BURHAN

Résumé : Transformations lentes et transformations rapides

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

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

Chapitre	Semestre
Transformations lentes et transformations rapides	Semestre 1

Oxydant, réducteur et demi-équation électronique

> **À retenir : Repérer l'échange d'électrons**
>
> En oxydoréduction, une espèce cède des électrons et une autre les capte. Un couple relie deux espèces qui contiennent un même élément et passent l'une à l'autre par un échange d'électrons. Sa demi-équation écrit ce passage ; seule, elle ne décrit aucune réaction réelle.

Définition : Oxydant et réducteur

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs électrons.

Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

Définition : Couple oxydant/réducteur et demi-équation électronique

Un oxydant Ox et un réducteur Red forment un **couple oxydant/réducteur**, noté Ox/Red, lorsqu'on passe de l'un à l'autre par un gain ou une perte de n électrons. Ce passage est modélisé par la **demi-équation électronique** :

$$\mathrm{Ox} + n\,e^- \rightleftharpoons \mathrm{Red}$$

Une demi-équation conserve les éléments chimiques et les charges électriques. En solution acide, les éléments oxygène et hydrogène sont équilibrés avec des molécules d'eau $\mathrm{H_2O}$ et des ions hydrogène $\mathrm{H^+}$, par exemple pour le couple $\mathrm{MnO_4^-}/\mathrm{Mn^{2+}}$:

$$\mathrm{MnO_4^-} + 8\,\mathrm{H^+} + 5\,e^- \rightleftharpoons \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O}$$

Méthode : Équilibrer une demi-équation en quatre temps

1. **Élément principal** : ajuste-le par un nombre stœchiométrique.
2. **Oxygène** : complète avec des molécules $\mathrm{H_2O}$.
3. **Hydrogène** : complète avec des ions $\mathrm{H^+}$.
4. **Charges** : ajoute les e^- du côté de l'oxydant, puis recompte atomes et charges.

Exemple : Demi-équation du couple ion nitrate et dioxyde d'azote

Couple. $\mathrm{NO_3^-/NO_2}$, en milieu acide : le dioxyde d'azote est un gaz roux.

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

Hydrogène. Deux atomes à droite : ajoute $2\,\mathrm{H^+}$ à gauche.

Charges. La gauche porte $+1$, la droite 0 : ajoute un e^- à gauche.

$$\mathrm{NO_3^-} + 2\,\mathrm{H^+} + e^- \rightleftharpoons \mathrm{NO_2} + \mathrm{H_2O}$$

Attention : Oxydant réduit, réducteur oxydé

L'oxydant gagne des électrons : il subit la réduction. Le réducteur en perd : il subit l'oxydation. Retiens la paire « oxydant réduit, réducteur oxydé » pour ne pas confondre les deux mots.

Combiner deux demi-équations

Définition : Réaction d'oxydoréduction

Une **réaction d'oxydoréduction** est un transfert d'électrons du réducteur $\mathrm{Red_2}$ d'un couple $\mathrm{Ox_2/Red_2}$ vers l'oxydant $\mathrm{Ox_1}$ d'un autre couple $\mathrm{Ox_1/Red_1}$. Son équation s'écrit :

$$a\,\mathrm{Ox_1} + b\,\mathrm{Red_2} \longrightarrow c\,\mathrm{Red_1} + d\,\mathrm{Ox_2}$$

où a, b, c et d sont les nombres stœchiométriques. L'oxydant $\mathrm{Ox_1}$ capte des électrons : il subit une **réduction**. Le réducteur $\mathrm{Red_2}$ cède des électrons : il subit une **oxydation**. Le nombre d'électrons cédés est égal au nombre d'électrons captés ; les électrons n'apparaissent donc pas dans l'équation de la réaction.

Méthode : Égaliser les électrons cédés et captés

1. **Sens** : réduction pour l'oxydant qui réagit, oxydation pour le réducteur.
2. **Électrons** : multiplie chaque demi-équation pour obtenir autant d'électrons cédés que captés.
3. **Somme** : additionne, puis retire ce qui figure des deux côtés, comme $\mathrm{H^+}$ ou $\mathrm{H_2O}$.
4. **Contrôle** : éléments, charges, aucun e^- restant.

Exemple : Cuivre et acide nitrique concentré

Demi-équations. Dans l'acide nitrique concentré, le cuivre est oxydé et l'ion nitrate est réduit :

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

$$\mathrm{NO_3^- + 2\,H^+ + e^-} \rightleftharpoons \mathrm{NO_2 + H_2O} \quad (\times 2)$$

Somme. Deux électrons sont cédés et deux sont captés :

$$\mathrm{Cu_{(s)} + 2\,NO_{3(aq)}^- + 4\,H_{(aq)}^+ \longrightarrow Cu_{(aq)}^{2+} + 2\,NO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(\ell)}}$$

Méthode : Retrouver les couples à partir d'une équation

1. **Paires** : relie chaque réactif au produit qui contient le même élément, hors oxygène et hydrogène.
2. **Rôle** : l'espèce de la paire qui capte des électrons est l'oxydant.
3. **Écriture** : note chaque couple $\mathrm{Ox/Red}$, l'oxydant en premier.

Exemple : Couples de la réaction de l'étain avec un acide

Une grenaille d'étain réagit avec l'acide chlorhydrique :

$$\mathrm{Sn_{(s)} + 2\,H_{(aq)}^+ \longrightarrow Sn_{(aq)}^{2+} + H_{2(g)}}$$

L'étain devient $\mathrm{Sn^{2+}}$ en cédant deux électrons : couple $\mathrm{Sn^{2+}/Sn}$. Les ions $\mathrm{H^+}$ captent ces électrons et donnent $\mathrm{H_2}$: couple $\mathrm{H^+/H_2}$.

Attention : Un électron restant trahit une erreur

Un e^- qui reste dans une équation de réaction signale une multiplication oubliée. Les électrons n'existent pas libres en solution : ils passent directement du réducteur à l'oxydant.

Remarque : Tableau d'avancement et réactif limitant

Rappel : pour calculer une quantité de matière, dresse le tableau d'avancement. Avec $3{,}0\ \mathrm{mmol}$ d'étain et $4{,}0\ \mathrm{mmol}$ d'ions $\mathrm{H^+}$, quantités en mmol :

État	Sn	$\mathrm{H^+}$	$\mathrm{Sn^{2+}}$	$\mathrm{H_2}$
initial	$3{,}0$	$4{,}0$	0	0
en cours	$3{,}0 - x$	$4{,}0 - 2x$	x	x
final	$1{,}0$	0	$2{,}0$	$2{,}0$

Les ions $\mathrm{H^+}$ s'épuisent pour $x = 2{,}0\ \mathrm{mmol}$, avant l'étain : ils sont le réactif limitant et $x_{\max} = 2{,}0\ \mathrm{mmol}$.

Classer une transformation selon sa durée

> **À retenir : Une transformation prend du temps**
>
> Deux questions guident ce chapitre. Que se forme-t-il ? En combien de temps ? L'équation répond à la première. L'observation du système au cours du temps répond à la seconde.

Définition : Transformation rapide et transformation lente

Une transformation chimique est **rapide** lorsqu'elle semble achevée dès la mise en contact des réactifs : son évolution ne peut être suivie ni à l'œil, ni avec les appareils de mesure usuels du laboratoire.

Une transformation chimique est **lente** lorsque son évolution dure de quelques secondes à plusieurs minutes, voire plusieurs heures : elle peut être suivie à l'œil ou avec un appareil de mesure.

Une transformation dont l'évolution n'est pas perceptible, même après plusieurs jours, est dite **très lente**.

Exemple : Trois durées d'évolution

- Quelques gouttes de jus riche en vitamine C décolorent une solution diluée de diiode dès le mélange : transformation rapide à l'œil.
- Un clou de fer plongé dans une solution de sulfate de cuivre(II) se couvre peu à peu de cuivre, en quelques minutes : transformation lente.
- Une gouttière en zinc se ternit en plusieurs années : transformation très lente.

Attention : Citer le moyen d'observation

Un changement trop bref pour l'œil peut durer assez longtemps pour un capteur rapide. Écris donc « rapide à l'œil nu » plutôt que « rapide » seul : le classement dépend de l'instrument.

Température et concentration : influence sur la durée d'évolution

Définition : Facteur cinétique

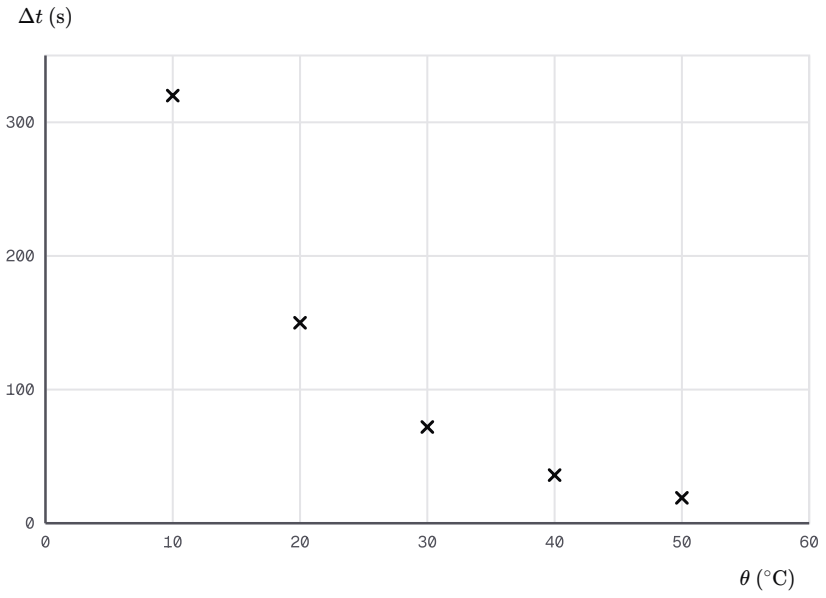
Un **facteur cinétique** est un paramètre qui modifie la rapidité de l'évolution d'un système chimique. La température du milieu réactionnel et la concentration des réactifs sont deux facteurs cinétiques.

Propriété : Influence de la température sur la rapidité d'une transformation

Pour des concentrations initiales des réactifs identiques, l'évolution d'un système chimique est d'autant plus rapide que la température du milieu réactionnel est élevée.

Propriété : Influence de la concentration des réactifs sur la rapidité d'une transformation

À température identique, l'évolution d'un système chimique est d'autant plus rapide que les concentrations initiales des réactifs sont grandes.



× Points de mesure

Durée d'évolution mesurée à cinq températures

Exemple : Lire une série de durées

Sur la figure, les concentrations initiales sont les mêmes pour les cinq mesures. Entre $20\,^{\circ}\mathrm{C}$ et $30\,^{\circ}\mathrm{C}$, la durée passe de $150\,\mathrm{s}$ à $72\,\mathrm{s}$: elle est environ deux fois plus courte. La transformation est d'autant plus rapide que la température est élevée.

Méthode : Conclure par des durées comparées

1. **Un seul écart** : entre deux essais, seule la grandeur étudiée change.
2. **Même repère** : la même teinte, la même disparition de couleur ou le même trouble.
3. **Durées** : la plus courte signale l'évolution la plus rapide.
4. **Phrase** : nomme la grandeur et le sens de son effet.

Attention : Comparaison faussée par deux écarts

Un essai chaud et concentré contre un essai froid et dilué : la durée change, mais à cause de quoi ? Impossible de le dire. Garde tout identique sauf la grandeur étudiée.

Attention : Plus rapide ne veut pas dire plus de produit

Quand l'évolution s'arrête à l'épuisement du réactif limitant, chauffer raccourcit sa durée sans changer l'état final. Les quantités initiales, le réactif limitant et $x_{\max}$ restent les mêmes. Changer une concentration initiale change aussi les quantités initiales : refais alors le tableau d'avancement.

Ralentir, figer ou accélérer une évolution

Méthode : Figer un prélèvement par la trempe

1. **Prélever** un petit volume du mélange au moment voulu.
2. **Plonger** ce volume dans beaucoup d'eau glacée : froid et dilution agissent ensemble.
3. **Analyser** sans attendre : la composition reste pratiquement celle de l'instant du prélèvement.

Exemple : Dilution et refroidissement d'un prélèvement

On verse $4{,}0\,\mathrm{mL}$ d'un mélange à $35\,^{\circ}\mathrm{C}$ dans $56{,}0\,\mathrm{mL}$ d'eau glacée. Le volume passe à $60{,}0\,\mathrm{mL}$: chaque concentration est divisée par $\dfrac{60{,}0}{4{,}0} = 15$. La température descend près de $0\,^{\circ}\mathrm{C}$. Les deux facteurs cinétiques ralentissent fortement l'évolution.

À retenir : Accélérer ou conserver

Pour obtenir plus vite un produit, chauffe le mélange ou emploie des réactifs plus concentrés. Pour conserver une espèce fragile, garde-la au froid. Dans les deux cas, on agit sur un facteur cinétique.

Gestes et formules du chapitre

Méthode : Quelle méthode pour quelle question ?

- **Demi-équation** : oxygène par $\mathrm{H_2O}$, hydrogène par $\mathrm{H^+}$, charges par e^-.
- **Équation d'oxydoréduction** : même nombre d'électrons, somme, simplification.
- **Couples d'une équation** : paires de même élément, oxydant en premier.
- **Quantité formée** : équation, tableau d'avancement, réactif limitant.
- **Rapide ou lente** : durée d'évolution et moyen d'observation.
- **Facteur cinétique** : un seul paramètre varie, même repère, durées comparées.

- **Trempe** : froid et dilution d'un prélèvement.

Demi-équation

$$\mathrm{Ox} + n\,e^- \rightleftharpoons \mathrm{Red}$$

Soluté

$$n = C\,V$$

Solide

$$n = \frac{m}{M}$$

Gaz

$$V = n\,V_m,\ V_m \text{ volume molaire}$$

Dilution

$$C\,V = C'\,V'$$

Réactif limitant

$$n_0 - a\,x_{\max} = 0$$

À retenir : Rédiger en devoir

Écris chaque équation avec l'état des espèces et vérifie atomes et charges. Pour une quantité, pose le tableau d'avancement. Pour un facteur cinétique, nomme ce qui varie et ce qui reste fixe. Chaque résultat porte son unité et les chiffres significatifs de la donnée la moins précise.