

Devoir surveillé N°4**Ex N°1/ La pile de Volta**

Le physicien italien Alessandro Volta a créé la première pile en 1799 ; elle était formée d'un empilement de disques métalliques. Une pile Volta est réalisée en empilant successivement des « cellules élémentaires » (Figure 1). Chaque cellule élémentaire est constituée d'une rondelle de cuivre, d'une rondelle de matériau absorbant imbibé de solution aqueuse contenant des ions et d'une rondelle de zinc (Figure 2).



Figure 1. Photographie d'une pile Volta
Source : Wikipédia

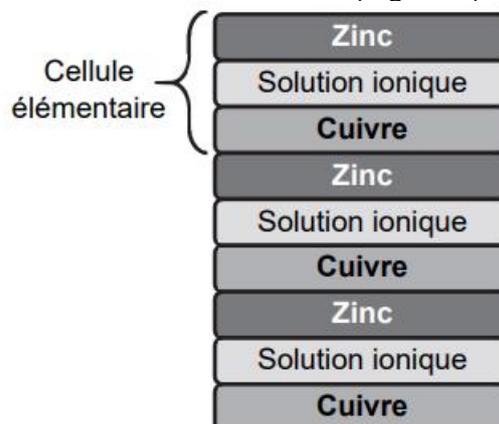
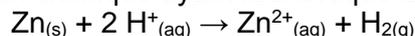


Figure 2. Schéma simplifié en coupe d'une pile de Volta

Donnée : couples oxydant / réducteur mis en jeu dans la pile Volta : $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$, $\text{H}^{+}_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}$

Au laboratoire, on réalise une cellule élémentaire avec une rondelle de cuivre, une rondelle de feutre (sorte de tissu épais) imbibée d'une solution d'eau salée et une rondelle de zinc. Lorsque la cellule est reliée à un conducteur ohmique de résistance d'une dizaine d'ohms, on observe un dégagement gazeux. Pour la suite, on considère que le cuivre est inerte, c'est-à-dire qu'il ne subit pas de transformation chimique.

L'équation modélisant la transformation chimique ayant lieu lorsque la cellule débite s'écrit :



1/ En déduire quelle électrode, parmi celle en zinc et celle en cuivre, joue le rôle de cathode. Justifier.

2/ Compléter le schéma **EN ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE** en indiquant les pôles de la cellule, le mouvement des électrons et le sens conventionnel du courant d'intensité I .

On mesure la tension U aux bornes de cette cellule élémentaire en reliant la borne « V » du voltmètre à l'électrode de cuivre et la borne « COM » à l'électrode de zinc. On lit $U = + 0,82 \text{ V}$.

3/ Justifier la cohérence du signe de cette mesure avec les réponses données précédemment.

La tension délivrée par une cellule élémentaire étant trop faible pour certaines expériences, Volta a réalisé sa pile en associant plusieurs cellules élémentaires (Figure 3).

Au laboratoire, une reconstitution de cette superposition est réalisée à partir de plusieurs cellules élémentaires placées en série. Chaque cellule élémentaire est constituée d'une plaque de zinc et d'une plaque de cuivre plongeant dans un bécher contenant une centaine de millilitres d'eau salée.



Figure 3. Photographie du montage expérimental reconstituant la superposition de 16 cellules élémentaires

On souhaite étudier l'évolution de la tension électrique délivrée par l'ensemble des cellules en fonction du nombre de cellules constituant le système. Ainsi, on réalise plusieurs mesures de tension U aux bornes d'un ensemble de N cellules, associées en série, en modifiant le nombre N de cellules. Les résultats sont donnés sur la figure 4.

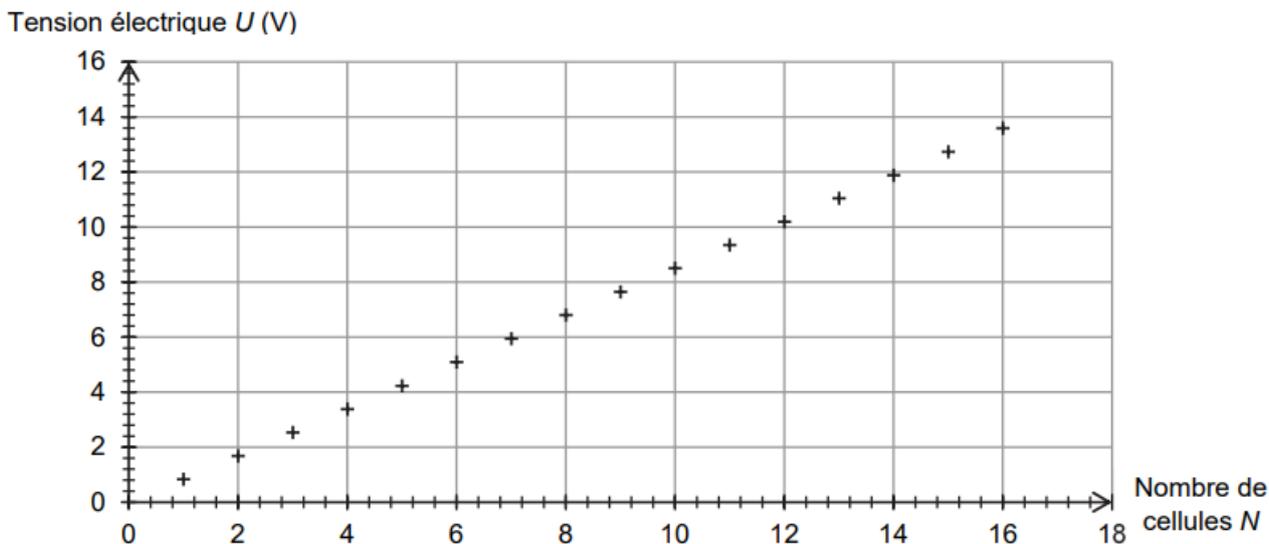


Figure 4. Graphique représentant la tension U en fonction du nombre N de cellules

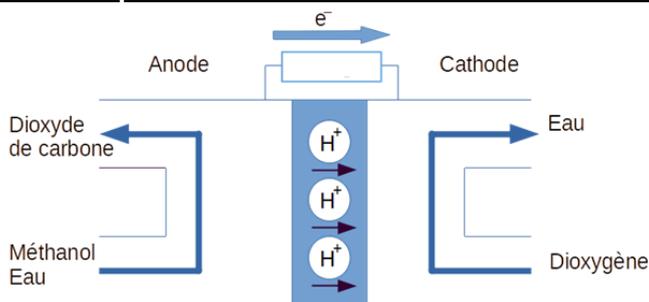
4/ Proposer une relation numérique entre la tension U et le nombre N de cellules.

5/ En supposant que la relation précédente est valable quel que soit le nombre de cellules élémentaires mises en série, déterminer l'ordre de grandeur du nombre de cellules élémentaires nécessaires à l'obtention d'une tension d'une centaine de volts.

Ex N°2/ Pile à combustible au méthanol

Une pile à combustible au méthanol est embarquée dans un camping-car. Elle a pour but d'en assurer l'autonomie en rechargeant une batterie auxiliaire. L'étude consiste à répondre à la question suivante : Combien de fois peut-on recharger cette batterie auxiliaire avec 1 L de méthanol alimentant la pile à combustible ?

Document N°1 : Présentation de la pile à combustible au méthanol



Caractéristiques de la pile à combustible :

Tension nominale de la pile $U_{\text{pile}} = 12 \text{ V}$

Rendement de la pile $\eta = 25 \%$

Document N°2 : demi-équations aux électrodes de la pile à combustible

Électrode	Couple Oxydant / Réducteur	Demi-équation électronique
1	$\text{O}_2 \text{ (g)} / \text{H}_2\text{O (l)}$	$\text{O}_2 \text{ (g)} + 4 \text{H}^+ \text{ (aq)} + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O (l)}$
2	$\text{CO}_2 \text{ (g)} / \text{CH}_3\text{OH (aq)}$	$\text{CH}_3\text{OH (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} = \text{CO}_2 \text{ (g)} + 6 \text{H}^+ \text{ (aq)} + 6 \text{e}^-$

Document N°3 : Données utiles

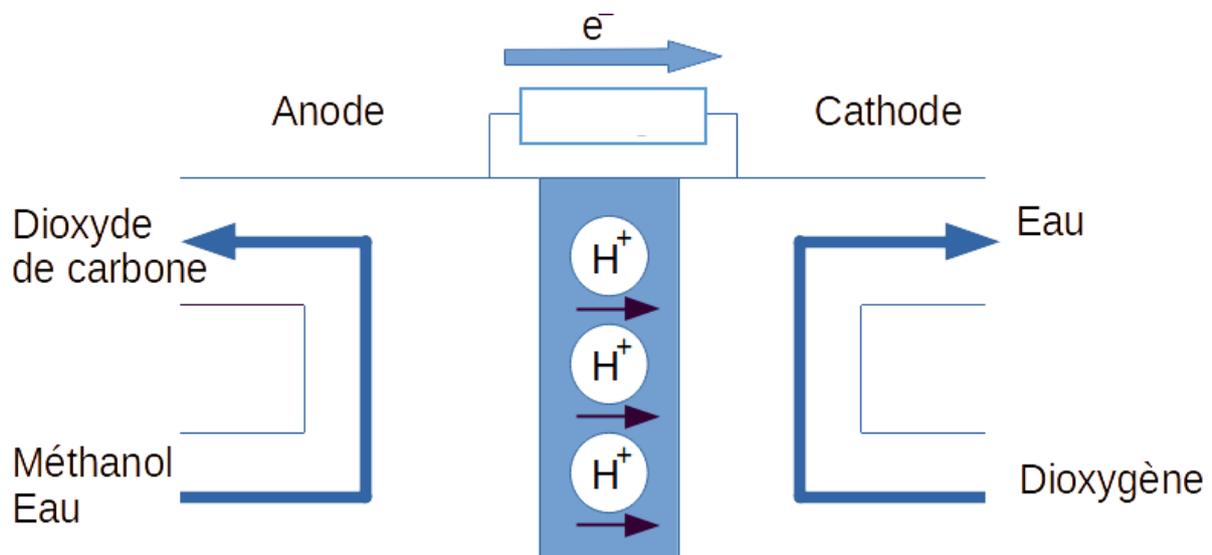
- Masse volumique du méthanol : $\rho = 792 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Formule chimique du méthanol : CH_3OH .
- Masses molaires : $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Quantité de matière n : $n = \frac{m}{M}$ est la masse de l'échantillon et M est la masse molaire
- Capacité d'une pile ou une batterie : $Q = n(e^-) \times F$ où F est la constante de Faraday $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $n(e^-)$ est la quantité de matière d'électrons.
- $1 \text{ A}\cdot\text{h} = 3600 \text{ C}$

Document N°4 : Batterie auxiliaire

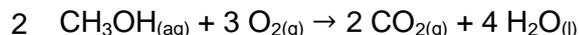
- Tension nominale de la batterie $U_{\text{Batterie}} = 12 \text{ V}$
- Capacité de la batterie : $Q = 100 \text{ A}\cdot\text{h}$

1/ Indiquer le schéma EN ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE :

- le sens du courant traversant la charge à l'extérieur de la pile ;
- les pôles + et - de la pile.



3/ Établir que l'équation de fonctionnement de la pile à combustible est :



4/ Vérifier que la masse molaire du méthanol CH_3OH est $M(\text{CH}_3\text{OH})$ est égale à $32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

5/ Calculer la quantité de matière n dans un litre de méthanol.

6/ Montrer, à l'aide de la demi-équation électronique à l'électrode 2 que la quantité de matière $n(e^-)$ d'électrons est 149 mol.

7/ Déterminer la capacité Q de la pile à combustible, en coulomb puis en ampère-heure.

8/ Montrer que l'énergie utile délivrée par la pile à combustible vaut $12 \text{ kW}\cdot\text{h}$.

9/ La notice technique de la pile à combustible indique que l'on peut faire dix charges de batterie avec un litre de méthanol. Vérifier que cette information est conforme à l'aide d'un calcul.

Ex N°3/ Capacité d'un accumulateur

On cherche à mesurer la capacité Q d'un accumulateur (pile rechargeable) en mesurant l'intensité constante $I = 0,50 \pm 0,03$ A fournie et la durée de $t = 3,320 \pm 0,005$ h

On rappelle que la relation est : $Q = I \times t$

L'incertitude composée $u(Q)$ sur Q est déterminée à partir des incertitudes sur I et sur t .

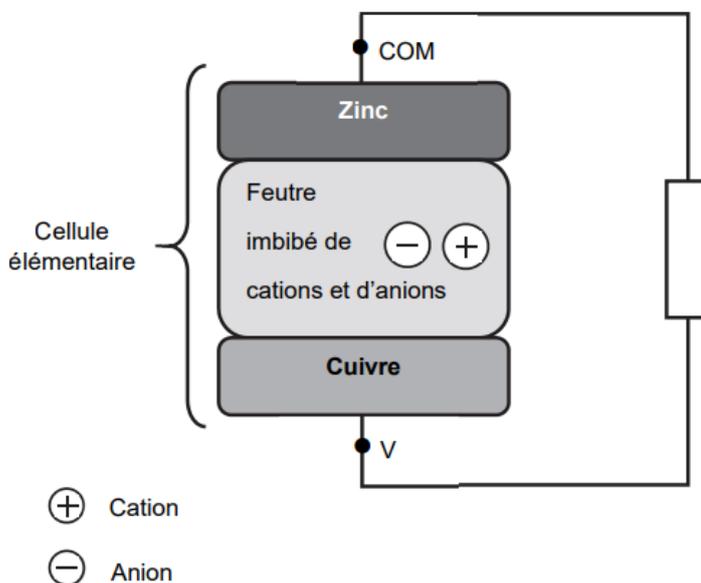
$$u(Q) = Q \times \sqrt{\left(\frac{u(I)}{I}\right)^2 + \left(\frac{u(t)}{t}\right)^2}$$

Donner le résultat de la capacité de cet accumulateur avec l'incertitude associée

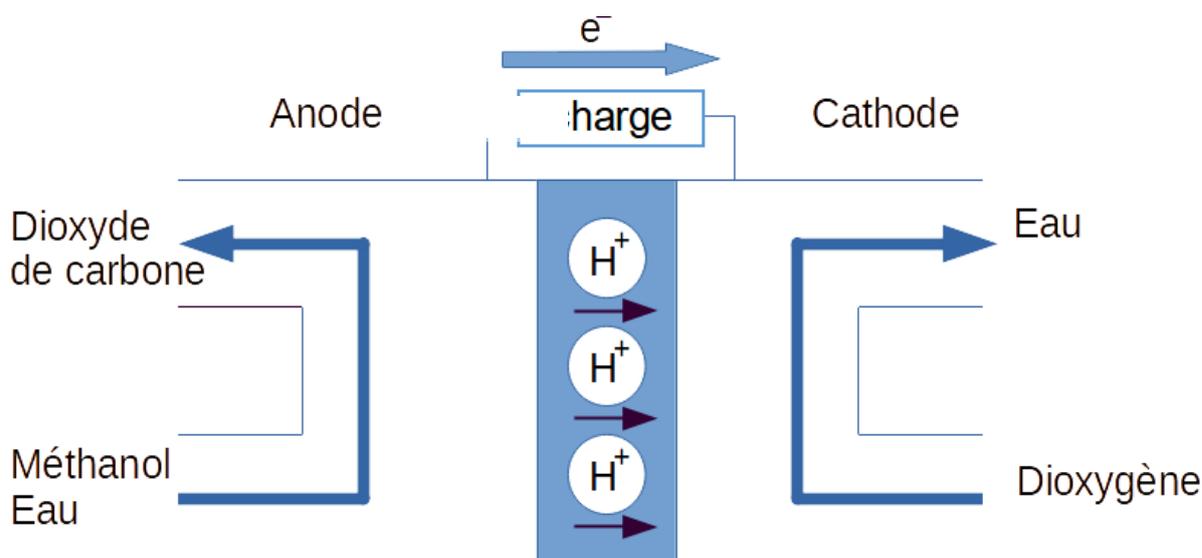


ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

Ex N°1/



Ex N°2/



Correction devoir surveillé N°4

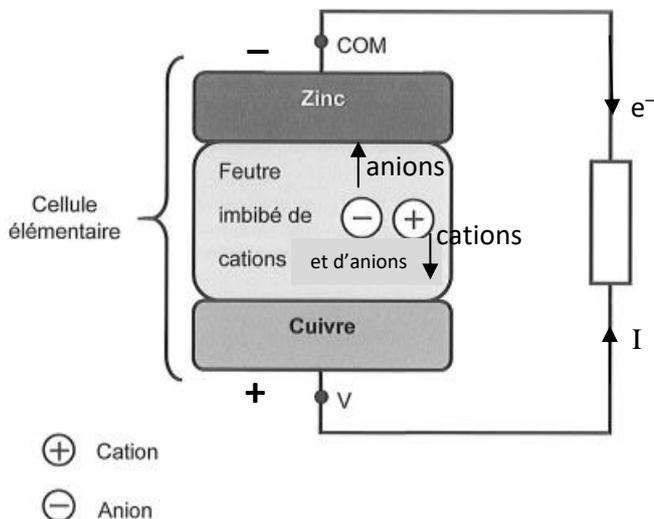
Exercice N°1/ Étude de la pile Volta

1.1/ À la cathode, il se produit une réduction. Celle des ions H^+ , l'électrode de cuivre inerte se contente d'y apporter les électrons fournis par l'oxydation des atomes Zn de l'anode.

L'électrode de cuivre joue le rôle de cathode.

Réduction des ions hydrogène $2H^+(aq) + 2e^- = H_2(g)$

1.2/



3/ Le voltmètre ainsi connecté mesure une tension positive ce qui confirme que la laque de cuivre est le pôle + du côté de la borne V du voltmètre.

4/ Les points expérimentaux semblent alignés sur une droite passant par l'origine. Ainsi la tension électrique est proportionnelle au nombre N de cellules. On a $U = k.N$ où k est le coefficient directeur de cette droite.

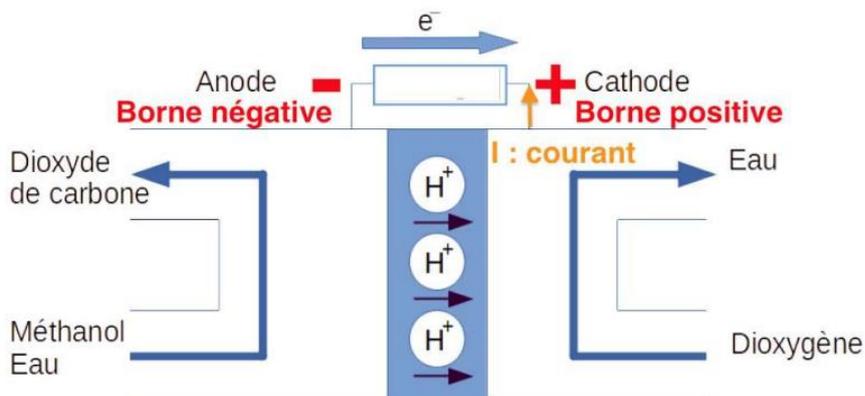
À l'aide du point A ($N=14$; $U_A = 12$ V), on trouve $k = \frac{U_A}{N} = \frac{12}{14} = 0,86$ V/cellule

Alors $U = 0,86.N$

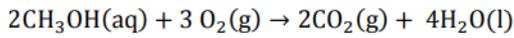
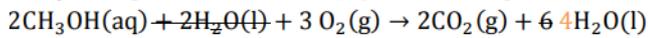
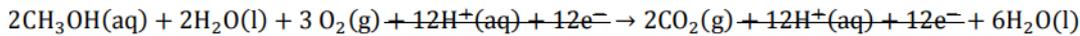
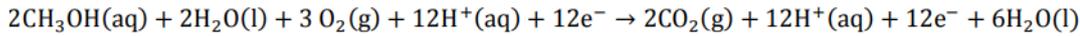
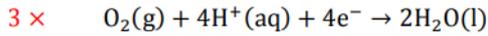
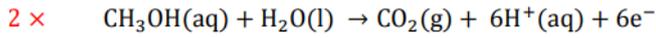
5/ Pour atteindre $U = 10^2$ V, il faut $N = \frac{U}{0,86} = \frac{100}{0,86} = 1,2 \times 10^2$ cellules.

Exercice N°2/ Pile au méthanol

1/ A l'électrode 2 : . Des électrons sont produits à l'électrode 2 : c'est la borne négative. A l'électrode 1 : . Des électrons sont consommés à l'électrode 1 : c'est la borne positive. Le courant traversant la charge à l'extérieur de la pile part de la borne positive vers la borne négative.



3/



$$4/ M(\text{CH}_3\text{OH}) = M(\text{C}) + 4M(\text{H}) + M(\text{O}) = 12,0 + 4 \times 1,00 + 16,0 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$5/ n = (\rho \times V) / M = (792 \times 1) / 32 = 24,75 \text{ mol}$$

6/ D'après la demi-équation de l'oxydation du méthanol, lorsqu'une mole de méthanol réagit, 6 mol d'électrons sont libérés. Donc $n(\text{e}^-) = 6 \times n(\text{CH}_3\text{OH}) = 6 \times 24,75 = 149 \text{ mol}$

$$7/ Q = n(\text{e}^-) \times F = 149 \times 96500 = 1,4 \cdot 10^7 \text{ C} = 4,0 \cdot 10^3 \text{ A} \cdot \text{h}$$

$$8/ \text{Energie stockée par la pile à combustible} : E_{\text{stockée}} = U_{\text{pile}} \times Q = 12 \times 4,0 \cdot 10^3 = 48 \text{ kWh}$$

$$\text{Calculons l'énergie utile délivrée par la pile à combustible} : \eta \times E_{\text{stockée}} = E_{\text{utile}}$$

$$E_{\text{utile}} = \eta \times E_{\text{stockée}} = 0,25 \times 48 = 12 \text{ kWh}$$

9/ Calculons l'énergie stockée par la batterie :

$$E_{\text{batterie stockée}} = U_{\text{batterie}} \times Q_{\text{batterie}} = 12 \times 100 = 1,2 \times 10^3 \text{ Wh} = 1,2 \text{ kWh}$$

On peut faire dix charges de batterie avec un litre de méthanol.

Ex N°3/ Capacité d'un accumulateur

$$- Q = I \times t = 0,50 \times 3,320 = 1,7 \text{ Ah}$$

$$- u(Q) = Q \times \sqrt{\left(\frac{u(I)}{I}\right)^2 + \left(\frac{u(t)}{t}\right)^2} = 1,7 \times \sqrt{\left(\frac{0,03}{0,50}\right)^2 + \left(\frac{0,005}{3,320}\right)^2} = 0,1 \text{ Ah}$$

Résultat de la capacité de cet accumulateur : $Q = 1,7 \pm 0,1 \text{ Ah}$