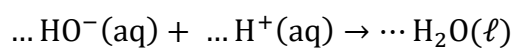
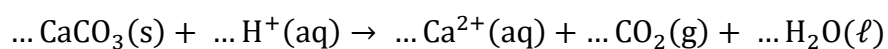
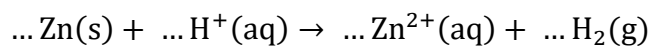
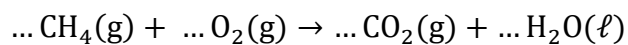
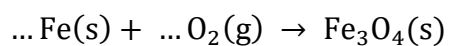
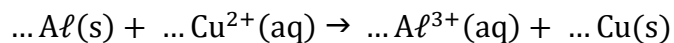


Exercices étape 2 : équation d'une réaction chimique

Exercice 1 : compléter les pointillés pour ajuster l'équation des réactions ci-dessous (incontournable)



Exercice 2 : compléter les pointillés pour ajuster l'équation des réactions ci-dessous (pour progresser)



Exercices étape 3 : sur la notion de réactif limitant

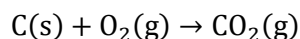
Exercice 1

On a mélangé dans un tube à essais de l'acide nitrique et du cuivre. Il se produit une transformation entre les ions $H^+(aq)$, apportés par l'acide, et le métal $Cu(s)$. À la fin de la transformation chimique, la solution est homogène et de couleur bleue, ce qui démontre la présence d'ions $Cu^{2+}(aq)$. On mesure un pH inférieur à 7.

1. Déterminer quel est le réactif limitant. Justifier sa réponse.

Exercice 2

L'équation de la réaction entre le carbone $C(s)$ et le dioxygène $O_2(g)$ est :

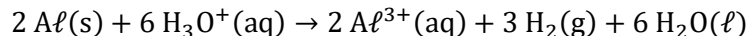


Les quantités de matière initiales sont $n_i(C) = 5,0 \times 10^{-2}$ mol et $n_i(O_2) = 1,0 \times 10^{-1}$ mol.

1. Déterminer le réactif limitant. Justifier sa réponse.

Exercice 3

L'équation ajustée de la réaction chimique entre l'aluminium $Al(s)$ et l'ion $H_3O^+(aq)$ est :



Les quantités initiales en réactifs sont $n_i(Al) = 1,4 \times 10^{-1}$ mol et $n_i(H_3O^+) = 2,4 \times 10^{-1}$ mol. À la fin de la transformation chimique, l'effervescence cesse et il reste un solide.

1. Déterminer le réactif limitant, en utilisant les quantités initiales en réactif.
2. Déterminer le réactif limitant, à partir des espèces chimiques présentes à l'état final.

Exercice 4

On réalise la combustion du méthane $CH_4(g)$ dans le dioxygène $O_2(g)$. Les quantités de matière à l'état initial et à l'état final sont données par le diagramme suivant :

Etat initial			Etat final	
$CH_4(g)$:	$n_i = 1,5$ mol	→	$CH_4(g)$:	$n_f = 0,5$ mol
$O_2(g)$:	$n_i = 2,0$ mol		$CO_2(g)$:	$n_f = 1,0$ mol
$N_2(g)$:	$n_i = 16,0$ mol		$H_2O(l)$:	$n_f = 2,0$ mol
			$N_2(g)$:	$n_f = 16,0$ mol

1. Déterminer le réactif limitant. Justifier sa réponse.

Exercices étape 4 : effet thermique de la transformation chimique

Exercice 1 : (incontournable)

À 25°C, du fer en poudre réagit violemment avec une solution aqueuse d'acide chlorhydrique concentrée. Lorsqu'on touche le tube à essai, celui-ci est chaud.



- 1) Comment évolue la température du tube à essai ?
- 2) Le système chimique libère-t-il ou reçoit-il de l'énergie ? Justifier.
- 3) En déduire s'il s'agit d'une transformation exothermique ou endothermique.
- 4) Que se passe-t-il, pour la même quantité de fer en poudre, si la masse de solution aqueuse d'acide chlorhydrique utilisée est plus importante ? Justifier.

Exercice 2 : (incontournable)

La réaction entre l'hydroxyde de baryum et le thiocyanate d'ammonium est endothermique.

- 1) Le système chimique libère-t-il ou reçoit-il de l'énergie ? Justifier.
- 2) Comment évolue la température du milieu extérieur ?

Exercice 3 : (pour progresser)

On étudie la transformation chimique entre les ions hydrogène $H^+(aq)$ et les ions hydroxyde $HO^-(aq)$.

On introduit les ions hydrogène en excès. On suit l'évolution de la température θ lors des ajouts successifs d'un volume V d'ions hydroxyde, les solutions étant initialement à la même température.

- 1) Etablir l'équation ajustée de la réaction sachant que le seul produit formé est l'eau.
- 2) Indiquer le caractère endothermique ou exothermique de cette transformation.
- 3)
 - a. Rappeler la relation entre la concentration en masse C_m d'un soluté, la masse m du soluté et le volume V de la solution.
 - b. Indiquer alors comment évolue la masse en ions hydroxyde lors des ajouts successifs.
 - c. Préciser l'influence de la masse en ions hydroxyde sur la température du système.

