

Cinétique de réaction du diiode / oxydoréduction

Q1

a) Un oxydant est une espèce chimique qui peut gagner un ou plusieurs électrons. Un réducteur peut perdre un ou plusieurs électrons.

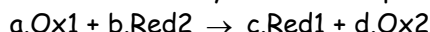
Un couple d'oxydoréduction Ox/Red est constitué par un oxydant et son réducteur conjugué, liés par une demi-réaction d'oxydoréduction :



Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples d'oxydoréduction :

Ox1/Red1 et Ox2/Red2.

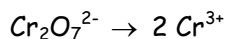
La réaction d'oxydoréduction peut s'écrire :



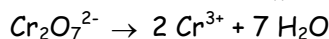
b) Pour voir la vidéo [clique ici](#).

Méthode pour équilibrer une 1/2 équation de réduction (il s'agit de la même méthode pour équilibrer une 1/2 équation d'oxydation).

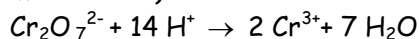
* Conservation du nombre d'atomes de l'élément oxydé ou réduit



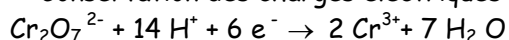
* Conservation du nombre d'atomes de l'élément oxygène par apport de molécules d'eau :



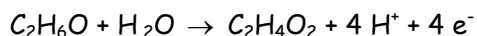
* Conservation du nombre d'atomes d'hydrogène par apport d'ions H^+ (car la réaction a lieu en milieu acide)



* Conservation des charges électriques par apport d'électrons :

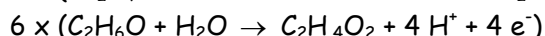
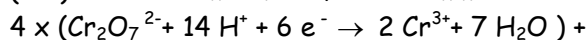


De la même manière la demi-réaction d'oxydation de l'éthanol est :

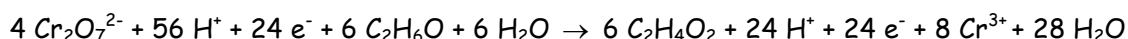


On multiplie la demi-équation d'oxydation par le nombre d'électrons intervenant dans la demi-équation de réduction

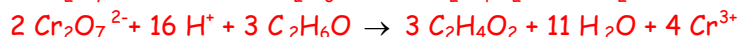
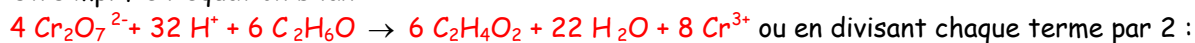
(x 6) et inversement. On fait la somme des 2 demi-équations pour obtenir l'équation bilan.



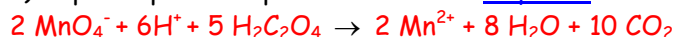
=



On simplifie l'équation bilan :



c) Réponse partielle pour voir la vidéo [clique ici](#).

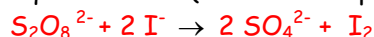


Q2

a) 1/2 équation de réduction : $S_2O_8^{2-} + 2 e^- \rightarrow 2 SO_4^{2-}$

1/2 équation d'oxydation : $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$

Equation bilan (toutes les espèces sont en solution aqueuse) :



b) Première équation :

1/2 équation de réduction : $(Fe^{3+} + 1 e^- \rightarrow Fe^{2+}) \times 2$

1/2 équation d'oxydation : $(2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-) \times 1$

Equation bilan : $2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$

Seconde équation :

1/2 équation de réduction : $(\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-) \times 2$

1/2 équation d'oxydation : $(\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{e}^- = 2 \text{SO}_4^{2-}) \times 1$

Equation bilan : $2 \text{Fe}^{2+} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{SO}_4^{2-}$

En faisant la somme de la première et de la seconde équation, on obtient :

$2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{I}^- + 2 \text{Fe}^{2+} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2 + 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{SO}_4^{2-}$

On simplifie

$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$

Les 2 réactions rapides sont identiques à la réaction lente en terme d'équation bilan !

Q3

a) Réponse partielle, pour voir la vidéo [clique ici](#).

$x_{\text{max}} = 10^{-3} \text{ mol}$, le réactif en excès est le peroxodisulfate, celui en défaut est l'ion iodure.

b) $M_{(\text{I})} = 127 \text{ g.mol}^{-1}$

La masse de diiode formée est :

$$m(\text{I}_2) = n(\text{I}_2)_{\text{formé}} \cdot M(\text{I}_2) = x_{\text{max}} \cdot M(\text{I}_2) = 10^{-3} \times (2 \times 127) = 0,254 \text{ g}$$

Q4

a) Ne pas oublier la dilution ! Le volume du mélange est maintenant $V = V_1 + V_2 = 0,3 \text{ L}$!

Concentrations initiales des ions iodure et peroxodisulfate, notées respectivement C_{10} et C_{20} :

$$C_{10} = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2} = \frac{2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1}{0,1 + 0,2} = 6,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_{20} = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-2} \cdot 0,2}{0,1 + 0,2} = 6,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

b) Il suffit de reprendre le tableau d'avancement et de diviser les nombres de moles par le volume

$V = V_1 + V_2$ de solution !

Tableau d'avancement en concentrations (mol.L^{-1})

Etat du système	Avancement	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	2I^-	2SO_4^{2-}	I_2
État initial	$x = 0$	C_{20}	C_{10}	0	0

En cours	$x(t)$	$C_{20} - x(t)/V$	$C_{10} - 2x(t)/V$	$2.x(t)/V$	$x(t)/V$
----------	--------	-------------------	--------------------	------------	----------

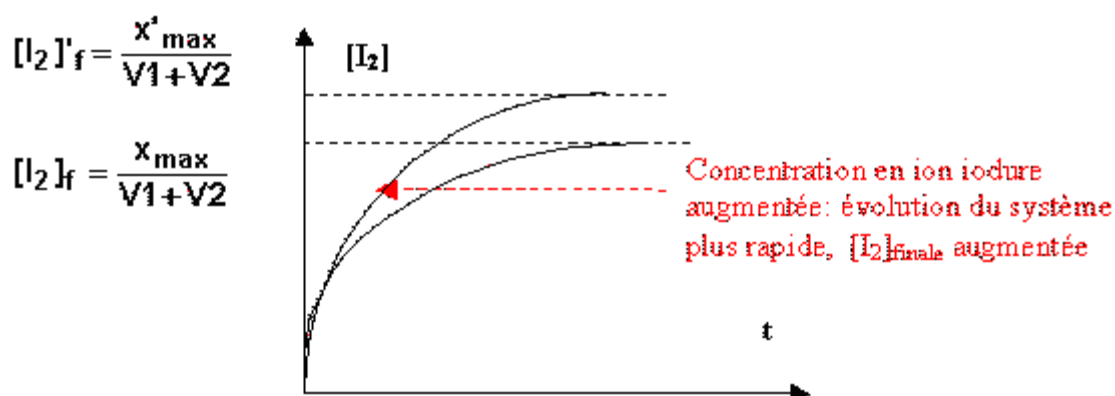
c) Concentrations molaires finales de toutes les espèces chimiques.

Pour voir la vidéo [clique ici](#).

Etat du système	Avancement	$S_2O_8^{2-}$	$2 I^-$	$2 SO_4^{2-}$	I_2
Etat final	$x = x(\max)$	$3,33.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	0	$6,67.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$3,33.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Q5

a) Allure de la courbe, si on augmente la concentration apportée en ion iodure dans la solution :



2 différences importantes :

→ Plus la concentration des réactifs est importante, plus la vitesse de réaction est importante, et plus vite on atteint la valeur de l'avancement maximal.

→ La concentration en ion iodure étant plus importante, l'avancement maximal est plus important, donc la concentration en diiode finale augmente par rapport à la première expérience.

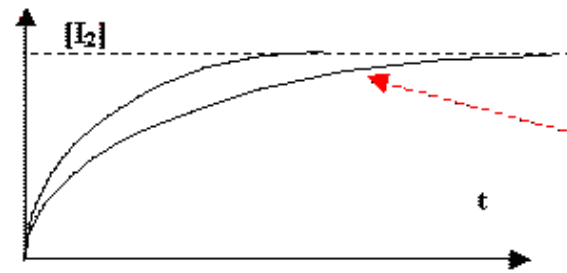
b) On garde le mélange initial mais on diminue sa température (la réaction est considérée comme athermique).

Une différence :

Plus la température est faible, plus le système évolue lentement, plus la durée au bout de laquelle $x_{\max}$ est atteint est importante.

Remarque : La concentration finale de diiode est identique, $x_{\max}$ étant indépendant de la température.

$$[I_2]_f = \frac{x_{\max}}{V_1 + V_2}$$



Température diminuée,
évolution du système
ralentie