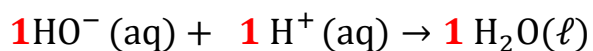
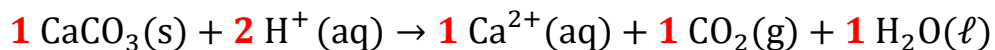
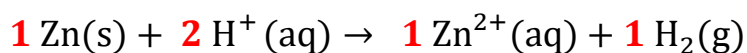
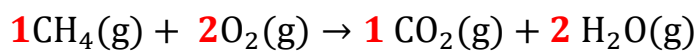


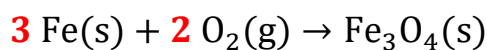
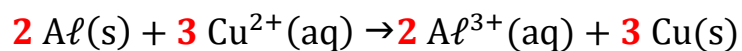
Exercices étape 2 : équation d'une réaction chimique

CORRECTION

Exercice 1 : (incontournable)



Exercice 2 : (pour progresser)



Exercices étape 3 : notion de réactif limitant

CORRECTION

Exercice 1

Réponse attendue pour un(e) élève	Commentaires
1. Les deux réactifs dans cette transformation sont les ions $H^+(aq)$ et le métal $Cu(s)$. À la fin de la transformation, comme la solution est homogène, il n'y a plus de métal cuivre. Comme $pH < 7$, il reste encore des ions $H^+(aq)$. Le réactif limitant est donc $Cu(s)$.	On peut utiliser seulement la partie du raisonnement sur le métal. L'information sur les ions produits n'est pas utile ici.

Exercice 2

Réponse attendue pour un(e) élève	Commentaires
<p style="text-align: center;">Méthode n°1</p> 1. Les deux réactifs sont $C(s)$ et $O_2(g)$. On compare les quantités de matière à l'état initial : $\frac{n_i(C)}{1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $\frac{n_i(O_2)}{1} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ Donc : $\frac{n_i(C)}{1} < \frac{n_i(O_2)}{1}$ Le réactif limitant est donc le carbone $C(s)$.	Pour déterminer le réactif limitant, on s'intéresse aux quantités initiales de réactifs . Même si les nombres stœchiométriques sont égaux à 1, on les écrit dans les calculs, pour montrer que l'on a correctement interprété l'équation de réaction.
<p style="text-align: center;">Méthode n°2</p> 1. D'après l'équation de réaction chimique, il faut 1 mol de $O_2(g)$ pour consommer 1 mol de $C(s)$. On suppose que le carbone $C(s)$ est le réactif limitant. Pour consommer $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de $C(s)$, il faut donc $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de $O_2(g)$. Il reste donc : $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} - 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de $O_2(g)$. Il reste donc encore du réactif $O_2(g)$. L'hypothèse est donc validée, le carbone $C(s)$ est le réactif limitant.	Quand les nombres stœchiométriques ne sont pas égaux à 1, ils sont égaux à 1. On commence par faire une hypothèse sur le réactif limitant. Si les quantités des autres réactifs à la fin sont négatives, cela veut dire qu'il faut changer l'hypothèse de départ.

Exercice 3

Réponse attendue pour un(e) élève	Commentaires
<p style="text-align: center;">Méthode n°1</p> 1. Les deux réactifs sont $Al(s)$ et $H_3O^+(aq)$. On compare les quantités de matière à l'état initial : $\frac{n_i(Al)}{2} = \frac{1,4 \times 10^{-1} \text{ mol}}{2} = 7,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $\frac{n_i(H_3O^+)}{6} = \frac{2,4 \times 10^{-1} \text{ mol}}{6} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ Donc : $\frac{n_i(Al)}{2} > \frac{n_i(H_3O^+)}{6}$ Le réactif limitant est donc l'ion $H_3O^+(aq)$.	Attention à bien prendre en compte les nombres stœchiométriques.
<p style="text-align: center;">Méthode n°2</p> 1. D'après l'équation de réaction chimique, il faut 3 mol d'ions H_3O^+ pour consommer 1 mol de Al .	Les proportions de réactifs consommés sont données par les nombres stœchiométriques

<p>On suppose que l'aluminium est le réactif limitant. Pour consommer $1,4 \times 10^{-1}$ mol de Al, il faut donc : $3 \times 1,4 \times 10^{-1}$ mol = $4,2 \times 10^{-1}$ mol de H_3O^+. Or, on ne dispose que de $n_i(H_3O^+) = 2,4 \times 10^{-1}$ mol. L'hypothèse n'est donc pas validée, le réactif limitant est bien H_3O^+.</p>	<p>(on aurait pu prendre 6 mol et 2 mol).</p>
<p>2. A la fin de la transformation, il reste un solide, qui ne peut être que l'aluminium $Al(s)$. Ce réactif n'est donc pas entièrement consommé. Le réactif limitant est donc forcément $H_3O^+(aq)$.</p>	<p>Cette méthode, non calculatoire, nécessite quand même de bien connaître le sens de l'expression « réactif limitant ».</p>

Exercice 4

Réponse attendue pour un(e) élève	Commentaires
<p>1. Le méthane et le dioxygène sont les deux réactifs dans cette transformation. À l'état final, c'est le dioxygène $O_2(g)$ qui a été complètement transformé. Par définition, le dioxygène $O_2(g)$ est bien le réactif limitant.</p>	<p>Pour rappel, le réactif limitant est le réactif qui a entièrement disparu à la fin de la transformation chimique. Il faut donc observer attentivement l'état final. Remarque : un calcul à partir des quantités initiales en réactif aurait abouti à la même conclusion :</p> $\frac{n_i(CH_4)}{1} > \frac{n_i(O_2)}{2}$ <p>Mais, il aurait fallu déterminer l'équation de réaction chimique avec les nombres stœchiométriques ajustés.</p>

Exercices étape 4 : effet thermique de la transformation chimique

CORRECTION

Exercice 1

Réponse attendue pour un(e) élève	Commentaires
1. La température du tube à essai augmente.	On s'appuie sur les observations : le tube à essai devient chaud alors qu'initialement il était à 25°C.
2. La température a augmenté dans le tube donc la transformation chimique a libéré de l'énergie.	La température a augmenté lorsque le fer est entré en contact avec l'acide (aucun autre phénomène n'est à l'origine de l'augmentation de température)
3. Il s'agit d'une transformation exothermique.	Définition du cours
4. Si la masse de solution acide augmente, l'augmentation de température sera plus importante car la transformation chimique libérera plus d'énergie.	Plus la masse de réactif utilisée est grande, plus l'effet thermique est important.

Exercice 2

Réponse attendue pour un(e) élève	Commentaires
1. La transformation est endothermique donc la transformation chimique absorbe, reçoit de l'énergie au milieu extérieur.	Définition du cours
2. La température diminue dans le milieu extérieur.	Le milieu extérieur donne de l'énergie aux réactifs pour permettre la transformation donc le milieu extérieur se refroidit.

Exercice 3

Réponse attendue pour un(e) élève	Commentaires
1. $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$	Les réactifs sont les ions $\text{H}^+(\text{aq})$ et $\text{HO}^-(\text{aq})$. Le seul produit est l'eau. On n'écrit pas les ions $\text{H}^+(\text{aq})$ en excès du côté des produits
2. On observe que la courbe que la température augmente au cours du temps donc la transformation est exothermique	
3.a. $C_m = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de solution}}$	
3.b. Lors des ajouts successifs d'ions $\text{HO}^-(\text{aq})$, le volume V augmente donc la masse en ion hydroxyde augmente.	$\text{masse}_{\text{soluté}} = C_m \times V_{\text{solution}}$ Pour une concentration en masse de soluté constante, si le volume augmente alors la masse en ion hydroxyde augmente.
3.c. Plus la masse en ions hydroxyde augmente, plus la température du système augmente.	Lecture graphique (lorsque V augmente, la température augmente)