BURHAN

Transformations lentes et transformations rapides : exercices, application

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Version en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/transformations-lentes-et-rapides/exercices/application

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations lentes et transformations rapides	Application	8

Exercice 1

Ruban de magnésium dans une solution de nickel(II)

On plonge un ruban de magnésium Mg dans une solution verte de sulfate de nickel(II), qui contient des ions $\mathrm{Ni^{2+}}$. Après quelques minutes, un dépôt gris de nickel Ni couvre le ruban, et des ions magnésium $\mathrm{Mg^{2+}}$ passent en solution.

1.

Parmi les espèces Mg, $\mathrm{Mg^{2+}}$, Ni et $\mathrm{Ni^{2+}}$, lesquelles sont des oxydants ? Lesquelles sont des réducteurs ?

INDICE

Outil : la définition d'un oxydant et celle d'un réducteur. Laquelle de ces espèces peut capter des électrons ?

CORRIGÉ

Ions métalliques. $\mathrm{Mg^{2+}}$ et $\mathrm{Ni^{2+}}$ peuvent capter deux électrons pour redonner l'atome métallique : ce sont des oxydants.

Métaux. Mg et Ni peuvent céder deux électrons : ce sont des réducteurs.

Conclusion. Les oxydants sont $\mathrm{Mg^{2+}}$ et $\mathrm{Ni^{2+}}$; les réducteurs sont Mg et Ni.

2.

Écrire les deux couples oxydant/réducteur et leurs demi-équations électroniques.

INDICE

Outil : la forme générale d'une demi-équation, électrons du côté de l'oxydant ; la charge de l'ion fixe leur nombre.

CORRIGÉ

Couple du magnésium. $\mathrm{Mg^{2+}/Mg}$:

$$\mathrm{Mg^{2+}} + 2\,e^- \rightleftharpoons \mathrm{Mg}$$

Couple du nickel. $\mathrm{Ni^{2+}/Ni}$:

$$\mathrm{Ni^{2+}} + 2\,e^- \rightleftharpoons \mathrm{Ni}$$

Conclusion. Les deux couples sont $\mathrm{Mg^{2+}/Mg}$ et $\mathrm{Ni^{2+}/Ni}$; chaque demi-équation échange deux électrons et conserve éléments et charges.

3.

D'après les observations, quelle espèce cède des électrons au cours de la transformation ? Laquelle les capte ?

INDICE

Outil : pour chaque élément, repère l'espèce qui disparaît et celle qui apparaît.

CORRIGÉ

Magnésium. Des ions Mg^{2+} apparaissent à partir du ruban : le magnésium cède des électrons.

Nickel. Du nickel métallique se dépose : les ions Ni^{2+} captent ces électrons.

Conclusion. Le réducteur Mg cède des électrons et l'oxydant Ni^{2+} les capte.

Exercice 2

Deux demi-équations en milieu acide

En milieu acide, l'ion dichromate $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}$, orange, peut se transformer en ion chrome(III) $\mathrm{Cr^{3+}}$, vert. L'ion sulfate $\mathrm{SO_4^{2-}}$ peut, lui, donner du dioxyde de soufre $\mathrm{SO_2}$.

1.

Écrire la demi-équation électronique du couple $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}}$ en milieu acide.

INDICE

Début : l'élément à équilibrer en premier n'est ni l'oxygène ni l'hydrogène.

CORRIGÉ

Chrome. Deux atomes à gauche : on écrit $2\,\mathrm{Cr^{3+}}$ à droite.

Oxygène. Sept atomes à gauche : on ajoute $7\,\mathrm{H_2O}$ à droite.

Hydrogène. Quatorze atomes à droite : on ajoute $14\,\mathrm{H^+}$ à gauche.

Charges. À gauche $-2+14=+12$, à droite $2\times 3=+6$: on ajoute $6\,e^-$ à gauche.

$$\mathrm{Cr_2O_7^{2-}} + 14\,\mathrm{H^+} + 6\,e^- \rightleftharpoons 2\,\mathrm{Cr^{3+}} + 7\,\mathrm{H_2O}$$

Conclusion. Le couple échange six électrons ; sa demi-équation conserve le chrome, l'oxygène, l'hydrogène et les charges.

2.

Écrire de même la demi-équation électronique du couple $\mathrm{SO_4^{2-}/SO_2}$ en milieu acide.

INDICE

Outil : les mêmes étapes ; l'élément soufre est déjà équilibré.

CORRIGÉ

Oxygène. Quatre atomes à gauche, deux à droite : on ajoute $2\,\mathrm{H_2O}$ à droite.

Hydrogène. Quatre atomes à droite : on ajoute $4\,\mathrm{H^+}$ à gauche.

Charges. À gauche $-2+4=+2$, à droite 0 : on ajoute $2\,e^-$ à gauche.

$$\mathrm{SO_4^{2-}} + 4\,\mathrm{H^+} + 2\,e^- \rightleftharpoons \mathrm{SO_2} + 2\,\mathrm{H_2O}$$

Conclusion. L'ion sulfate capte deux électrons ; la demi-équation du couple $\mathrm{SO_4^{2-}/SO_2}$ est équilibrée en éléments et en charges.

Exercice 3

Lame de zinc dans une solution de cuivre(II)

On plonge une lame de zinc Zn dans une solution bleue de sulfate de cuivre(II). Après une vingtaine de minutes, la lame se couvre d'un dépôt rouge de cuivre Cu et la solution pâlit. Couples mis en jeu : $\mathrm{Cu^{2+}/Cu}$ et $\mathrm{Zn^{2+}/Zn}$.

1.

Écrire chaque demi-équation dans le sens de la transformation observée. Préciser laquelle est une oxydation et laquelle est une réduction.

INDICE

Outil : l'espèce consommée est un réactif ; l'oxydant subit la réduction.

CORRIGÉ

Réduction. Les ions cuivre(II) captent deux électrons :

$$\mathrm{Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu}$$

Oxydation. Le zinc cède deux électrons :

$$\mathrm{Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2\,e^-}$$

Conclusion. L'ion $\mathrm{Cu^{2+}}$, oxydant, subit la réduction ; le zinc, réducteur, subit l'oxydation.

2.

En déduire l'équation de la réaction.

INDICE

Outil : autant d'électrons cédés que captés, puis somme des deux demi-équations.

CORRIGÉ

Électrons. Chaque demi-équation échange deux électrons : on les additionne telles quelles.

$$\mathrm{Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}}$$

Conclusion. L'équation conserve le zinc, le cuivre et la charge $+2$ de chaque côté ; aucun électron n'y figure.

3.

Expliquer pourquoi la solution pâlit.

INDICE

Outil : quelle espèce donne sa couleur bleue à la solution ?

CORRIGÉ

La couleur bleue est due aux ions $\mathrm{Cu^{2+}}$. Ils sont consommés et remplacés par des ions $\mathrm{Zn^{2+}}$, incolores.

Conclusion. La solution pâlit parce que la concentration en ions cuivre(II) diminue au cours de la transformation.

Exercice 4

Couples de la gravure d'un circuit imprimé

Pour graver un circuit imprimé, on plonge une plaque cuivrée, protégée par endroits, dans une solution jaune orangé de chlorure de fer(III). Le cuivre non protégé disparaît peu à peu. L'équation de la réaction est :

$$\mathrm{2\,Fe^{3+}_{(aq)} + Cu_{(s)} \longrightarrow 2\,Fe^{2+}_{(aq)} + Cu^{2+}_{(aq)}}$$

1.

Identifier les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu.

INDICE

Outil : relie chaque réactif au produit qui renferme le même élément.

CORRIGÉ

Fer. $\mathrm{Fe^{3+}}$ devient $\mathrm{Fe^{2+}}$: couple $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$.

Cuivre. Cu devient $\mathrm{Cu^{2+}}$: couple $\mathrm{Cu^{2+}/Cu}$.

Conclusion. Les deux couples sont $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ et $\mathrm{Cu^{2+}/Cu}$, l'oxydant écrit en premier.

2.

Écrire la demi-équation de chaque couple, puis nommer l'espèce oxydée et l'espèce réduite.

INDICE

Outil : dans chaque demi-équation, les électrons se placent du côté de l'oxydant.

CORRIGÉ

Demi-équations.

$$\mathrm{Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}}$$

$$\mathrm{Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu}$$

Transfert. Chaque atome de cuivre cède deux électrons, captés par deux ions fer(III).

Conclusion. Le cuivre est oxydé en ions cuivre(II) ; les ions fer(III) sont réduits en ions fer(II).

Exercice 5

Classer trois transformations selon leur durée

Trois transformations sont observées à l'œil nu, à la température de la pièce :

- **a.** On verse quelques gouttes de soude dans une solution de sulfate de cuivre(II) : un précipité bleu apparaît dès la première goutte.
- **b.** Une rondelle de banane noircit en surface, peu à peu, en une heure environ.
- **c.** Un couvert en argent laissé à l'air ne change pas d'aspect en une semaine ; il ne noircit qu'au bout de plusieurs mois.

1.

Classer chaque transformation : rapide, lente ou très lente. Justifier.

INDICE

Outil : la définition d'une transformation rapide, lente ou très lente : peut-on suivre l'évolution, et sur quelle durée ?

CORRIGÉ

a. Le précipité apparaît dès le contact : l'évolution ne peut pas être suivie à l'œil, la transformation est rapide.

b. Le noircissement progresse sous les yeux pendant plusieurs dizaines de minutes : la transformation est lente.

c. Aucun changement n'est visible en une semaine : la transformation est très lente.

Conclusion. À l'œil nu, a est rapide, b est lente et c est très lente.

2.

Un élève affirme : « la transformation a est instantanée, quel que soit l'instrument utilisé ». Que lui répondre ?

INDICE

Outil : le caractère rapide d'une transformation dépend du moyen d'observation.

CORRIGÉ

Le précipité se forme trop vite pour l'œil. Un appareil de mesure plus rapide que l'œil pourrait suivre une évolution très brève.

Conclusion. L'affirmation va trop loin : la transformation a est rapide à l'œil nu, et tout classement doit citer le moyen d'observation.

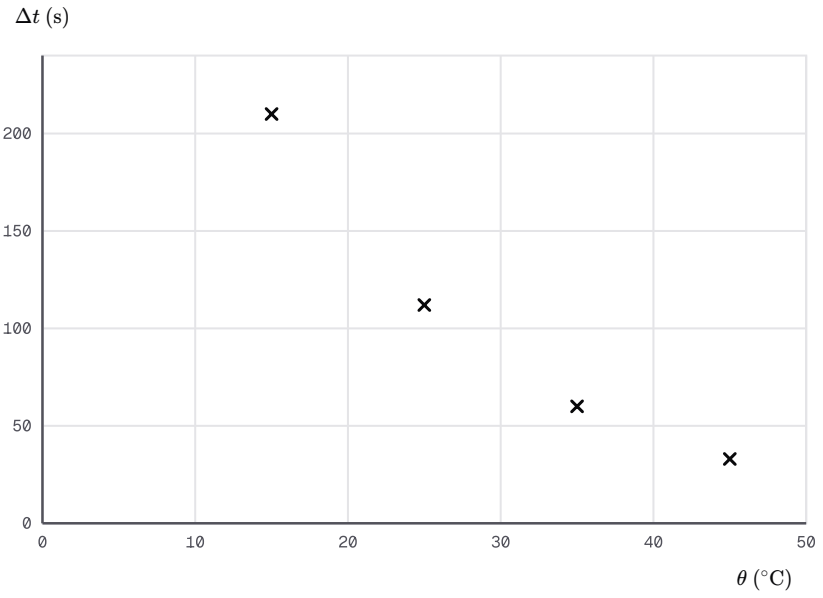
Exercice 6

Disparition du magnésium dans l'acide à quatre températures

Dans quatre béchers, on verse le même volume d'une même solution d'acide chlorhydrique. Chaque bécher est placé dans un bain thermostaté réglé à une température θ.

On y plonge un morceau de ruban de magnésium de même longueur, $1{,}5\ \text{cm}$, et on mesure la durée Δt de sa disparition complète. Le magnésium est le réactif limitant dans chaque bécher.

θ (°C)	Δt (s)
15	210
25	112
35	60
45	33



× Points de mesure

Durée de disparition du magnésium selon la température

1.

Quel paramètre varie d'une expérience à l'autre ? Quels paramètres restent identiques ?

INDICE

Outil : compare les conditions des quatre béchers, une à une.

CORRIGÉ

Paramètre étudié. Seule la température du bain change.

Paramètres fixés. Même solution d'acide, même volume, même longueur de ruban, même repère : la disparition du ruban.

Conclusion. L'expérience étudie l'influence de la température, tous les autres paramètres restant identiques.

2.

Décrire l'évolution de Δt quand la température augmente, puis conclure sur l'influence de ce facteur cinétique.

INDICE

Outil : une durée plus courte signale une évolution plus rapide.

CORRIGÉ

Lecture. Quand θ passe de 15 à $45\,^{\circ}\mathrm{C}$, Δt diminue de $210\,\mathrm{s}$ à $33\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À concentrations initiales identiques, la disparition du magnésium est d'autant plus rapide que la température est élevée : la température est un facteur cinétique.

3.

Encadrer la durée de disparition attendue à $30\,^{\circ}\mathrm{C}$.

INDICE

Outil : situe cette température entre deux températures du tableau.

CORRIGÉ

La température $30\,^{\circ}\mathrm{C}$ est comprise entre $25\,^{\circ}\mathrm{C}$ et $35\,^{\circ}\mathrm{C}$, et la durée diminue quand la température augmente.

Conclusion. À $30\,^{\circ}\mathrm{C}$, la disparition durerait entre $60\,\mathrm{s}$ et $112\,\mathrm{s}$.

Exercice 7

Trempe d'un prélèvement avant un dosage

Un élève étudie l'oxydation lente des ions iodure par le dioxygène dissous, en milieu acide : le diiode formé jaunit peu à peu le mélange, maintenu à $35\,^{\circ}\mathrm{C}$. À un instant choisi, il en prélève $2{,}5\,\mathrm{mL}$ et les verse dans un bécher contenant $47{,}5\,\mathrm{mL}$ d'eau glacée. Il dose ensuite le diiode formé.

1.

Nommer cette opération. Sur quels facteurs cinétiques agit-elle ?

INDICE

Outil : compare la température et les concentrations du prélèvement avant et après son passage dans l'eau glacée.

CORRIGÉ

Opération. Verser un prélèvement dans de l'eau glacée est une trempe.

Température. Le prélèvement passe de $35\,^{\circ}\mathrm{C}$ à une température proche de $0\,^{\circ}\mathrm{C}$.

Concentrations. L'eau ajoutée dilue les ions iodure et les ions hydrogène.

Conclusion. La trempe abaisse la température et les concentrations des ions iodure et hydrogène : ces deux facteurs cinétiques ralentissent fortement la réaction.

2.

Par quel nombre la concentration des ions iodure est-elle divisée lors de la trempe ?

INDICE

Outil : la dilution conserve la quantité de matière : $C\,V = C'\,V'$.

CORRIGÉ

Volume final. $V' = 2{,}5 + 47{,}5 = 50{,}0\,\mathrm{mL}$.

Facteur de dilution.

$$\begin{aligned}\frac{C}{C'} &= \frac{V'}{V}\\ &= \frac{50{,}0\,\mathrm{mL}}{2{,}5\,\mathrm{mL}}\\ &= 20\end{aligned}$$

Conclusion. La concentration des ions iodure, comme celle des ions hydrogène, est divisée par 20.

3.

Pourquoi faut-il doser le prélèvement aussitôt après la trempe ?

INDICE

Point délicat : imagine le prélèvement laissé une heure dans l'eau glacée avant le dosage.

CORRIGÉ

La trempe rend la réaction très lente, mais pas nulle. En attendant, un peu de diiode continuerait à se former.

Conclusion. Doser sans attendre garantit que la quantité mesurée est celle de l'instant du prélèvement.

Exercice 8

Fer en poudre et acide : trois essais à comparer

On fait réagir une même masse de fer en poudre avec $50\,\mathrm{mL}$ d'acide chlorhydrique. On mesure la durée Δt jusqu'à la fin du dégagement de dihydrogène. Le fer est le réactif limitant dans chaque essai.

Essai	θ (°C)	$[\mathrm{H^+}]_0$ ($\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$)	Δt (s)
1	20	0,20	540
2	40	0,40	75
3	20	0,40	260

1.

Peut-on conclure sur l'influence d'un facteur en comparant les essais 1 et 2 ? Justifier.

INDICE

Outil : compte les paramètres qui changent entre ces deux essais.

CORRIGÉ

Entre les essais 1 et 2, la température et la concentration en ions $\mathrm{H^+}$ changent toutes les deux. La durée plus courte peut venir de l'une, de l'autre, ou des deux.

Conclusion. La comparaison des essais 1 et 2 ne permet de conclure sur aucun facteur.

2.

Quels essais comparer pour étudier l'influence de la concentration en ions $\mathrm{H^+}$? Conclure.

INDICE

Outil : cherche deux essais réalisés à la même température.

CORRIGÉ

Les essais 1 et 3 sont réalisés à $20\,^\circ\mathrm{C}$; seule la concentration change. Quand elle double, la durée passe de $540\,\mathrm{s}$ à $260\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À température identique, la réaction est d'autant plus rapide que la concentration initiale en ions $\mathrm{H^+}$ est grande.

3.

Quels essais comparer pour étudier l'influence de la température ? Conclure.

INDICE

Outil : cherche deux essais de même concentration.

CORRIGÉ

Les essais 3 et 2 ont la même concentration, $0{,}40\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$; seule la température change. Quand elle passe de 20 à $40\,^\circ\mathrm{C}$, la durée passe de $260\,\mathrm{s}$ à $75\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À concentration identique, la réaction est d'autant plus rapide que la température est élevée.