










Découvrir	<p>Les Ressources :</p> <p>Q1 : Les transformations chimiques n°1 </p> <p>Q2 : Les transformations chimiques n°2 </p>		<p>Points méthodologiques :</p>
Pentraîner	<p>Les automatismes : </p> <p>Ex. 1 à 4</p> <p>Ex. 6</p> <p>Ex. 10</p> <p>Entraînement : </p> <p>Ex. 5 (?1)</p> <p>Ex. 7, 8, 9, 11 et 14</p> <p>Quizlet : Voir sur le site</p> <p>Liens utiles : Voir sur le site</p>	<p>Pour en faire plus : </p> <p>Ex. 12 et 13</p> <p>Vers l'oral : </p> <p>N°30</p> <p>N°31</p> <p>N°32</p>	<p>Vers l'évaluation et la spécialité physique : </p> <p>Ex. 5(?2)</p> <p>Ex. 15</p> <p>Défi : Magique ou Chimique ? </p> <p>TP's :</p> <p>TP 24 : Action de l'acide chlorhydrique sur le magnésium</p> <p>TP 25 : Les transferts thermiques</p>
S'autoévaluer	<p>Avant l'évaluation, suis-je capable de : </p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster. ○ Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction. ○ Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes à l'état final. ○ Modéliser, par l'écriture d'une équation de réaction, la combustion du carbone et du méthane, la corrosion d'un métal par un acide, l'action d'un acide sur le calcaire, l'action de l'acide chlorhydrique sur l'hydroxyde de sodium en solution. ○ Suivre l'évolution d'une température pour déterminer le caractère endothermique ou exothermique d'une transformation chimique et étudier l'influence de la masse du réactif limitant. ○ Capacité mathématique : Utiliser la proportionnalité. ○ Établir, à partir de données expérimentales, qu'une espèce chimique synthétisée au laboratoire peut être identique à une espèce chimique synthétisée dans la nature. ○ Réaliser le schéma légendé d'un montage à reflux et d'une chromatographie sur couche mince. ○ Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique présente dans la nature. ○ Mettre en œuvre une chromatographie sur couche mince pour comparer une espèce synthétisée et une espèce extraite de la nature. 		

Les bons réflexes :

Les bons réflexes

Si l'énoncé demande de...

Il est nécessaire de...

Écrire et ajuster l'équation d'une réaction chimique

Réflexe 1

Ex. 5 p. 122

- Identifier les réactifs et les produits.
- Écrire les formules des réactifs à gauche d'une flèche et celles des produits à droite (sans y faire figurer les espèces spectatrices).
- Ajuster l'équation en assurant la conservation des éléments chimiques et, si nécessaire, la conservation de la charge électrique.

Identifier le réactif limitant, connaissant les quantités initiales des réactifs et l'équation de la réaction

Réflexe 2

Ex. 9 p. 123

Pour la réaction d'équation $a A + b B \rightarrow c C + d D$, calculer $\frac{n_0(A)}{a}$ et $\frac{n_0(B)}{b}$.

– Si $\frac{n_0(A)}{a} < \frac{n_0(B)}{b}$, alors A est le réactif limitant ;

– Si $\frac{n_0(A)}{a} > \frac{n_0(B)}{b}$, alors B est le réactif limitant ;

– Si $\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$, alors A et B sont tous deux limitants.

D'utiliser une chromatographie sur couche mince pour comparer une espèce synthétisée à une espèce extraite de la nature

Réflexe 3

Ex. 20 p. 124

- Comparer, sur le chromatogramme, les hauteurs des taches correspondant à l'espèce synthétisée et à l'espèce extraite de la nature :
 - si les hauteurs sont égales, les espèces sont identiques ;
 - si les hauteurs sont différentes, les espèces sont différentes.

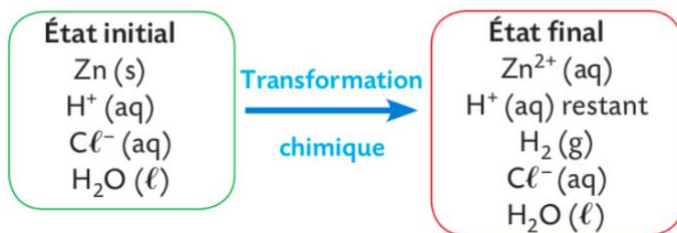
D'après Hachette 2019

Vers l'oral :

- N°30 : Réaliser un support visuel permettant de présenter oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe, la notion de l'équation de réaction ajustée.
- N°31: Réaliser un support visuel permettant de présenter oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe, les notions de transformations chimiques endothermiques et exothermiques.
- N°32 : Réaliser un support visuel permettant de présenter oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe, l'intérêt de réaliser un montage à reflux lors de la synthèse d'une espèce chimique.

Exercice 1 :

Une transformation chimique a été schématisée ci-dessous :



1. Identifier les deux produits formés.
2. Identifier les réactifs.
3. a. Quel réactif est totalement consommé à la fin de la transformation ?
b. Comment appelle-t-on ce réactif ?
4. Identifier les deux espèces chimiques spectatrices.

Exercice 2 :

Les combustions complètes du butane C₄H_{10(g)} et du butanol C₄H₁₀O_(g) dans l'air libèrent du dioxyde de carbone CO_{2(g)} et de l'eau H₂O_(g).

Pour chaque combustion :

- a. identifier les réactifs, les produits et s'il y a lieu la ou les espèces spectatrices ;
- b. écrire la réaction chimique de combustion ;
- c. établir l'équation ajustée de la réaction.

La question b. est mal posée : Écrire le bilan de la réaction chimique.

Exemple : Carbone + Dioxygène --> Dioxyde de carbone

Coup de pouce : Commencer par le butanol.

Exercice 3 :

En solution aqueuse, l'ion fer (III) Fe³⁺ (aq) réagit avec les ions hydroxyde HO⁻ (aq) pour former un précipité orange d'hydroxyde de fer (III) Fe(OH)₃ (s). Dans un tube à essai contenant 2 mL d'une solution de chlorure de fer (III) Fe³⁺ (aq) + 3 Cl⁻ (aq), on verse quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium Na⁺ (aq) + HO⁻ (aq).



1. Identifier le(s) réactif(s) et le(s) produit(s) de la réaction.
2. Parmi les équations suivantes, identifier, en justifiant, l'équation de la réaction correctement ajustée :
 - a. Fe³⁺ (aq) + 3 Cl⁻ (aq) + Na⁺ (aq) + HO⁻ (aq) → Fe(OH)₃ (s)
 - b. Fe³⁺ (aq) + HO⁻ (aq) → Fe(OH)₃ (s)
 - c. 3 Fe³⁺ (aq) + HO⁻ (aq) → Fe(OH)₃ (s)
 - d. Fe³⁺ (aq) + 3 HO⁻ (aq) → Fe(OH)₃ (s)
3. Indiquer pourquoi les trois autres équations ne sont pas ajustées.
4. Identifier les espèces spectatrices.

Exercice 4 :

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 5 :

L'acide stéarique $C_{18}H_{36}O_2(s)$ est le principal constituant des bougies. L'un des deux produits formés lors de sa combustion dans l'air fait bleuir le sulfate de cuivre anhydre et l'autre forme un précipité blanc avec l'eau de chaux. La bougie s'éteint lorsque l'acide stéarique est entièrement consommé.

1. a. Identifier les réactifs, les produits et s'il y a lieu les espèces chimiques spectatrices. 📄 Fiche 5 p. 319
b. Établir l'équation ajustée de la réaction.
c. Préciser le réactif limitant.
2. L'énergie thermique libérée lors de la combustion de l'acide stéarique est égale à $38,0 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.
a. Indiquer le caractère endothermique ou exothermique de cette transformation.
b. Calculer l'énergie libérée lors de la combustion d'une masse $m = 200 \text{ g}$ d'acide stéarique.
c. Comparer la variation de température lors de la combustion d'une masse de $1,0 \text{ kg}$ et de 200 g d'acide stéarique.

Équilibrer une équation de réaction

Exercice 6 :

On considère les équations de réaction suivantes :

- a. $2 \text{ C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{g}) + 6 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$
 - b. $2 \text{ C}_7\text{H}_8(\text{g}) + 9 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 14 \text{ CO}_2(\text{g}) + 8 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$
 - c. $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{ I}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$
 - d. $4 \text{ Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ Sn}^{4+}(\text{aq}) + 4 \text{ Fe}^{2+}(\text{aq})$
- Identifier les équations qui ne sont pas correctement ajustées. Recopier ces équations en les corrigeant.

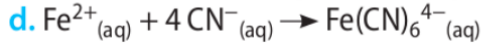
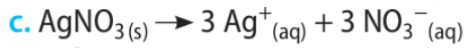
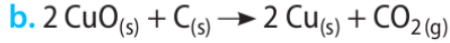
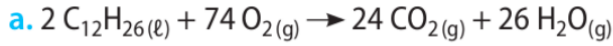
Exercice 7 :

Ajuster les équations des réactions chimiques suivantes :

- a. $\dots \text{Cu}_{(s)} + \dots \text{O}_{2(g)} \rightarrow \dots \text{CuO}_{(s)}$
- b. $\dots \text{C}_8\text{H}_{18(l)} + \dots \text{O}_{2(g)} \rightarrow \dots \text{CO}_{2(g)} + \dots \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- c. $\dots \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \dots \text{HO}^{-}_{(aq)} \rightarrow \dots \text{Fe(OH)}_{2(s)}$
- d. $\dots \text{I}^{-}_{(aq)} + \dots \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)} \rightarrow \dots \text{I}_{2(aq)} + \dots \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

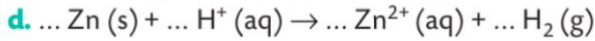
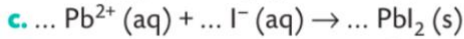
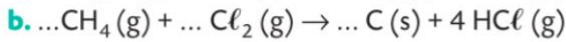
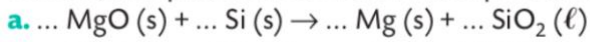
Exercice 8 :

Indiquer si les réactions chimiques suivantes sont correctement ajustées. Les corriger si nécessaire.



Exercice 9 :

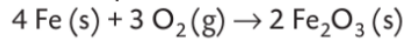
Recopier et ajuster, avec des nombres stœchiométriques corrects, les équations des réactions chimiques suivantes :



Réactif limitant

Exercice 10 :

Soit la réaction d'équation :

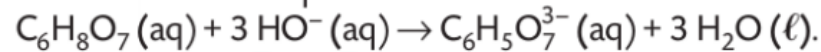


On fait réagir une quantité $n_0(\text{Fe}) = 8 \text{ mol}$ de fer avec une quantité $n_0(\text{O}_2) = 9 \text{ mol}$ de dioxygène.

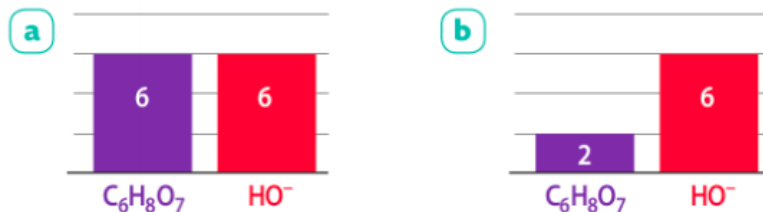
1. Définir le réactif limitant d'une transformation.
2. Identifier le réactif limitant de cette réaction.

Exercice 11 :

Soit la réaction d'équation :



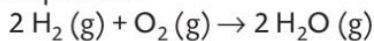
Les graphiques (a) et (b) donnent les quantités initiales des réactifs, en mol.



1. Identifier le mélange stœchiométrique.
2. Déterminer le réactif limitant pour l'autre mélange.

Exercice 12 :

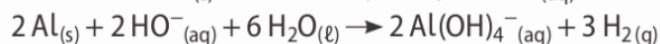
Le dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$, peut réagir avec le dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$, pour former de la vapeur d'eau $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, selon la réaction d'équation :



1. Écrire la relation entre les quantités initiales des réactifs notées $n_0(\text{H}_2)$ et $n_0(\text{O}_2)$ pour qu'elles soient dans les proportions stœchiométriques.
2. Parmi les mélanges suivants, lequel vérifie les proportions stœchiométriques ?
 - a. 4 moles de H_2 et 2 moles de O_2 .
 - b. 2 moles de H_2 et 4 moles de O_2 .

Exercice 13 :

L'équation ajustée de la réaction chimique entre l'aluminium $\text{Al}_{(\text{s})}$ et les ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ est :



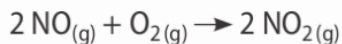
Les quantités de matière initiales sont $n_i(\text{Al}) = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ et $n_i(\text{HO}^-) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$, et l'eau est en excès. À la fin de la transformation chimique, l'effervescence cesse et il subsiste un solide.

Identifier le réactif limitant à partir :

- a. des quantités de matière initiales des réactifs ;
- b. des espèces chimiques présentes à l'état final.

Exercice 14 :

L'équation ajustée de la réaction chimique entre le monoxyde d'azote et le dioxygène est :

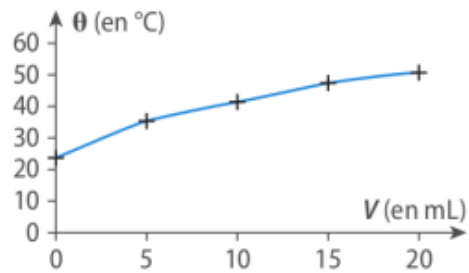


Les quantités de matière initiales sont $n_i(\text{NO}) = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et $n_i(\text{O}_2) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

- Identifier le réactif limitant.

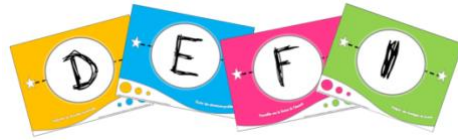
Exercice 15 :

On étudie la transformation chimique entre les ions hydrogène $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ et les ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$. On introduit les ions hydrogène en excès. On suit l'évolution de la température θ lors d'ajouts successifs d'un volume V d'ions hydroxyde, les solutions étant initialement à la même température.



1. Établir l'équation ajustée de la réaction sachant que le seul produit est l'eau.
2. Indiquer le caractère endothermique ou exothermique de cette transformation.
3. a. Rappeler la relation entre la concentration en masse d'un soluté, la masse de soluté et le volume de 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.

Modification : 3. b. Indiquer comment évolue la masse du système lors de l'ajout successif des ions hydroxyde.



chapitre 13 :

Magique ou chimique ?

Visionner la vidéo suivante (avec la participation de Flore et Juliette) : [Magique ou chimique ?](#)

- 1- Décrire l'état initial et l'état final des deux transformations chimiques : préciser les réactifs, les produits et les espèces spectatrices
- 2- Expliquer la différence de couleur observée entre les deux expériences de la vidéo.
- 3- Alors ? Magique ou scientifique ?

L'HYDROGENOCARBONATE DE SODIUM :

L'hydrogénocarbonate de sodium est un solide. C'est une espèce chimique de formule $\text{NaHCO}_3(\text{s})$. Lorsque l'on met cette espèce chimique dans l'eau, on obtient une solution aqueuse contenant les espèces chimiques suivantes :

- des ions hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$
- des ions sodium $\text{Na}^+ (\text{aq})$

LE VINAIGRE :

Le vinaigre est un liquide qui peut être assimilée (de façon simplifiée) à une solution aqueuse d'ion acétate et d'ion hydrogène donc il contient les espèces chimiques :

- des ions acétate $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- (\text{aq})$
- des ions hydrogène $\text{H}^+ (\text{aq})$

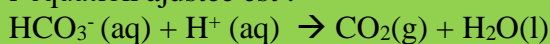
LE BBT :

Le bleu de bromothymol (BBT) est un liquide contenant une espèce chimique qui change de couleur suivant le pH. On l'appelle un indicateur coloré.

- En milieu acide ($\text{pH} < 7$: présence d'ions hydrogène), le BBT prend une teinte jaune
- En milieu basique ($\text{pH} > 7$: absence d'ions hydrogène), le BBT prend une teinte bleue

EQUATION DE REACTION CHIMIQUE ENTRE LES IONS HYDROGENE ET HYDROGENOCARBONATE :

Lorsque les ions hydrogénocarbonate sont en présence des ions hydrogène, il y a une réaction chimique dont l'équation ajustée est :



D'après cette équation, il faut une mole d'ions hydrogène pour faire réagir entièrement une mole d'ions hydrogénocarbonate.

NOTION DE REACTIF LIMITANT :

Dans une réaction chimique, le réactif limitant est le réactif qui est totalement transformé, qui disparaît complètement. Il est dit « limitant » car il est responsable de l'arrêt de la réaction. L'autre réactif est alors appelé réactif en excès.