

## ELETTROLISI DELL'ACQUA

Obiettivo: attraverso una cella elettrolitica verificare l'elettrolisi dell'acqua.

Richiami teorici: una cella elettrolitica, ha un funzionamento opposto a quello della pila, essa è un dispositivo che consuma energia elettrica in energia chimica in modo tale da far avvenire una redox non spontanea. Grazie a questa tipologia di celle siamo riusciti a separare idrogeno e ossigeno nell'acqua

Materiali: pongo, 2 mine lapis HB, 2 cavetti con morsetti a coccodrillo, una pila da 4,5 V

-Vetreteria: 1 becker, 2 provette.

-Reagenti: soluzione satura di sale e fenolftaleina.

Procedimento:

Per prima cosa abbiamo inserito una o due mine da lapis, a seconda della grandezza, controllando che la loro lunghezza non superasse quella di una provetta, in un morsetto di entrambi i cavi, ed abbiamo sigillato con del pongo le mine con il morsetto; in modo che rimanessero ferme e non si spezzassero. Precedentemente avevamo preparato, dentro il becker, una soluzione satura di sale (NaCl) con all'interno anche la fenolftaleina; al momento del bisogno abbiamo ripreso la soluzione e la abbiamo versata all'interno delle provette. Dopodiché abbiamo ripreso i cavetti ed abbiamo inserito la parte con la mina ed il pongo all'interno delle due provette, accertandosi che l'acqua non fuoriuscisse; a questo punto abbiamo inserito le provette all'interno della soluzione e le abbiamo rovesciate. Abbiamo preso la pila da 4,5 V: le abbiamo tolto il "coperchio" e abbiamo sollevato le due linguette che si trovavano all'estremità; una rappresentava il polo positivo (+) e l'altra il polo negativo (-). Infine abbiamo collegato i due morsetti liberi, dei cavi, uno al polo negativo e l'altro al polo positivo.



Conclusioni:

prima di esaminare cosa accade nella cella elettrolitica; è necessario capire cosa succede al catodo polo negativo ed all'anodo polo positivo.

Il catodo si riduce ed a ridursi è l'acqua (H<sub>2</sub>O) non gli ioni H<sup>+</sup> perché presenti in bassissima quantità (1\*10<sup>-7</sup>) e neanche lo ione Na<sup>+</sup> perché ha un potenziale di riduzione (visibile nella serie elettrochimica) minore dell'acqua.

La reazione che avviene è quindi la seguente:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

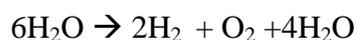
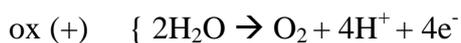
Al catodo si libera quindi idrogeno e si sviluppano ioni OH<sup>-</sup>.

L'anodo invece si ossida ed a ossidarsi è nuovamente l'acqua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) non gli ioni  $\text{OH}^-$  per la stessa motivazione degli ioni  $\text{H}^+$ , e neanche lo ione  $\text{Cl}^-$  dato che ha un potenziale di riduzione maggiore rispetto a quello dell'acqua.

La reazione che avviene è:  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$

All'anodo si libera ossigeno e ioni  $\text{H}^+$

Se uniamo le due reazioni:



Quindi nella cella elettrolitica al polo negativo ovvero al catodo la fenolftaleina, che in partenza era trasparente, vira di colore; diventando fucsia, perché si sviluppano ioni  $\text{OH}^-$  e quindi un ambiente basico. Al polo positivo, anodo, si sviluppa ossigeno. In entrambi i poli si formano delle bollicine ma al catodo se ne svilupperà il doppio perché dove si sviluppa idrogeno si avrà un volume doppio di idrogeno rispetto a dove si sviluppa ossigeno.

Lavoro di Marta Tognaccini, 4ASA

