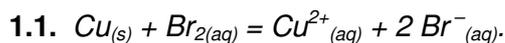


### 1. Réaction entre le cuivre métal et le dibrome en solution aqueuse.



Quotient de réaction initial  $Q_{r,i} = \frac{[Cu^{2+}_{(aq)}]_i \cdot [Br^{-}_{(aq)}]_i^2}{[Br_{2(aq)}]_i}$

Les solides ne figurent pas dans les quotients de réaction.

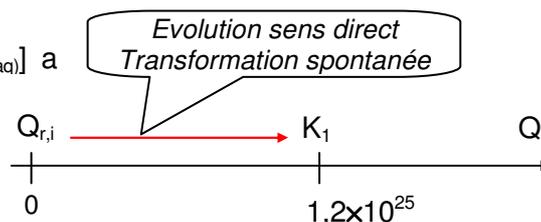
Initialement  $[Cu^{2+}_{(aq)}]_i = [Br^{-}_{(aq)}]_i = 0 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[Br_{2(aq)}]_i$  est non nul donc  $Q_{r,i} = 0$ .

1.2. Comme  $Q_{r,i} < K_1$  le système va évoluer dans le **sens direct** de l'équation associée à la transformation d'après le **critère d'évolution spontané**. (On n'utilise pas les observations expérimentales pour le moment)

1.3. On observe la disparition de la coloration jaune donc  $[Br_{2(aq)}]$  a fortement diminué.

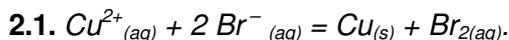
L'apparition d'une coloration bleue de la solution indique que  $[Cu^{2+}_{(aq)}]$  a augmenté. Par conséquent  $[Br^{-}_{(aq)}]$  augmente aussi.

Ainsi le quotient de réaction  $Q_r = \frac{[Cu^{2+}_{(aq)}] \cdot [Br^{-}_{(aq)}]^2}{[Br_{2(aq)}]}$  augmente au



cours du temps et se rapproche de  $K_1$  et **ceci sans apport extérieur d'énergie** électrique. La transformation est **spontanée**.

### 2. La solution aqueuse de bromure de cuivre (II).



Quotient de réaction initial  $Q_{r,i} = \frac{[Br_{2(aq)}]_i}{[Cu^{2+}_{(aq)}]_i \cdot [Br^{-}_{(aq)}]_i^2} = 0$  car initialement le système chimique ne contient pas de

dibrome en solution et les concentrations en ion cuivre et bromure sont non nulles.

2.2. À l'équilibre, le quotient de réaction est égal à la constante d'équilibre :  $Q_{r,eq} = K_2 = 8,3 \times 10^{-26}$ .

*Remarque:* dans cette partie l'équation étudiée est l'équation inverse de celle étudiée dans la partie 1. On peut vérifier alors que  $K_2 = \frac{1}{K_1}$ .

2.3. On a  $K_2 = 8,3 \times 10^{-26} \approx 0$  (voir les données en début d'énoncé). Donc  $K_2 \approx Q_{r,i}$ . **Initialement** le système chimique est dans **son état d'équilibre, il n'évolue donc pas**. La solution aqueuse de bromure de cuivre (II) est **stable**.

### 3. Électrolyse de la solution aqueuse de bromure de cuivre (II).

3.1. Étude qualitative.

3.1.1. **Les électrons** circulent dans le **sens opposé du courant**.

Les électrons sont libérés par la borne – du générateur, ils seront consommés lors d'une réaction de réduction qui a lieu au niveau de l'électrode appelée cathode. **La borne – est reliée à la cathode**.

Les électrons sont « pompés » par la borne + du générateur, une réaction d'oxydation fournit les électrons au générateur. **La borne + est reliée à l'anode**.

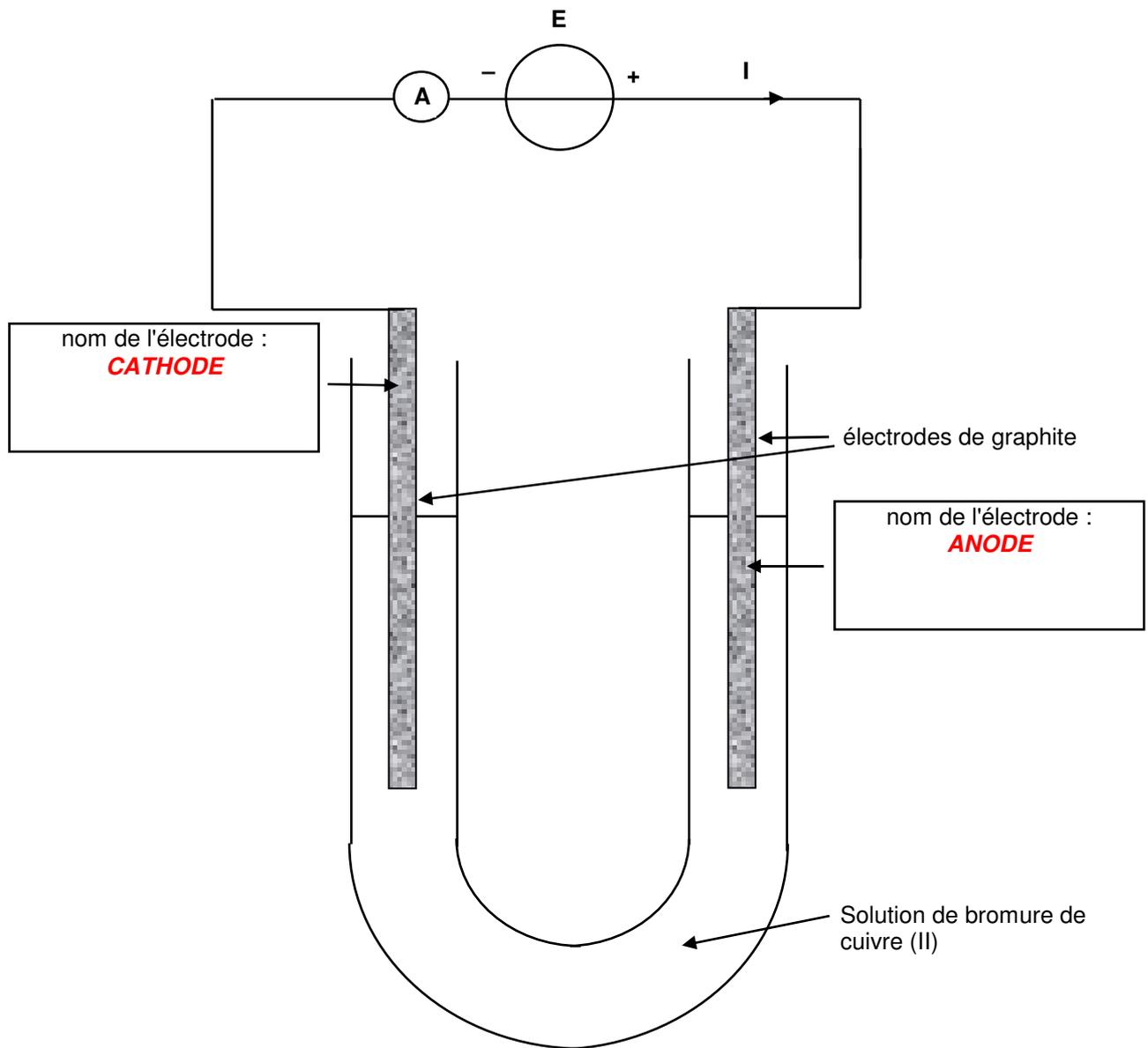
3.1.2. À l'**anode** se produit l'**oxydation** des ions bromure en dibrome :



3.1.3. À la **cathode** se produit la **réduction** des ions cuivre (II) en métal cuivre:  $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} = Cu_{(s)}$

3.1.4. Équation de la réaction d'électrolyse :





**3.1.5.** La transformation associée à la réaction d'électrolyse est **forcée**. (Car elle nécessite un apport extérieur d'énergie électrique pour avoir lieu. La réaction d'électrolyse est la réaction inverse de celle étudiée au 1.)

**3.2.** Étude quantitative.

**3.2.1.** Quantité d'électricité  $Q$  qui a traversé la solution de bromure de cuivre (II) :

$$Q = I \cdot \Delta t$$

$$Q = 1,00 \times 3600 = 3,60 \times 10^3 \text{ C}$$

**3.2.2.** Quantité de matière (en mol) d'électrons qui a été mise en jeu :

$$Q = n(e^-) \cdot F \quad \text{donc} \quad n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

$$n(e^-) = \frac{3,60 \times 10^3}{96500} = 3,73 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

**3.2.3.** Au cours de la transformation lorsque  $x$  mol d'ions  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  réagissent il se forme  $x$  mol d'atomes de cuivre  $\text{Cu}_{(s)}$  avec échange de  $2x$  mol d'électrons ( $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$ ).  
Donc la quantité d'électron échangée est  $n(e^-) = 2x$

La quantité de cuivre formée est alors  $n(\text{Cu}) = x = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{I \cdot \Delta t}{2F}$

$n(\text{Cu}) = 1,87 \times 10^{-2} \text{ mol}$  valeur non arrondie stockée en mémoire

**3.2.4.** Masse de cuivre obtenue :  $m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2F} \cdot M(\text{Cu})$

$m(\text{Cu}) = 1,87 \times 10^{-2} \times 63,5 = 1,18 \text{ g}$  Calcul effectué avec la valeur non arrondie de  $n(\text{Cu})$