

ACTIVITE EXPERIMENTALE : EQUILIBRE DYNAMIQUE D'UN SYSTEME CHIMIQUE

L'objectif de cette activité est de mettre en évidence la notion d'**équilibre chimique** et de s'appropriier deux notions permettant de décrire quantitativement un équilibre chimique : le **taux d'avancement** et la **constante d'équilibre**.

Document 1 : Tests d'identification

	Ion fer (II) Fe^{2+}	Ion fer (III) Fe^{3+}	Ion argent Ag^+
Solution contenant le réactif à utiliser	Solution d'hexacyanoferrate de potassium	Solution de thiocyanate de potassium	Solution de chlorure de sodium
Résultat du test	Coloration bleu intense	Coloration rouge intense	Précipité blanc (qui noircit à la lumière)

I- Travail préliminaire

- 1) Visionner la vidéo "avancement" depuis l'ENT dans la partie cours CV07-Equilibre chimique
- 2) A partir des deux solutions S_1 et S_2 , on souhaite réaliser les mélanges indiqués dans le tableau ci-dessous.
 - **Solution S_A** : solution de nitrate d'argent ($Ag^+_{(aq)}$, $NO_3^-_{(aq)}$) dont $[Ag^+] = 0,10 \text{ mol/L}$
 - **Solution S_B** : solution de sel de Mohr dont la concentration en ions fer II est $[Fe^{2+}] = 0,10 \text{ mol/L}$

Mélange	M ₁	M ₂	M ₃
Volume de solution S_A : V_A (en mL)	2,5	10,0	5,0
Volume de solution S_B : V_B (en mL)	5,0	5,0	5,0
Quantité de matière initiale d'ions Ag^+ : $n_0(Ag^+)$ (en mol)			
Quantité de matière initiale d'ions Fe^{2+} : $n_0(Fe^{2+})$ (en mol)			
Réactif limitant			
Ions présents dans l'état final			

- 3) Rappeler l'équation de la réaction qui se produit entre l'ion Fe^{2+} et l'ion Ag^+ .
Couples d'oxydoréduction : Fe^{3+}/Fe^{2+} et Ag^+/Ag
- 4) Déterminer les quantités de matière initiales de chaque réactif pour chaque mélange. Compléter le tableau.
- 5) Déterminer le réactif limitant pour chaque mélange. Compléter le tableau.

II- Equilibre chimique

Expérience prof :

- Réaliser dans 3 béchers différents les 3 mélanges indiqués dans le tableau (à préparer avant).
- Une fois l'état final atteint, filtrer chaque mélange (inutile) et récupérer chaque filtrat dans 3 tubes à essais différents.
- Réaliser les tests nécessaires pour identifier les ions présents dans l'état final.

- 1) Rassembler les conclusions des tests dans le tableau.
- 2) Ces résultats sont-ils compatibles avec l'hypothèse d'une transformation totale ? Comment rendre compte de ce résultat dans l'écriture de l'équation de réaction ? Quelle relation peut-on écrire entre l'avancement final x_f et l'avancement maximal x_{max} ?
- 3) Pour conclure, compléter le texte à trous suivant :

A l'état final : - les réactifs et les produits..... ;
- la composition du système chimique.....

On dit que le système a atteint un état d'.....chimique.

La transformation chimique étudiée est.....

Elle peut être modélisée par deux réactionsl'une de l'autre.

Son équation s'écrit : $Fe^{2+}_{(aq)} + Ag^+_{(aq)} \dots\dots Fe^{3+}_{(aq)} + Ag_{(s)}$.

III- Taux d'avancement et constante d'équilibre

Document 3 : Taux d'avancement

Le **taux d'avancement final** d'une transformation, noté τ (se lit « tau »), est le quotient de l'avancement final par l'avancement maximal :

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

sans unité en mol

Il peut s'exprimer en pourcent.

Document 4 : Quotient de réaction et constante d'équilibre

Le **quotient de réaction** Q_r est une grandeur sans unité qui caractérise le système chimique **dans un état donné**.

Pour une réaction chimique en solution aqueuse d'équation :

il est défini par : $a A(aq) + b B(aq) \rightleftharpoons c C(aq) + d D(aq)$

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

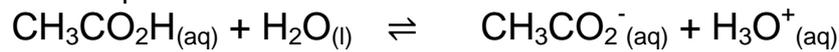
[C] et [D] : concentrations des produits en mol · L⁻¹
c et d : nombres stœchiométriques associés aux produits
[A] et [B] : concentrations des réactifs en mol · L⁻¹
a et b : nombres stœchiométriques associés aux réactifs
avec c⁰ = 1 mol · L⁻¹

Pour simplifier, il arrive d'omettre la concentration standard c⁰ et d'écrire :

$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

Par convention : pour un **solvant** comme l'eau, un **gaz non dissous** ou un **solide**, la concentration n'est pas définie ; elle est remplacée par le **nombre 1** dans l'expression du quotient de réaction.

L'acide éthanóïque (ou acide acétique) a pour formule $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$. Il tire son nom de sa présence dans le vinaigre (*acetum* en latin). Le caractère acide d'une solution aqueuse d'acide éthanóïque provient de la réaction de cet acide avec l'eau selon l'équation :



Par souci de simplification, l'acide éthanóïque sera noté AH et sa base conjuguée, l'ion éthanóate, A^- .

On dispose de 3 solutions d'acide éthanóïque de concentration différente.

- Mesurer le pH de chaque solution.
- Noter le résultat de la mesure dans le tableau des résultats ci-dessous.

Tableau des résultats :

Solution d'acide éthanóïque	S ₁	S ₂	S ₃
C (mol.L ⁻¹)	C ₁ = 1,0 × 10 ⁻¹ mol.L ⁻¹	C ₂ = 1,0 × 10 ⁻² mol.L ⁻¹	C ₃ = 5,0 × 10 ⁻³ mol.L ⁻¹
pH mesuré			
[H ₃ O ⁺] _{éq} (mol.L ⁻¹)			
$\tau = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{C}$			
$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{(C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}) \times C^0}$			



Pour toutes les questions qui suivent, on veillera à rester bien rigoureux dans les notations employées. Lorsque l'état final est atteint, il y a un équilibre chimique entre toutes les espèces chimiques présentes en solution. La concentration de l'espèce chimique dans l'état final sera donc notée $[\text{X}]_{\text{éq}}$ (l'indice « éq » signifie « à l'équilibre », c'est-à-dire dans l'état final).

- 1) Pour une concentration apportée C en acide éthanóïque et un volume V de solution (S₁, S₂ ou S₃), établir le tableau d'avancement de la transformation chimique en le complétant avec des expressions littérales. Faire apparaître l'état final (état d'équilibre) et l'état d'avancement maximal. L'eau est ici le solvant donc en large excès.
- 2) Exprimer la concentration des ions oxonium à l'équilibre $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ en fonction du pH mesuré. Compléter la ligne correspondante du tableau des résultats avec les valeurs numériques pour cette concentration.
- 3) Montrer que le taux d'avancement final s'exprime par la relation : $\tau = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{C}$. Compléter la ligne correspondante du tableau des résultats avec les valeurs numériques de τ . Commenter.
- 4) Montrer que le quotient de réaction à l'équilibre (dans l'état final) s'exprime par la relation :

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}$$

Compléter la ligne correspondante du tableau des résultats avec les valeurs numériques de $Q_{r,\text{éq}}$. Proposer une explication au fait que le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,\text{éq}}$ (dans l'état final) est appelé constante d'équilibre notée K.

5) Pour conclure, compléter le texte à trous suivant :

Le taux d'avancement final de la composition initiale du système. Dans un volume donné, plus la quantité de matière d'acide éthanóique apportée est, plus le taux d'avancement de la réaction de dissociation de l'acide dans l'eau est grand (plus l'acide est dissocié).

Le quotient de réaction à l'état final de la composition initiale du système.

le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,éq}$ (dans l'état final) est appelé constante d'équilibre notée K .
ne dépend que de la température.

IV- Constante d'équilibre - Etude statistique

Vérifions que tous les groupes ont bien obtenu la même constante d'équilibre.

- 1) Noter au tableau les valeurs de la constante d'équilibre K obtenues par chaque binôme de la classe.
- 2) Lancer le logiciel depuis le menu démarrer/programmes/programmes-réseau/physique/gum2020
- 3) Cliquer sur Terminale, puis sur l'onglet incertitude de type A.
- 4) Donner le nom à la grandeur et son unité et saisir les 12 valeurs de K .
- 5) Écrire le résultat de la constante d'équilibre tenant compte de cette incertitude.
- 6) Comparaison avec la valeur de référence : $K_{ref} = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Utiliser le logiciel Gum pour valider le protocole utilisé pour la détermination de K .

Document 6 : Matériel à disposition

- Tubes à essais
- Béchers
- Pipettes graduées : 5,0 mL - 10,0 mL
- Pipettes en plastique
- Entonnoirs
- pH-mètre étalonné
- Solution de nitrate d'argent (solution S_A)
- Solution de sel de Mohr (solution S_B)
- Solution d'hexacyanoferrate de potassium
- Solution de chlorure de sodium
- Solution de thiocyanate de potassium
- Solution d'acide éthanóique à diverses concentrations (solutions S_1, S_2, S_3)
- Eau distillée