

CHAPITRE – ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

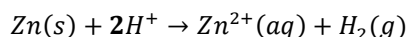
EXERCICES À RÉALISER EN AUTONOMIE :

- Exercice résolu page 57 ;
- QCM page 58 ;
- Exercices corrigés n° 9 page 58, 11 page 59, 17 page 59, 21 page 60, 22 page 61;
- Exercices facultatifs n° 16 page 59, 20 page 60, 23 page 61, 24 page 61, 30 page 63.

▪ EXERCICE 10 PAGE 58

Avancement, réactif limitant

Équation de la réaction :



Le nombre stœchiométrique 2 rajouté en gras ici est nécessaire pour équilibrer la matière (deux H) et la charge.

Tableau d'avancement :

Équation		$\text{Zn}(s) + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$			
État	Avancement /mol	quantités de matières /mol			
initial	0	0,10	0,50	0	0
intermédiaire	x	$0,10 - x$	$0,50 - 2x$	x	x
final	x_f	$0,10 - x_f$	$0,50 - 2x_f$	x_f	x_f

Déterminons le réactif limitant. Une quantité de matière est toujours positive donc à tout état du système, $n_{\text{Zn}} \geq 0$ et $n_{\text{H}} > 0$ soit $0,10 - x \geq 0$ et $0,50 - 2x \geq 0$ ce qui s'écrit encore :

$$x \leq 0,10 \text{ mol et } x \leq \frac{0,50 \text{ mol}}{2} = 0,25 \text{ mol}$$

Les deux inégalités sont vérifiées simultanément si $x_f = 0,10 \text{ mol}$ et c'est le zinc qui est réactif limitant.

▪ EXERCICE 18 PAGE 59

Avancement, réactif limitant, graphique, état final

Tableau d'avancement :

Équation		$\text{Fe}^{2+}(aq) + \text{Ce}^{4+}(aq) \rightarrow \text{Ce}^{3+}(aq) + \text{Fe}^{3+}(aq)$			
État	Avancement /mol	quantités de matières /mol			
initial	0	$2,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-3}$	0	0
intermédiaire	x	$2,0 \times 10^{-2} - x$	$1,0 \times 10^{-3} - x$	x	x
final	x_f	$2,0 \times 10^{-2} - x_f$	$1,0 \times 10^{-3} - x_f$	x_f	x_f

2. et 3. Déterminons le réactif limitant. Une quantité de matière est toujours positive donc à tout état du système, $n_{\text{Fe}} \geq 0$ et $n_{\text{Ce}} \geq 0$ donc

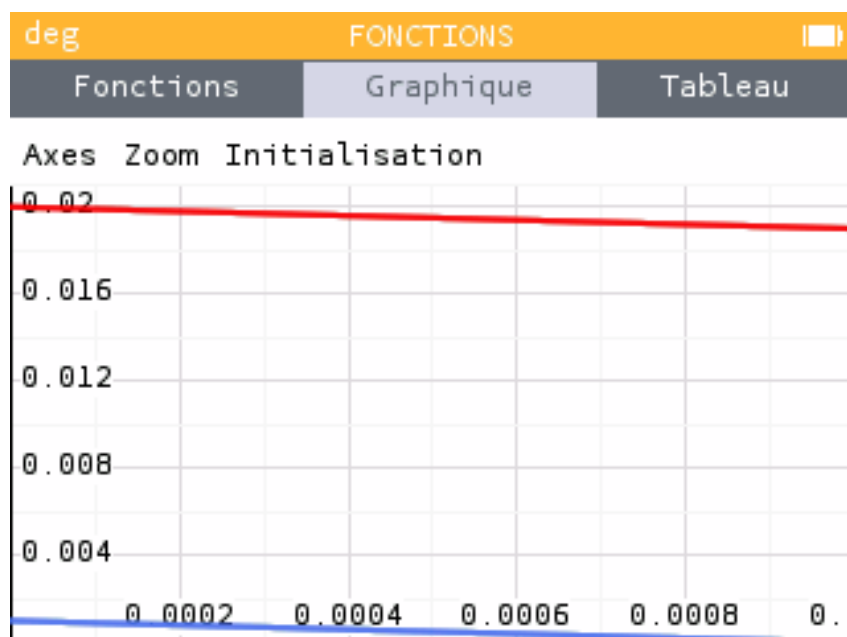
$$2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} - x \geq 0 \text{ et } 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} - x \geq 0$$

donc

$$x \leq 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol et } x \leq 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Les deux conditions sont satisfaites simultanément si $x_f = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$, les ions césium IV sont réactif limitant.

4.



En bleu, représentation de la quantité de matière en ion cérium IV, en rouge celle en ions fer II.

$$y_{bleu} = 1,0 \times 10^{-3} - x \text{ et } y_{rouge} = 2,0 \times 10^{-2} - x$$

5. À l'état final, la quantité de matière restante en fer II vaut :

$$n_f(Fe^{2+}) = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} - x_f = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} - 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,9 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

▪ EXERCICE 21 PAGE 60

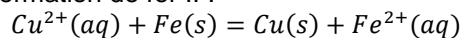
Avancement, réactif limitant, graphique, état final

1. Les réactifs ont une quantité de matière décroissante lors d'une transformation, ce sont le fer métallique et les ions cuivre.

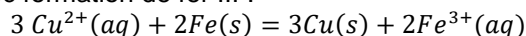
2. Le réactif limitant de la transformation est le réactif totalement consommé. Graphiquement, le segment représentant l'évolution de sa quantité de matière en fonction de l'avancement de la transformation doit intercepter l'axe des abscisses : il s'agit des ions cuivre.

3.

Équation de la réaction avec formation de fer II :



Équation de la réaction avec formation de fer III :

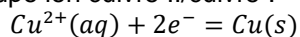


4. Graphiquement, on observe que pour un avancement donné, il a été produit moins d'ions fer que de cuivre métallique. Il faut donc retenir la deuxième équation de réaction, il s'agit donc des ions fer III.

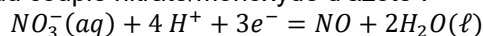
EXERCICE 25 PAGE 61

Redox, avancement, état final

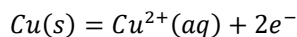
1. Demi-équation électronique du couple ion cuivre II/cuivre :



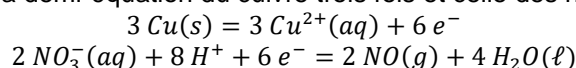
Demi-équation électronique du couple nitrate/monoxyde d'azote :



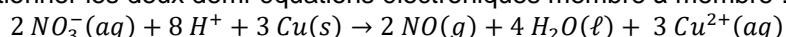
Le cuivre métallique est réactif de la transformation, il faut renverser l'écriture de la demi-équation (oxydation) :



Pour que les nombres d'électrons consommés (actuellement 3) et produits (actuellement 2) soient égaux, il faut considérer la demi-équation du cuivre trois fois et celle des nitrates deux fois :



Il faut enfin additionner les deux demi-équations électroniques membre à membre :


 2. Tableau d'avancement. Les quantités initiales de matière en ions nitrates et en cuivre sont appelées respectivement n_1 et n_2 . On fait l'hypothèse que le milieu est largement acidifié et que les ions H^+ ne sont pas introduits en défaut.

Équation		$2\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+ + 3\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\ell) + 3\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$					
État	Avancement /mol	quantités de matières /mol					
initial	0	n_1	excès	n_2	0	excès	0
intermédiaire	x	$n_1 - 2x$	excès	$n_2 - 3x$	$2x$	excès	$3x$
final	x_f	$n_1 - 2x_f$	excès	$n_2 - 3x_f$	$2x_f$	excès	$3x_f$

 3. On souhaite oxyder tout le cuivre. Il faut donc que le cuivre soit réactif limitant donc $x_f = \frac{n_2}{3}$ et la quantité restante en ions nitrates à la fin doit être positive : $n_1 - 2x_f \geq 0$ donc :

$$n_1 - \frac{2n_2}{3} \geq 0 \text{ et } n_1 \geq \frac{2n_2}{3}$$

 La quantité de matière n_1 vérifie l'égalité suivante : $n_1 = C \times V$

 La quantité de matière n_2 vérifie l'égalité suivante : $n_2 = \frac{m_{\text{cuivre}}}{M} = \frac{0,89 \times m_{\text{pièce}}}{M}$

La dernière inéquation s'écrit donc :

$$C \times V \geq \frac{2}{3} \times \frac{0,89 \times m_{\text{pièce}}}{M}$$

donc

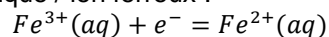
$$V \geq \frac{2 \times 0,89 \times m}{3 \times C \times M} = \frac{2 \times 0,89 \times 4,18 \text{ g}}{3 \times 5,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,81 \times 10^{-3} \text{ L} = 7,81 \text{ mL}$$

 $V_{\min} = 7,81 \text{ mL}$.

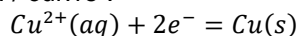
▪ EXERCICE 27 PAGE 62

Redox, avancement, état final

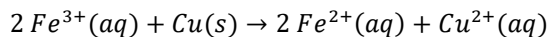
1. Demi-équation du couple ion ferrique / ion ferreux :



Demi-équation du couple ion cuivre II / cuivre :



Équation de la réaction :



Quantité de matière initiale en ions ferriques :

$$n_{Fe} = C \times V = 2,50 \frac{mol}{L} \times 300 mL = 750 mmol$$

Tableau d'avancement :

Équation		$2 Fe^{3+} + Cu \rightarrow 2 Fe^{2+}(aq) + Cu^{2+}(aq)$			
État	Avancement /mol	quantités de matières /mol			
initial	0	0,750	n	0	0
intermédiaire	x	$0,750 - 2x$	$n - x$	$2x$	x
final	x_f	$0,750 - 2x_f$	$n - x_f$	$2x_f$	x_f

2. Si on épuise toute la quantité de matière en ions ferriques, l'avancement final vaudrait

$x_f = \frac{0,750 mol}{2} = 0,375 mol$. La quantité consommée de cuivre vaudrait donc 0,375 mol. Cela correspond à une masse de cuivre valant :

$$m_{Cu,conso} = n \times M = 0,375 mol \times 63,5 \frac{g}{mol} = 23,8 g.$$

3. Calculons le volume de cuivre correspondant à cette masse :

$$V_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{\rho_{Cu}} = \frac{23,8 g}{8,9 \frac{g}{cm^3}} = 2,68 cm^3$$

Calculons la surface correspondante :

$$V_{Cu} = S \times e \text{ donc } S = \frac{V_{Cu}}{e} = \frac{2,68 cm^3}{40 \mu m} = \frac{2,68 cm^3}{40 \times 10^{-4} cm} = 669 cm^2$$