

**Les compétences à acquérir...**

- Relier le caractère non total d'une transformation à la présence, à l'état final du système, de tous les réactifs et de tous les produits.
- État final d'un système siège d'une transformation non totale : état d'équilibre chimique.
- Modèle de l'équilibre dynamique.
- Déterminer le sens d'évolution spontanée d'un système.
- Déterminer un taux d'avancement final à partir de données sur la composition de l'état final et le relier au caractère total ou non total de la transformation.
- Quotient de réaction Q_r .
- Système à l'équilibre chimique : constante d'équilibre $K(T)$.
- Critère d'évolution spontanée d'un système hors équilibre chimique.



Introduction : Nous avons vu dans le chapitre précédent que certaines transformations pouvaient être **rapides** et d'autres **lentes**.



La question maintenant : **Les transformations chimiques sont-elles toujours totales ?**

I- Etat final d'une transformation chimique:**1- Approche expérimentale :**

Vous disposez au bureau de 3 solutions qui ont été obtenues en faisant réagir :

- du chlorure d'hydrogène $HCl_{(g)}$ avec de l'eau dont la concentration apportée est $c_0 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L solution S1
- de l'acide éthanoïque pur de formule CH_3COOH avec l'eau dont la concentration apportée est $c_0 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L . Solution S2
- de l'acide éthanoïque pur de formule CH_3COOH avec l'eau dont la concentration apportée est $c'_0 = 1,0 \times 10^{-4}$ mol/L . Solution S3

Ces 3 solutions correspondent à l'état final de la transformation.

Solution S1 :

Le chlorure d'hydrogène $HCl_{(g)}$ réagit avec l'eau.

Prélever un volume $V = 50$ mL et mesurer le pH de cette solution : $pH_1 = 2$

Compléter le tableau d'avancement de cette réaction pour un volume V de solution

Équation de la réaction		$HCl_{(g)} + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$			
Quantité de matière dans l'état initial (mol)	$x = 0$	n_{HCl}^i	E X C E S	$n_{H_3O^+}^i = 0$	$n_{Cl^-}^i = 0$
Quantité de matière au cours de la transformation (mol)	x	$n_{HCl}^i - x$		$n_{H_3O^+}^c = x$	$n_{Cl^-}^c = x$
Quantité de matière dans l'état final (mol)	$x = x_f$	$n_{HCl}^f = n_{HCl}^i - x_f$		$n_{H_3O^+}^f = x_f$	$n_{Cl^-}^f = x_f$

Remarque : l'eau est le solvant, elle est donc en **excès**...

Calcul de la quantité initiale n_{HCl}^i

$$c_0 = \frac{n_{HCl}^i}{V} \Rightarrow n_{HCl}^i = c_0 \times V = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 50 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Si la réaction est totale, déterminez la valeur de l'avancement maximal x_{max}

$$n_{HCl}^f = n_{HCl}^i - x_{max} = 0$$

$$\Rightarrow x_{max} = n_{HCl}^i = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Expérimentalement, déterminez la valeur réelle de l'avancement quand la réaction est finie : x_f

$$[H_3O^+]_f = \frac{n_{H_3O^+}^f}{V} = \frac{x_f}{V} = 10^{-pH}$$

$$\Rightarrow x_f = V \times 10^{-pH} = 50 \cdot 10^{-3} \times 10^{-2} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

L'acidité d'une solution est due à la présence des **ions oxonium H_3O^+**

Le **pH** d'une solution aqueuse est lié à la concentration des **ions oxonium H_3O^+** :

$$pH = -\log\left[\frac{H_3O^+}{c^0}\right] \text{ ou } [H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$$

Conclusion dans le cas de la solution S1:

$x_f = x_{max}$... la réaction est donc totale.

Solution S2 et S3:

L'acide éthanoïque pur de formule CH_3COOH est à $25^\circ C$ un liquide incolore d'odeur forte et réagit avec l'eau. Prélever un volume $V = 50 \text{ mL}$ et mesurer le pH de cette solution : $pH_2 = 3,4$

Compléter le tableau d'avancement de cette réaction pour un volume V de solution

Équation de la réaction		CH_3COOH	+	H_2O	->	CH_3COO^-	+	H_3O^+
Quantité de matière dans l'état initial (mol)	$x = 0$	m_{ac}^i				/		/
Quantité de matière au cours de la transformation (mol)	x	$m_{ac}^i - x$				x		x
Quantité de matière dans l'état final (mol)	$x = x_f$	$m_{ac}^f = m_{ac}^i - x_f$				$m_{CH_3COO^-}^f = x_f$		$m_{H_3O^+}^f = x_f$

Calcul de la quantité initiale $n_{CH_3COOH}^i$

$m_{ac}^i = C_0 \times V = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 50 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Si la réaction est totale, déterminez la valeur de l'avancement maximal x_{max}

$m_{ac}^f = m_{ac}^i - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = m_{ac}^i = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

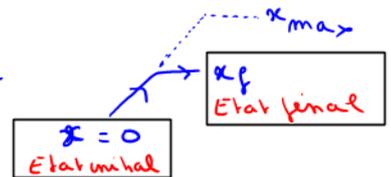
Expérimentalement, déterminez la valeur réelle de l'avancement quand la réaction est finie : x_f

$[H_3O^+]_f = \frac{m_{H_3O^+}^f}{V} = \frac{x_f}{V} = 10^{-pH} \Rightarrow x_f = V \times 10^{-pH} = 50 \cdot 10^{-3} \times 10^{-3,4} \Rightarrow x_f = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Solution S3 : $pH_3 = 4,47$ $x_{max} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ et $x_f = 50 \cdot 10^{-3} \times 10^{-4,47} = 1,69 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$

Conclusion dans le cas des la solutions S2 et S3:

- Dans les 2 cas $x_f < x_{max}$, la réaction est non totale
- En changeant l'état final, x_f est modifié



Dans certaines réactions chimiques le réactif limitant ne disparaît pas entièrement en fin de réaction.

La transformation n'est alors pas totale $x_f < x_{max}$

Les questions qui se pose maintenant est : Comment déterminer, théoriquement, l'avancement final d'une transformation non totale ? et comment expliquer qu'une transformation ne soit pas totale ?

2- Le taux d'avancement : τ

Afin de savoir si une transformation est totale ou non total, nous allons comparer x_f et x_{max} en définissant le taux d'avancement τ (tho)

$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$

si x_f exprimé en mol, x_{max} exprimé en mol, τ n'a pas d'unité

si $x_f = x_{max}$ alors $\tau = 1$ La réaction est **totale**

si $x_f < x_{max}$ alors $\tau < 1$ La réaction est **non totale**

Exercice : Déterminer les taux d'avancement dans les cas des solutions S1, S2 et S3

solution S1	solution S2	solution S3
$\tau_1 = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{5,0 \cdot 10^{-4}}{5,0 \cdot 10^{-4}} = 1 = 100\%$	$\tau_2 = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{2,0 \cdot 10^{-5}}{5,0 \cdot 10^{-4}} = 0,04 = 4\%$	$\tau_3 = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{1,69 \cdot 10^{-6}}{5,0 \cdot 10^{-4}} = 0,13 = 13\%$

4% de CH_3COOH a réagi dans la solution S3

3- Comment expliquer qu'une transformation soit non totale ? Notion d'équilibre chimique

Une transformation est dite **totale**..., lorsque le réactif limitant est **entièrement consommé**.

Elle est symbolisée par une simple flèche: \rightarrow

- L'avancement final $x_f = x_{max}$
- Exemple : les réactions d'oxydo-réduction sont, en général, totales : $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$



Une transformation est dite **non totale**, lorsque le réactif limitant n'est pas **entièrement** consommé.

Elle est symbolisée par une double flèche : \rightleftharpoons

En effet la réaction peut se dérouler dans \rightleftharpoons

- L'avancement final $x_f < x_{max}$
- A l'état final d'une transformation non Totale, les quantités de matière n'évoluent plus : le système est dans un état d'équilibre

Exercice : Réécrire correctement dans les cas des solutions S1, S2 et S3

solution S1	solution S2 et S3
$HCl(g) + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

Interprétation :

Soit l'équation chimique suivante : $a A(aq) + b B(aq) \rightleftharpoons c C(aq) + d D(aq)$

La réaction dans le sens **direct** (1) conduit à la disparition des réactifs et à l'apparition des produits.

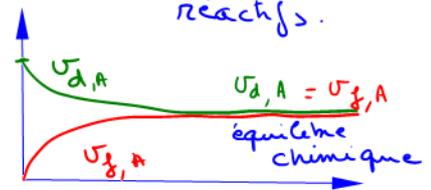
La vitesse volumique de **disparition** de A est : $v_{d,A} = - \frac{d[A]}{dt}$

La réaction dans le sens **indirect** (2) conduit à la **disparition des produits et l'apparition des réactifs**.

La vitesse d'**apparition** du réactif A vaut $v_{f,A} = \frac{d[A]}{dt}$

Lorsque la vitesse d'apparition de A est **égale** à sa vitesse de disparition de A, l'**équilibre chimique** est atteint :

$$v_{d,A} = v_{f,A}$$



Au niveau microscopique, la vitesse volumique v_d de disparition de A ou B est initialement plus élevée que la vitesse volumique v_f de disparition de C et D car les concentrations en quantité de matière de A et B sont plus grandes que celles de C et D. Mais au fur et à mesure que A et B disparaissent et que C et D apparaissent, v_d diminue et v_f augmente. Les vitesses v_d et v_f finissent par devenir égales

II- Comment déterminer l'état final d'une transformation non totale ?

1- Le quotient de réaction Q_r

A chaque équation chimique $a A(aq) + b B(aq) \rightleftharpoons c C(aq) + d D(aq)$ on associe un quotient de réaction Q_r

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[A]}{c^0}\right)^a \times \left(\frac{[B]}{c^0}\right)^b}{\left(\frac{[C]}{c^0}\right)^c \times \left(\frac{[D]}{c^0}\right)^d}$$

[...] exprimée en mol/L

$c^0 = 1,0 \text{ mol/L}$ appelée **concentration molaire standard**

Q_r sans unité

Par **convention**, l'eau, solvant, n'intervient pas dans l'écriture du quotient de réaction, même si elle figure dans l'équation de réaction.

Il en est de même pour toute espèce **solide**.

Écrire le quotient de réaction Q_r dans le cas de la solution S2 $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

$$Q_r = \frac{\frac{[CH_3COO^-]}{c^0} \times \frac{[H_3O^+]}{c^0}}{\frac{[CH_3COOH]}{c^0}}$$

$$\Rightarrow Q_r = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Les coef. sont égaux à 1

Au cours d'une transformation chimique, les concentrations des réactifs et des produits varient. Le quotient de réaction Q_r évolue donc jusqu'à ce que l'**état d'équilibre dynamique** soit atteint.

On définit le quotient de la réaction à l'équilibre $Q_{r,eq}$

Calculez dans le cas des solutions S2 et S3 les 2 quotients de réactions $Q_{r,eq}$ (S2) et $Q_{r,eq}$ (S3)

Faire le raisonnement sur une feuille :

solution S2	solution S3
$Q_{r,eq}$ (S2) = $1,7 \cdot 10^{-5}$	$Q_{r,eq}$ (S3) = $1,7 \cdot 10^{-5}$

Conclusion : Dans les 2 solutions, les quotients de réaction à l'équilibre sont égaux. Le $Q_{r,eq}$ est une constante.

2- Le quotient de réaction à l'équilibre : $Q_{r, \text{éq}} = K(T)$

Considérons l'équation de réaction suivante : $a A(aq) + b B(aq) \rightleftharpoons c C(aq) + d D(aq)$

L'équilibre dynamique est atteint lorsque, d'un point de vue macroscopique, les concentrations des réactifs et des produits *me varient plus...* au cours du temps. Elles sont constantes et sont notées $[\dots]_{\text{éq}}$

On peut dire que le quotient de réaction Q_r à l'équilibre est constant : $Q_{r, \text{éq}} = \text{constante}$

On définit alors $K(T)$ la constante d'équilibre de cette réaction telle que $K(T) = Q_{r, \text{éq}}$

$$K(T) = Q_{r, \text{éq}}(T) = \frac{\left(\frac{[C]_{\text{éq}}}{c^0}\right)^c \times \left(\frac{[D]_{\text{éq}}}{c^0}\right)^d}{\left(\frac{[A]_{\text{éq}}}{c^0}\right)^a \times \left(\frac{[B]_{\text{éq}}}{c^0}\right)^b}$$

$$K(T) = \frac{[C]_{\text{éq}}^c \times [D]_{\text{éq}}^d}{[A]_{\text{éq}}^a \times [B]_{\text{éq}}^b} = \frac{a_c^c \times a_D^d}{a_A^a \times a_B^b}$$

$[\dots]_{\text{éq}}$ exprimée en *m.ole./L*

$c^0 = 1,0 \text{ mol/L}$ appelée **concentration molaire standard**

$K(T)$ est une **constante** sans *unité*... qui ne dépend que de la *température*... à laquelle la réaction est réalisée.

a : *activité* (espèce en solution $a = \frac{[]}{c^0}$)

Pour 1 solide, ou le solvant H_2O $a = 1$

Remarque : Comme dans le cas de Q_r , l'eau en tant que solvant et les solides « n'apparaissent pas »

Exercice :

Considérons la réaction d'autoprotolyse de l'eau (l'eau réagit avec l'eau)

Ecrire l'équation de cette réaction ainsi que sa constante d'équilibre que l'on notera $K_e(T)$ appelée « produit ionique de l'eau »



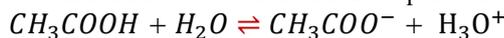
$$K(T) = K_e = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{c^0} \times \frac{[HO^-]_{\text{éq}}}{c^0} = [H_3O^+]_{\text{éq}} \times [HO^-]_{\text{éq}}$$

T	K_e
25°C	$1,0 \cdot 10^{-14}$
37°C	$2,4 \cdot 10^{-14}$
60°C	$9,6 \cdot 10^{-14}$

Remarque : Cette constante d'équilibre $K_e(T)$ dépend de la *température*.....

3- Méthode pour trouver la valeur de l'avancement final x_f connaissant la constante d'équilibre K d'une transformation chimique :

Reprenons la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau



A l'équilibre, on a montré (voir calcul de $Q_{r, \text{éq}}$)

$$[CH_3COO^-]_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{x_f}{V} = 10^{-pH}$$

$$[CH_3COOH]_{\text{éq}} = C_0 - [CH_3COO^-]_{\text{éq}} = C_0 - 10^{-pH}$$

$$\text{et } K = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}}} = \frac{(10^{-pH})^2}{C_0 - 10^{-pH}}$$

Prenons une concentration $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Déterminer le pH et x_f

$$\text{Posons } x = 10^{-pH}$$

$$\Rightarrow K = \frac{x^2}{C_0 - x} \text{ avec } K = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

$$\Rightarrow x^2 = K(C_0 - x)$$

$$\Rightarrow x^2 + Kx - K \times C_0 = 0$$

Il s'agit donc de résoudre un polynôme du second degré

AN :

$$x^2 - 1,5 \cdot 10^{-7} x - 1,7 \cdot 10^{-8} = 0$$

$$x^2 - 1,5 \cdot 10^{-7} x - 1,7 \cdot 10^{-8} = 0$$

$$\Delta = K^2 + 4Kc_0$$

$$= (1,7 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \times 1,7 \cdot 10^{-7}$$

$$= 6,8 \cdot 10^{-8}$$

$$\Rightarrow x = \frac{-K + \sqrt{\Delta}}{2a}$$

$$= \frac{-1,7 \cdot 10^{-5} + \sqrt{6,8 \cdot 10^{-8}}}{2}$$

$$x = 10^{-pH} = 1,2 \cdot 10^{-4}$$

$$\log(10^{-pH}) = \log(1,2 \cdot 10^{-4})$$

$$\Rightarrow pH = -\log(1,2 \cdot 10^{-4})$$

$$pH = 3,9$$

$$\text{De plus } [H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{x_f}{V} = 10^{-pH}$$

$$\Rightarrow x_f = V \times 10^{-3,9} \text{ avec } V = 50 \text{ mL}$$

$$x_f = 50 \cdot 10^{-3} \times 10^{-3,9}$$

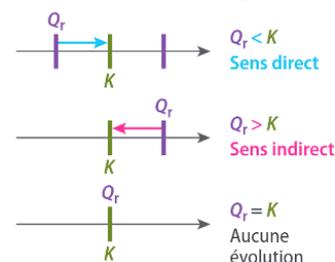
$$= 6,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

III- Critère d'évolution d'un système chimique :

Si un **système chimique n'est pas à l'équilibre** alors le système évolue spontanément de façon à ce que le quotient de réaction Q_r **évolue pour atteindre** la constante d'équilibre $K(T)$.

Si $Q_r \neq K(T)$ alors le système chimique n'est pas à l'équilibre.

- $Q_r < K(T)$, le quotient de réaction Q_r pour s'approcher de la constante d'équilibre : le système évolue dans sens
- $Q_r > K(T)$, le quotient de réaction Q_r pour s'approcher de la constante d'équilibre : le système évolue dans sens



Si $Q_r = K(T)$ alors le système chimique est Le système

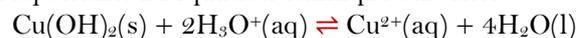
Exercice :

Dans le cas de la solution S2, montrer que, à l'état initial, le système évolue dans le sens direct



On notera le **quotient de réaction à l'état initial** $Q_{r,i}$

Déterminer l'expression du quotient de réaction Q_r correspondant à l'équation chimique suivante :



A 25°C , la constante de réaction est $K(25^\circ\text{C}) = 30$

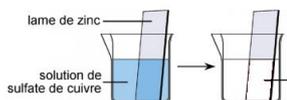
A un instant t , le pH du mélange réactionnel est

$\text{pH} = 3,0$ et $[\text{Cu}^{2+}](t) = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Lorsque le système continue à évoluer, le pH va-t-il augmenter ou diminuer ?

IV- Cas d'une pile électrochimique :

1- Réaction d'oxydo-réduction entre le zinc Zn et les ions cuivre Cu²⁺ :

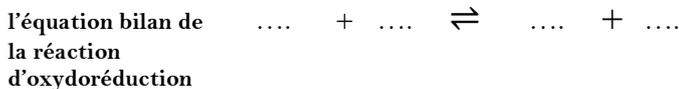


Une lame de zinc est immergée en partie dans un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'une solution sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration

$$C = [\text{Cu}^{2+}]_0 = [\text{SO}_4^{2-}]_0 = 0,10 \text{ mol/L}$$

Une réaction d'oxydo-réduction a lieu mettant en jeu les couples Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu

Ecrire les 2 demi-équations ainsi que l'équation de la réaction :

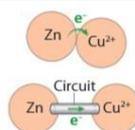


Combien d'électrons sont ils transférés ? ...

Cette transformation chimique est non totale.
La constante d'équilibre est $K = 1,9 \cdot 10^{37}$
Montrer que la transformation a bien lieu dans le sens direct

Calculez la quantité d'électrons n_e transférée lorsque la fin de la réaction est atteinte ?

En résumé :



A la surface de la lame de zinc, il a eu un transfert « direct » entre les atomes de zinc et les ions cuivre.

Essayons maintenant de faire circuler ces électrons transférés à l'extérieur de la solution.

Dans ce cas, nous aurons fabriqué une

2- Composition d'une pile électrochimique :

Une **pile électrochimique** est constituée de deux compartiment séparés, appelés, reliés par un

- Chaque **demi-pile** est constituée d'une électrode (exemple lame de cuivre) et d'un électrolyte (exemple solution contenant les ions Cu^{2+})

Remarque : Si l'oxydant et le réducteur sont non métalliques, on utilise des électrodes inerte en graphite ou en platine.

- Le **pont salin** constitué généralement d'un gel contenant des ions assurant l'électroneutralité des électrolytes des deux demi-piles.

- La **polarité de la pile** (borne + et -) peuvent être obtenue en utilisant un ampèremètre ou un voltmètre.

- La **tension à vide** de la pile est obtenue en utilisant un voltmètre sans montage extérieur.

- Les électrons échangés, lors de la réaction d'oxydo-réduction se déplacent, à l'extérieur de la pile, de la borne vers la borne Alors que le courant électrique I, par convention, circule de la borne vers la borne

3- Réalisation d'une pile électrochimique : la pile Daniell

Voir schéma sur la page suivante

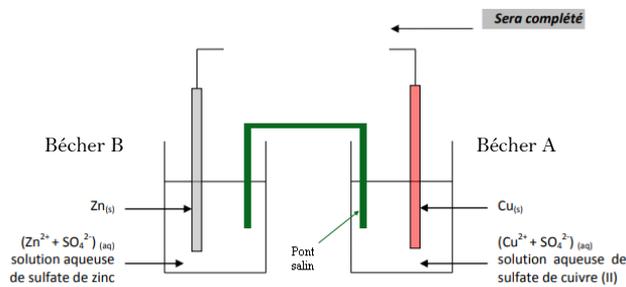
- Dans un bécher **A** de 100 mL,

Introduire $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre (II), $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et une plaque de cuivre préalablement décapée munie d'une pince crocodile.

- Dans un bécher **B** de 100 mL

Introduire $V_2 = 50 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de zinc (II), $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et une plaque de zinc préalablement décapée (d'où le grattoir !) munie d'une pince crocodile.

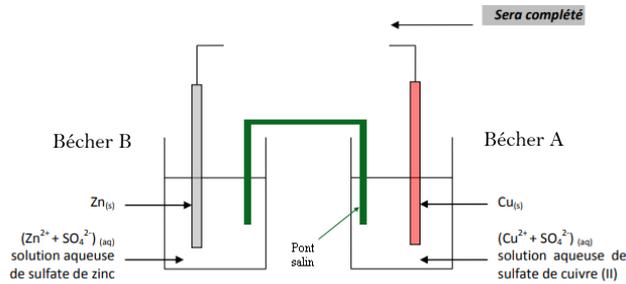
- Plonger une extrémité du papier imbibé de $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$, dans la solution du bécher **A** et l'autre dans celle du bécher **B**. Ce système est appelé pont salin.



Mesure de la tension à vide $E = \dots\dots\dots$
 La borne + est donc la lame de $\dots\dots\dots$
 La borne - est donc la lame de $\dots\dots\dots$

Coup de pouce :

- Utilisation du voltmètre : borne COM et borne V, calibre 2V $\dots\dots$ position continu.
- si la mesure est positive alors la borne COM est du côté de la borne -



Mesure de l'intensité I délivrée par la pile :
 Montez en série un ampèremètre et une résistance
 $R = 10 \Omega$
 $I = \dots\dots\dots$

Coup de pouce :

- Utilisation d'un ampèremètre: borne COM et borne mA, calibre 20mA $\dots\dots$ position continu.
- si la mesure est positive, le courant I sort par la borne mA

Compléter le schéma ci-dessus en faisant apparaître le courant I et le déplacement des électrons
 Les électrons se déplacent de la borne de $\dots\dots\dots$ vers la borne de $\dots\dots\dots$ à l'extérieur de la pile.

4- Interprétation :

Ecrire les 2 demi-équations ainsi que l'équation de la réaction dans la pile:



À la borne négative (lame de $\dots\dots\dots$), le réducteur ... cède des électrons qui transitent par les fils de connexion.

Ces électrons sont récupérés à la borne positive (lame de $\dots\dots\dots$) par l'oxydant, qui est alors réduit



Rôle du pont salin ($K^+ + NO_3^-$) :

- A l'électrode de cuivre borne: Les ions Cu^{2+} sont Afin d'assurer l'électroneutralité de la solution dans le bécher A, les ions migrent vers cette solution.

- A l'électrode de Zn borne: Les ions Zn^{2+} sont Afin d'assurer l'électroneutralité de la solution dans le bécher B, les ions migrent vers cette solution.

Complétez le schéma ci-dessus en précisant la migration des ions K^+ et NO_3^-

5- Bilan et capacité électrique de la pile :

Une pile électrochimique est un système $\dots\dots\dots$

- Tant que le quotient Q n'a pas atteint la constante d'équilibre K de la réaction, la pile $\dots\dots\dots$ un courant électrique I : $\dots\dots < \dots\dots$
- Quand $Q = K$. La réaction est terminée: la pile est $\dots\dots\dots$
- La pile peut être utilisée aussi si le réactif limitant est totalement $\dots\dots\dots$ avant que Q n'atteigne $K(T)$.

La **capacité électrique** q_{max} d'une pile représente la quantité maximale de charges électriques qu'elle peut fournir au cours de son fonctionnement. Elle se mesure en coulomb (C).

q_{max} dépend de la quantité de matière initiale du réactif limitant.

Calculons la capacité de notre pile Q_{max}

L'intensité I du courant délivrée par une pile est liée à la quantité d'électricité Q transférée et à la durée de fonctionnement Δt

$I =$

Donc $Q = \dots\dots\dots$

La quantité d'électricité est la charge électrique de la quantité d'électrons $n(e^-)$ ayant traversé le circuit pendant la durée Δt

$$Q =$$

avec $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
donc $N_A \times e =$
correspond à la charge électrique d'une mole d'électrons appelée la constante de Faraday et notée F
 $F = 9,95 \cdot 10^4 \text{ C}$

Équation de la transformation	 + \rightleftharpoons +				Nombre d'électrons échangés $n(e^-)$
Etat Initial (mol)	$x = \dots$					
Etat Final (mol)	$x_f = \dots$					

IV- Quelques couples d'oxydant-réducteur usuels :

- L'eau de javel, oxydante, utilisée pour désinfecter et blanchir, est une solution d'ions hypochlorite ClO^- en milieu basique. Le couple est $\text{ClO}^- / \text{ClO}^-$

=

Le dioxygène O_2 gazeux ou dissous dans l'eau est l'oxydant du couple $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$

=

Le dichlore Cl_2 désinfectant et blanchisseur est le réducteur du couple $\text{Cl}^- / \text{Cl}_2$

=

L'acide ascorbique ou vitamine C est réducteur donc qualifié d'anti-oxydant, utilisé en médecine contre le scorbut et dans l'industrie alimentaire comme conservateur. Le couple est $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 / \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

=