serve soltanto come un conduttore metallico “chimicamente inerte” per il trasporto di elettroni nel circuito e non partecipa chimicamente alla reazione. La piastra di rame potrebbe essere sostituita da altri conduttori metallici.

5. Lo zinco si ossida e perde elettroni (anodo). Gli ioni idrogeno  $H^+$  (idrogeno =  $H^+$ ) si riducono e prendono elettroni (catodo).
6. Sulla superficie della piastra si accumula uno strato di ossido (che rende opaco l'aspetto del metallo). Questo diminuisce la superficie utile per lo scambio ionico. Si può rimuovere lo strato ossidato con la carta abrasiva.
7. L'aceto è una soluzione elettrolitica. Consente lo scambio di ioni tra le piastre ed aumenta la differenza di potenziale elettrico. Tutti gli acidi, come l'aceto, rilasciano ioni  $H^+$  indispensabili per la reazione. Anche l'acqua rilascia ioni  $H^+$  ma in quantità molto bassa. L'aggiunta di un sale o di un acido aumenta la conducibilità. Potremmo utilizzare qualsiasi altra sostanza che agisce come un elettrolita (sale o acido).
8. Risultati ottenuti da una pila di Volta costituita da sei celle voltaiche.

Figura 3: Differenza di potenziale elettrico (electrical potential difference) in funzione del tempo (time).



9. La tensione (voltaggio) scende nel tempo perché aumenta la resistenza interna della pila. La superficie dello zinco si ossida riducendo l'area di reazione. Anche l'aceto (ed altri acidi) provocano l'ossidazione. Inoltre nella pila di Volta si accumulano bollicine di idrogeno sulla superficie del rame (polarizzazione). Pile e batterie commerciali utilizzano materiali molto diversi che si ossidano molto meno dello zinco. Alcuni tipi di batterie usano sostanze che rimuovono l'idrogeno accumulato o lo fanno fuoriuscire. Per queste ragioni le pile e le batterie commerciali funzionano molto più a lungo.
10. Una pila (batteria) AA di solito ha una differenza di potenziale elettrico di 1,5 V se non diversamente specificato dal costruttore. Nella nostra esperienza otteniamo 1 V da una cella voltaica e 5,5 V dalla pila di Volta (sei celle voltaiche). Se aumentiamo il numero di celle aumentiamo la superficie totale di contatto per lo scambio ionico. Il fattore limitante per la corrente è la resistenza interna (che è alta).
11. Per l'esplorazione della Luna le pile e le batterie sono molto utili per immagazzinare energia. Le batterie utilizzate nelle missioni spaziali spesso sono ricaricabili, per esempio grazie all'energia solare. Le batterie sono cruciali perché possono fornire energia elettrica in momenti in cui non sono disponibili altre forme di alimentazione (per esempio quando non c'è luce solare diretta). Portare in missione come fonte di alimentazione pile o batterie non ricaricabili

è inefficiente e non sostenibile.

## Discussione

Discutere con gli studenti l'importanza dell'invenzione della pila di Volta. Come sarebbe la nostra vita senza pile e batterie? Potremmo progettare una batteria inesauribile? Discutere le caratteristiche responsabili delle inefficienze: peso e durata limitata rispetto alla capacità di accumulo e potenza.

Discutere di come l'energia possa solo essere trasformata, non persa né creata. Analizzare perché si continua a parlare di perdere energia (perché il calore è una forma di energia difficile da usare).

La pila di Volta può essere fatta ripartire pulendo le piastre metalliche con la carta abrasiva e bagnando di nuovo il canovaccio con l'elettrolita. Discutere con gli studenti se è possibile ricaricare infinitamente qualsiasi batteria ricaricabile.

## → Attività 2: elettrolisi dell'acqua

L'elettrolisi utilizza l'energia elettrica per rendere spontanee delle reazioni chimiche che non lo sono. In questa attività gli studenti costruiranno un apparato per l'elettrolisi: un dispositivo che fa passare una corrente elettrica in un liquido grazie a due elettrodi. Gli studenti utilizzeranno questo dispositivo per effettuare l'elettrolisi dell'acqua e scopriranno che è possibile scomporre l'acqua nei suoi componenti: ossigeno e idrogeno.

### Salute e sicurezza

Nel saggiare i gas assicurarsi di mantenere la distanza di sicurezza e utilizzare fiammiferi o bastoncini lunghi per evitare bruciature.

### Materiali (per gruppo)

- Contenitore di plastica con coperchio (condue fori – vedi preparazione)
- 2 provette
- 2 puntine da disegno in acciaio
- 2 beaker
- Cavi elettrici di rame
- Batteria (opzionale: una cella solare)
- 400 cm<sup>3</sup> di acqua distillata + 12 g NaOH (soluzione al 3%)
- Acqua distillata
- Guanti



↑ Materiale per costruire l'apparato per l'elettrolisi

## Preparazione

Praticare due piccoli fori nella parte inferiore del contenitore e due sul coperchio (del diametro delle provette) come mostrato in Figura 5.



Figura 5

↑ Preparazione del contenitore per l'elettrolisi

## Procedimento

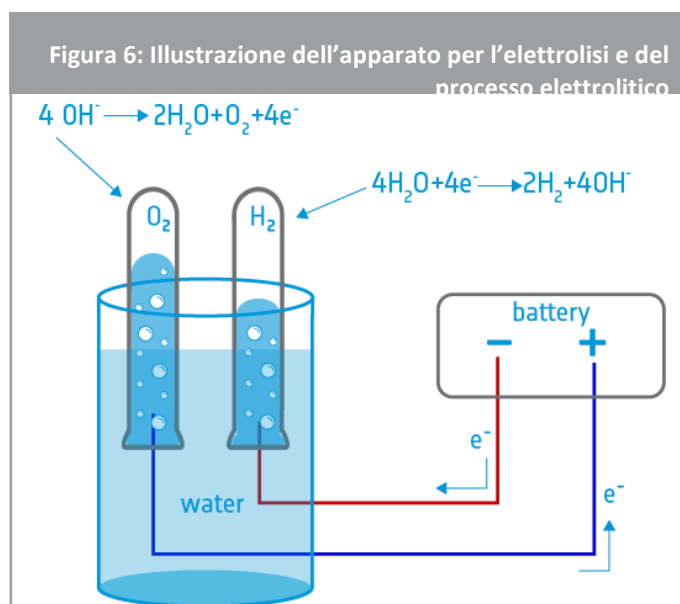
Gli studenti devono bilanciare l'equazione complessiva dell'elettrolisi. Poi guidarli per scrivere e comprendere le reazioni di ossidazione e di riduzione.

Nella Figura 6 è riportata un'illustrazione schematica dell'apparato per l'elettrolisi.

Far costruire ai ragazzi l'apparato per l'elettrolisi secondo le istruzioni dell'Allegato 1. Ricordare loro di cronometrare immediatamente il processo elettrolitico per poter successivamente calcolare la velocità di produzione dell'ossigeno. Chiedere agli studenti di rispondere alle domande da 5 a 7 sulla scheda di lavoro relativa al processo elettrolitico.

Correlare l'esperimento con la produzione di ossigeno nelle missioni spaziali. Chiedere agli studenti di rispondere alle domande 8 e 9 della scheda per calcolare se il loro apparato per l'elettrolisi può produrre la quantità di ossigeno necessaria agli astronauti sulla Luna.

Per ampliare l'esperimento gli studenti potrebbero ripeterlo con acqua distillata, acqua del rubinetto (che contiene sali) ed acqua con un elettrolita.





## Identificare il gas

Questa parte può essere condotta dal docente in modo dimostrativo o può essere realizzata direttamente dagli studenti. Prima di effettuare la prova chiedere agli studenti se hanno idea di come poter riconoscere i gas presenti nelle due provette.

**Test per l'idrogeno:** tappare col dito l'estremità della provetta per evitare la fuoriuscita dell'idrogeno, poi capovolgere la provetta e posizionare un lungo fiammifero acceso (o un accendigas) all'apertura della provetta (vedi Figura 7). Dovresti udire un piccolo scoppietto che conferma la presenza di idrogeno (una mini esplosione). La reazione  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{L})$  produrrà una piccola quantità di acqua sul fondo della provetta.



Figura 7

↑ Test dell'idrogeno con l'accendigas (sinistra) e presenza di acqua nella provetta (destra)

**Test per l'ossigeno:** tappare col dito l'estremità della provetta per evitare la fuoriuscita dell'ossigeno, poi capovolgere la provetta e posizionare sull'apertura un bastoncino incandescente (senza fiamma) (vedi Figura 8). La presenza di ossigeno puro farà ricomparire la fiamma sul bastoncino.

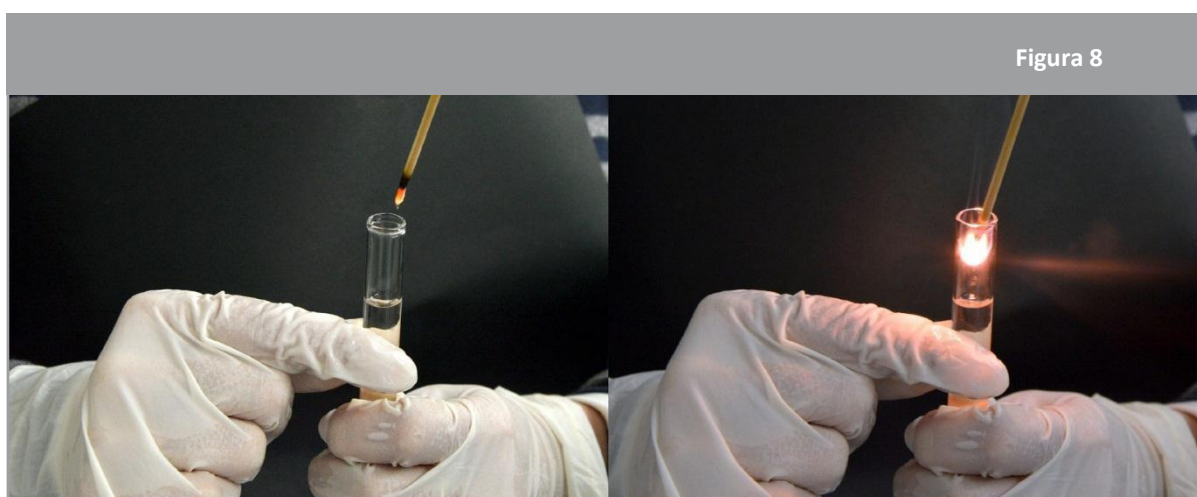
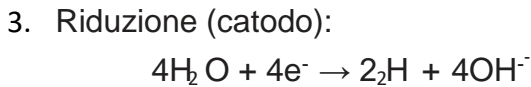
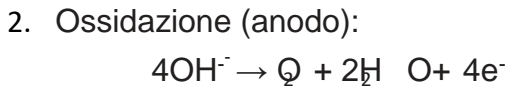
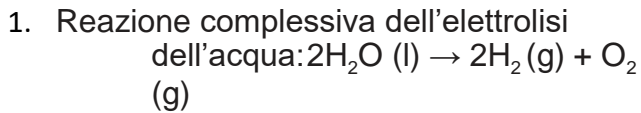


Figura 8

↑ Test dell'ossigeno col bastoncino incandescente (sinistra). Il bastoncino si re-infiama in presenza di ossigeno puro (destra)

Risposte per la scheda relativa all'attività 2:



4. NaOH è un elettrolita. L'aggiunta di un elettrolita velocizza l'elettrolisi perché aumenta la conducibilità elettrica dell'acqua (cioè cala la resistenza). Sali, acidi o basi possono essere usati come elettroliti. Nel caso specifico di elettrolisi alcalina dell'acqua, si usa come elettrolita una base forte come l'idrossido di sodio (o l'idrossido di potassio), in questo modo si evitano i problemi di corrosione provocati dagli elettroliti acidi (corrosione degli elettrodi di metallo).

5. Nell'equazione  $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$  i prodotti sono due molecole di idrogeno per ogni molecola di ossigeno. Per questo si osserva una quantità doppia di idrogeno rispetto a quella dell'ossigeno.

6. Utilizzando una pila di Volta costituita da sei celle voltaiche con una differenza di potenziale elettrico di 6 V, è possibile produrre 3ml di  $\text{O}_2$  in 4 ore = 18 ml/giorno di ossigeno molecolare ( $\text{O}_2$ ).

7. Ottenere 18 ml/giorno equivale a  $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{giorno}$ . Dall'equazione di stato dei gas perfetti possiamo calcolare le moli di  $\text{O}_2$ , e da queste la massa:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101325 \text{ pa} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,0239 \text{ g}$$

Quindi approssimando e convertendo in Kg,  $2,4 \cdot 10^{-5} \text{ Kg}$  che quindi soddisfa solo:

$$\frac{2,4 \cdot 10^{-5} \text{ Kg}}{0,84 \text{ Kg}} \cdot 100\% = 0,0028\%$$

della quantità necessaria ad un astronauta in un giorno.

8. Potremmo accelerare la produzione aumentando la concentrazione dell'elettrolita (in questo caso la concentrazione di NaOH) o utilizzando una batteria più potente.

9. L'ossigeno è di vitale importanza perché gli astronauti possano respirare sulla Luna. L'idrogeno combinato con un ossidante (per esempio ossigeno) può essere

un propellente per le navicelle spaziali o per un rover che consenta di esplorare la superficie lunare ed espandere la presenza dell'uomo. Se dovessimo portarci dalla Terra l'ossigeno e l'idrogeno avremmo bisogno di contenitori che occuperebbero un grande volume e avrebbero una grande massa. Sarebbe troppo costoso. Per realizzare un avamposto sostenibile sulla Luna dobbiamo il più possibile riciclare e trasformare prodotti di scarto (per esempio CO<sub>2</sub>, urina, sudore, rifiuti alimentari, scarti metabolici, ecc.) in O<sub>2</sub> e acqua da poter utilizzare di nuovo. I *Life Support Systems* sono stati progettati per questo e le tecnologie per ottimizzare il riciclo sono in fase di sperimentazione sull'*International Space Station*. Comunque, per rifornire l'avamposto senza essere dipendenti dalla Terra, dobbiamo imparare a produrre la maggior parte di quello che ci serve direttamente sulla Luna (utilizzare le risorse *in situ*).

## → Attività 3: una cella a combustibile

In questa attività gli studenti utilizzeranno i prodotti dell'elettrolisi dell'acqua ( $H_2$  e  $O_2$ ) in una cella a combustibile. Studieranno come le celle a combustibile producono energia elettrica e calore a partire da una reazione chimica. Gli studenti poi valuteranno i vantaggi e le limitazioni di una cella a combustibile per esplorare la Luna.

L'esperienza può essere condotta in modo dimostrativo o se il tempo lo permette come attività hands-on. È necessaria una cella a combustibile, che può essere acquistata online<sup>1</sup>.

### Materiali

Un *Fuel cell car science kit*<sup>1</sup> o:

- Una cella a combustibile
- Una siringa
- Acqua deionizzata e distillata
- Un alimentatore (batteria, cella solare)
- Tubi e tappi di silicone
- Due beaker da 30 ml e due contenitori interni (vedi allegato 2)
- Cavi con connettori
- Attuatori (motore, LED, auto, ecc.)



↑ Materiali necessari per costruire una cella a combustibile.

### Procedimento

Introdurre e spiegare la cella a combustibile agli studenti. Il funzionamento delle celle a combustibile si basa sulle conoscenze della pila di Volta e sull'elettrolisi dell'acqua offrendo così l'opportunità di completare il percorso.





Agenzia Spaziale Italiana



Chiedere agli studenti di seguire le istruzioni dell'Allegato 2 (o proporre l'esperimento prima come dimostrazione). Chiedere agli studenti di rispondere alle domande da 1 a 5 nello scheda di lavoro e riflettere su vantaggi e limitazioni delle celle a combustibile.

---

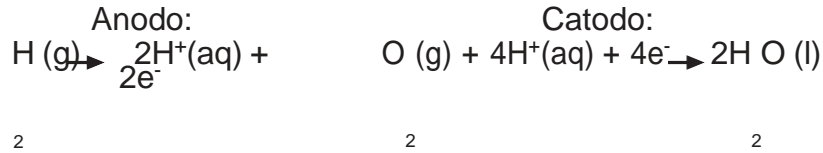
<sup>1</sup> Questa attività utilizza il Fuel cell car science kit che può essere acquistato online  
<http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit/>.

## Risultati

1. Reazione complessiva nella cella a combustibile:



2. Reazioni all'anodo e al catodo



3. Una cella a combustibile è una fonte di energia pulita e a buon mercato se sono disponibili ossigeno e idrogeno. Non inquina: produce solo acqua ed energia. Questo la rende una potenziale soluzione per avere energia pulita sulla Terra. Le celle a combustibile non sono la soluzione ottimale se prima di farle funzionare dobbiamo produrre  $\text{H}_2$  and  $\text{O}_2$  con l'elettrolisi, o se  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$  sono limitati e costosi. Se abbiamo bisogno di un'altra fonte di alimentazione per produrre i componenti della reazione, perdiamo energia. Comunque se combiniamo la tecnologia della cella a combustibile con una fonte di energia rinnovabile (per esempio l'energia solare) allora potremo utilizzare le celle a combustibile senza inquinare.
4. La pila di Volta, l'elettrolisi e la cella a combustibile sono esempi pratici di elettrochimica. La pila di Volta sfrutta una reazione chimica per generare energia elettrica, l'elettrolisi dell'acqua sfrutta l'energia elettrica per far avvenire una reazione chimica non spontanea e una cella a combustibile inverte la reazione dell'elettrolisi e genera di nuovo energia elettrica a partire dai prodotti dell'elettrolisi.

## → ENERGIA DALL'ACQUA

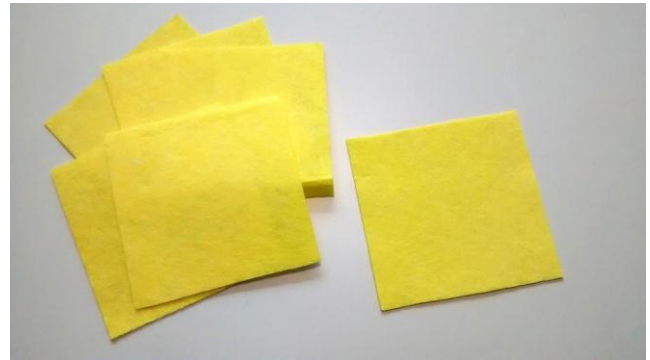
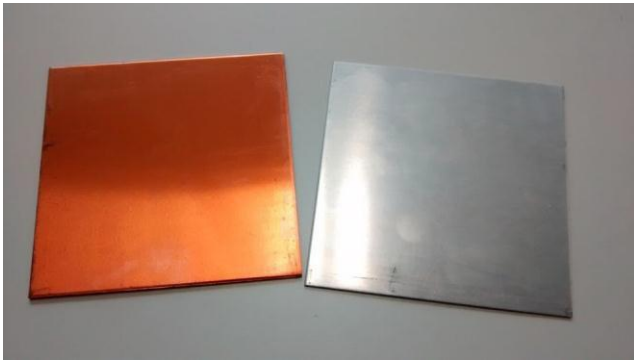
Come produrre ossigeno e idrogeno sulla Luna

### → Attività 1: costruire una pila di Volta

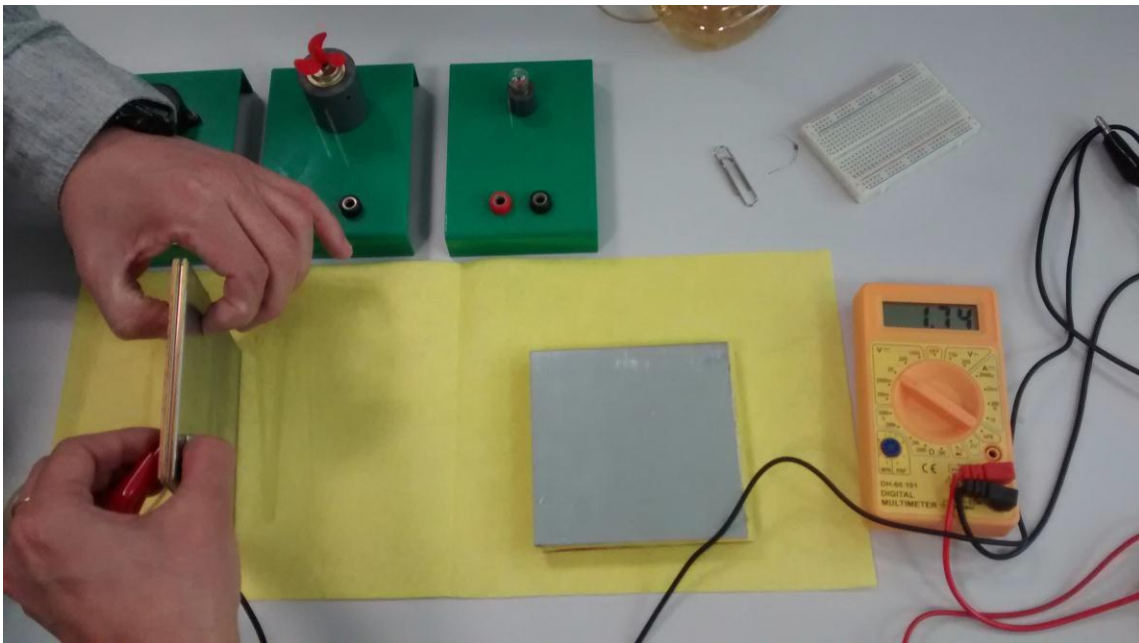
Nel 1800 Alessandro Volta, uno dei pionieri dell'elettricità, inventò la prima pila (batteria): la pila di Volta. Con questa invenzione dimostrò che alcune reazioni chimiche possono produrre energia elettrica. Ora puoi seguire le sue orme e costruire la tua pila di Volta.

#### Procedimento e quesiti

1. Con la carta abrasiva pulisci entrambi i lati delle piastre di zinco e rame e taglia dal canovaccio 6 quadrati delle stesse dimensioni delle piastre.



2. Posiziona un quadrato di canovaccio sopra una piastra di zinco e bagnalo con l'aceto. Poi posiziona una piastra di rame sopra al canovaccio bagnato. Hai costruito una cella voltaica. Connetti i cavi con le pinze a coccodrillo alla prima e all'ultima piastra, poi collegali al multimetro.



3. Qual è la differenza di potenziale elettrico di una cella voltaica? \_\_\_\_\_ V

4. Scrivi l'equazione ionica netta che descrive il processo complessivo della cella voltaica:

5. In questa reazione quale componente si ossida e quale si riduce?

---

---

---

6. Perché pulire con la carta abrasiva le piastre è una buona idea?

---

---

---

7. Perché hai bagnato il canovaccio con l'aceto? Potremmo usare un'altra sostanza? Spiega.

---

---

---

→ SCHEDA STUDENTE

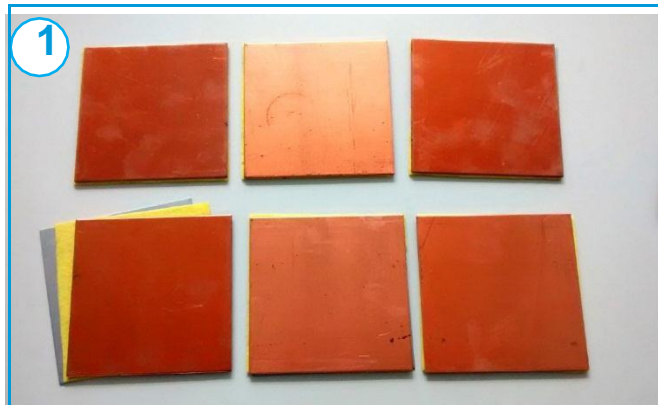
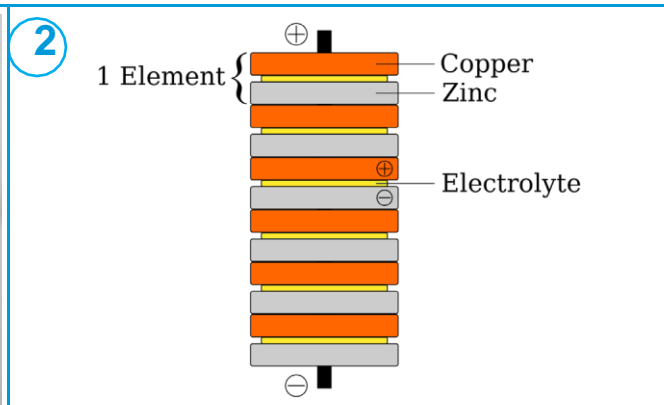

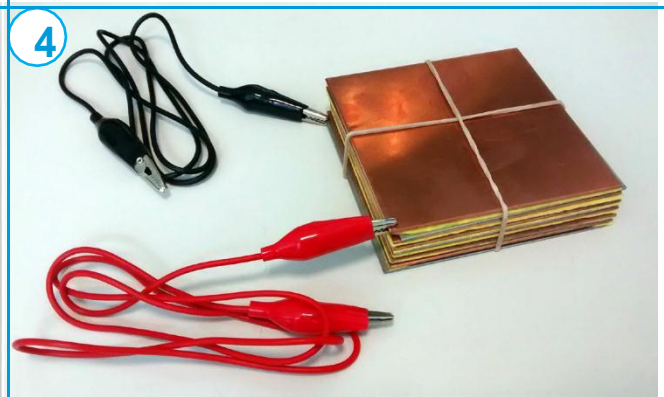
## Lo sapevi?

La sonda Huygens dell'ESA, che è atterrata sulla superficie di Titano (la più grande luna di Saturno), era alimentata da batterie non ricaricabili litio/biossido di zolfo. Queste batterie rimasero inattive durante i sette anni di viaggio verso Saturno conservando la capacità di fornire l'energia per atterrare su Titano.



Immagine artistica della sonda Huygens sulla superficie di Titano. →

8. Segui le istruzioni per costruire la pila di Volta.

	
<p>Costruisci sei celle voltaiche seguendo le istruzioni della procedura 1.</p>	<p>Impila le celle nell'ordine indicato.</p>
	
<p>Per tenere al posto le sei celle tendi i due elasticidi gomma come indicato.</p>	<p>Connetti i cavi con le pinze a coccodrillo alla prima e all'ultima piastra e connetti al multimetro.</p>

→ SCHEDA STUDENTE

9. Misura la differenza di potenziale elettrico della pila di Volta immediatamente dopo averla assemblata. Ripeti la misura ogni minuto per 10 minuti e riporta i dati ottenuti nella Tabella 1.

Tabella 1: Dati relativi alla differenza di potenziale elettrico registrata per 10 minuti.

Tempo (min)	Differenza di potenziale elettrico (V)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

10. Riporta sul grafico la differenza di potenziale elettrico in funzione del tempo.

Electrical potential difference (V)



11. Cosa osservi? Spiega.

---

---

---

12. Qual è la differenza di potenziale elettrico della pila di Volta rispetto a una normale batteria AA?

---

---

---

13. Come potrebbero essere utilizzate le batterie per l'esplorazione della Luna?  
Quali sono vantaggi e svantaggi delle batterie?

---

---

---

---

---

---

## → Attività 2: elettrolisi dell'acqua

### Quesiti

1. Bilancia la seguente reazione complessiva:



2. Scrivi l'equazione della reazione che avviene all'anodo:
3. Scrivi l'equazione della reazione che avviene al catodo:
4. Costruisci l'apparato per l'elettrolisi seguendo le indicazioni dell'Allegato 1. Quando fai partire l'elettrolisi assicurati di avviare anche il cronometro. Per calcolare la produzione di ossigeno hai bisogno di conoscere il tempo dell'elettrolisi.
5. Descrivi cosa avviene durante l'elettrolisi.

---



---



---

6. Perché solubilizzi l'NaOH in acqua?

---

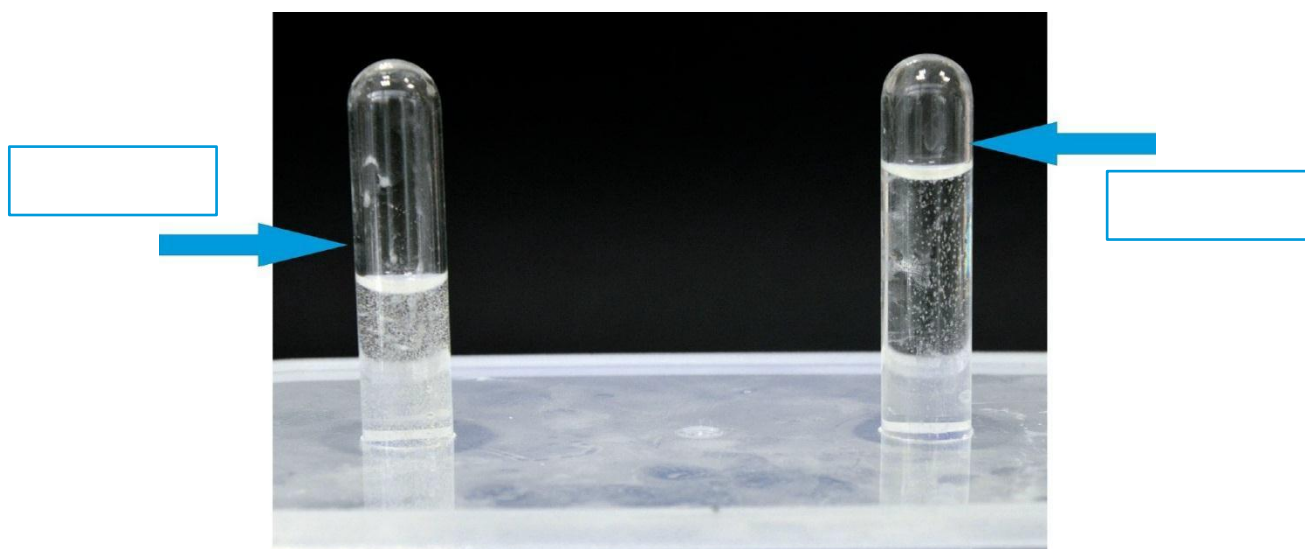


---



---

7. Quale delle due provette contiene ossigeno e quale idrogeno? Argomenta.





8. Misura quanto ossigeno hai prodotto e calcola la velocità di produzione al minuto.

9. Assumi che un astronauta respiri 0.84 kg di ossigeno molecolare ( $O_2$ ) al giorno. Il tuo sistema elettrolitico può soddisfare la richiesta giornaliera di ossigeno di un astronauta?

10. Come potresti produrre più ossigeno in un giorno?

---

---

---

11. Quali sono vantaggi e svantaggi dell'elettrolisi dell'acqua sulla Luna?

---

---

→ SCHEDA STUDENTE

## Lo sapevi?

L'elettrolisi dell'acqua è il principale metodo per generare ossigeno a bordo della *International Space Station (ISS)*. L'acqua, raccolta da urine, acqua di scarico e condensazione, viene scomposta in ossigeno e idrogeno nell'*Oxygen Generation System (OGS)*. L'energia viene fornita dai pannelli solari delle dimensioni di un campo da calcio. Un sistema simile potrebbe essere usato sulla Luna.

[La International Space Station \(ISS\) in orbita attorno alla Terra](#)



NASA, ESA, JAXA and Roscosmos.



## → Attività 3: una cella a combustibile

Le celle a combustibile possono essere usate per fornire energia a rover o navicelle spaziali o altri dispositivi. Una cella a combustibile opera in modo inverso rispetto all'elettrolisi: combina H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> e produce H<sub>2</sub>O (acqua) ed energia.

### Quesiti

Dopo aver osservato come funziona una cella a combustibile, rispondi alle seguenti domande:

1. Bilancia la reazione complessiva:

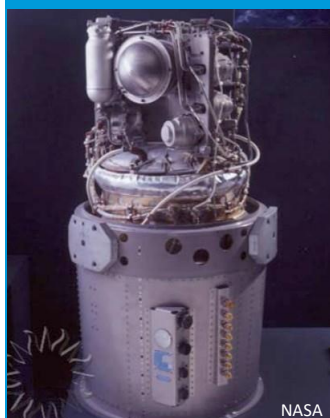


2. Scrivi le reazioni chimiche che avvengono all'anodo e al catodo:

3. Quali sono vantaggi e svantaggi di una cella a combustibile? Come potremmo usare le celle a combustibile per le missioni sulla Luna?

→ SCHEDA STUDENTE

### Lo sapevi?



Le celle a combustibile hanno fornito energia elettrica durante il programma Apollo che ha portato l'uomo sulla Luna. Le celle a combustibile dell'Apollo facevano reagire ossigeno e idrogeno, immagazzinati in forma liquida a bassissima temperatura, che fornivano energia elettrica ed acqua da bere. Anche la flotta Space Shuttle ha utilizzato le celle a combustibile come componente del sistema di alimentazione elettrica. La flotta Space Shuttle ha volato in 135 missioni tra il 1981 e il 2011.



Apollo fuel cell.

4. Indica somiglianze e differenze tra la pila di Volta, l'elettrolisi e la cella a combustibile.

## Per approfondire

### Risorse ESA

Luna Camp  
Challenge  
[esa.int/Education/  
Luna\\_Camp](https://esa.int/Education/Luna_Camp)

Luna animations about the basics of  
living on the Luna  
[esa.int/Education/Luna\\_Camp/The\\_basi  
cs\\_of\\_living](https://esa.int/Education/Luna_Camp/The_basics_of_living)

ESA classroom resources:  
[esa.int/Education/Classroo  
m\\_resources](https://esa.int/Education/Classroom_resources)

### Altre informazioni

Pila di Volta:  
[youtube.com/watch?v=9O  
Vtk6G2TnQ](https://youtube.com/watch?v=9OVtk6G2TnQ)

Elettrolisi: [youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo](https://youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo)

Celle a combustibile :  
[youtube.com/watch?v=O  
mVnllgDA7o](https://youtube.com/watch?v=OmVnllgDA7o)

Fuel cell car science kit:  
[www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-  
car-science-kit](http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit)

## Chi siamo

Lo **Spazio** rappresenta un contesto straordinario per le attività di **educazione scientifica e tecnologica** grazie al grande potere evocativo che esercita sull'immaginario collettivo, dei giovani in particolare. Il potenziale di ispirazione dello Spazio fornisce una chiave di lettura distintiva del progetto **ESERO**, nato per sostenere innovazione nell'insegnamento, stimolare nei giovani un interesse genuino per la scienza e la tecnologia, coinvolgerli in un processo di apprendimento attivo e ispirato, e accompagnarli nello sviluppo del pensiero critico ed autonomo come valore sociale.

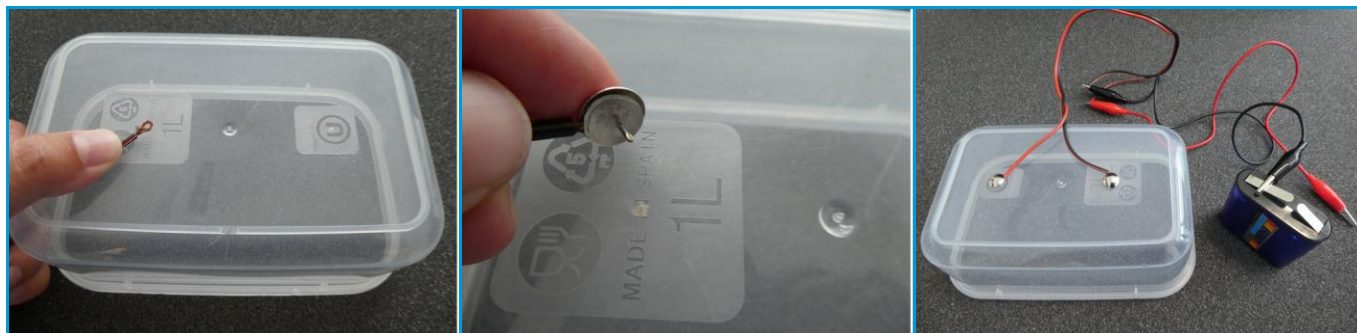
**ESERO Italia** è un programma congiunto dell'**Agenzia Spaziale Italiana (ASI)** e dell'**Agenzia Spaziale Europea (ESA)**, con il sostegno di un'ampia gamma di organizzazioni nazionali attive nel campo dell'educazione e del settore spaziale.

**L'Agenzia Spaziale Italiana (ASI)** promuove l'**educazione, l'alta formazione** e la **diffusione della cultura** spaziale dedicate alle nuove generazioni, che saranno gli attori dello Spazio del futuro. L'ASI realizza progetti educativi legati alle attività istituzionali dell'Agenzia per attrarre verso le discipline scientifiche, ingegneristiche e tecnologiche i talenti e le risorse di capitale umano qualificato da cui primariamente dipende, nell'economia della conoscenza globale, la capacità competitiva di un Paese avanzato. [www.asi.it](http://www.asi.it)

**L'Agenzia spaziale Europea (ESA)** annovera tra i suoi obiettivi il supporto all'**educazione tecnico-scientifica** delle nuove generazioni. Le attività educative dell'ESA sono mirate allo sviluppo di conoscenze, competenze e attitudini nel campo STEM. Il fine è attirare i giovani alle carriere tecnico-scientifiche sostenendoli nel percorso, ma anche contribuire allo sviluppo di una cittadinanza informata e responsabile, e a promuovere la rilevanza dello Spazio, e dei servizi che ne derivano, per la società e cultura contemporanee. [www.esa.int](http://www.esa.int)

→ Allegato 1: apparato per l'elettrolisi

1. Usa le puntine d'acciaio per fissare i cavi al contenitore.



2. Solubilizza NaOH in acqua (3%) e metti la soluzione ottenuta nel contenitore.
3. Posiziona le provette sulle puntine (assicurati che siano riempite completamente di acqua). Inserisci il tappo e blocca le provette nella posizione corretta.

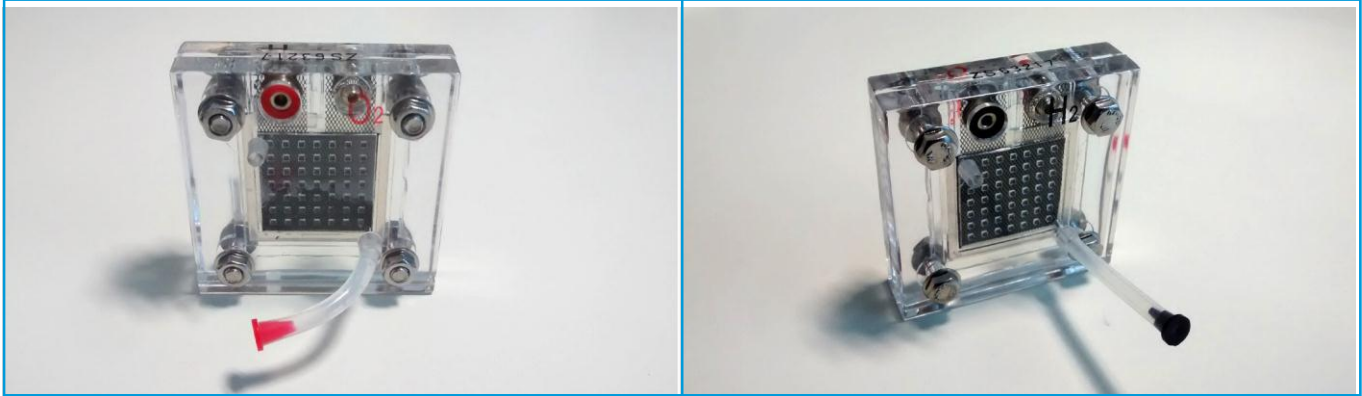


4. Collega l'alimentatore (batteria) ed inizia l'elettrolisi. Fai partire immediatamente un cronometro e registra quanto tempo richiede il processo.



→ **Allegato 2: cella a combustibile**

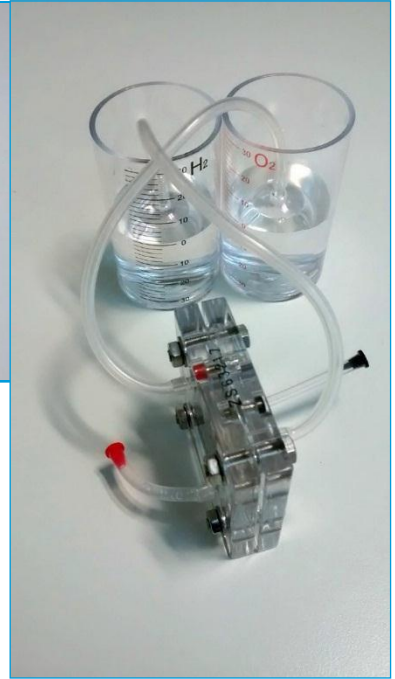
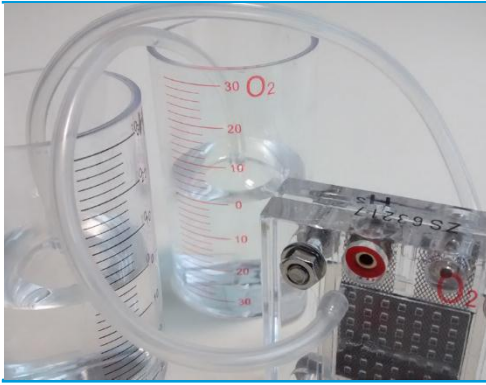
1. Collega due tubi di silicone (4cm) agli ugelli posizionati nella parte bassa di entrambi i lati della cella a combustibile.



2. Rimuovi il tappo rosso dal tubo collegato al lato dell'ossigeno della cella a combustibile. Usa la siringa per iniettare acqua distillata nella cella a combustibile finché non è riempita a metà.
3. Posiziona nei beaker i contenitori interni a forma di cupola ed aggiungi acqua fino allo "0" ml (l'acqua dovrebbe ricoprire il contenitore interno). Assicurati che non ci sia aria intrappolata dentro i contenitori interni.



4. Collega i tubi di silicone agli ugelli superiori di entrambi i lati O<sub>2</sub> and H<sub>2</sub> della cella a combustibile.



5. Collega la batteria come vedi. Accendi la batteria posizionando su "on" e dovrebbe iniziare l'elettrolisi.



6. Osserva quando  $H_2$  ed  $O_2$  iniziano a riempire i contenitori interni. Quando  $H_2$  comincia a fuoriuscire dal contenitore il serbatoio è pieno.



5. Scollega la batteria e connetti i cavi con un attuatore (auto, motore, LED ecc.).  $H_2$  ed  $O_2$  si combinano nuovamente producendo  $H_2O$  ed energia per alimentare il motore.

