

1 Réactions d'oxydoréduction (Rappel).

1.1 Définition.

🔍 **L'oxydant** (Ox) est toute espèce chimique capable d'acquérir (accepter) des électrons lors d'une réaction chimique, et susceptible de se réduire au réducteur (red) selon l'équation suivante : $Ox + ne^- \rightleftharpoons Red$

Exemple : $Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$

🔍 **Le réducteur** (red) est toute espèce chimique capable de perdre des électrons lors d'une réaction chimique, et susceptible de s'oxyder à l'oxydant (Ox) selon l'équation suivante : $Red \rightleftharpoons Ox + ne^-$

Exemple : $Au \longrightarrow Au^{3+} + 3e^-$

🔍 Les espèces chimiques (Ox) et (Red) sont conjuguées et forment **un couple** Ox/Red s'il est possible de passer d'une espèce chimique à l'autre en gagnant ou en perdant des électrons selon l'équation suivante : $Ox + ne^- \rightleftharpoons Red$.

Exemple : $Al_{(aq)}^{3+}/Al_{(s)}$ $Fe_{(aq)}^{3+}/Fe_{(s)}$ MnO_4^-/MnO_2 BrO_3^-/Br^-

🔍 **La réaction d'oxydoréduction** est une réaction qui fait intervenir un échange d'électrons entre les réactifs de deux couples Ox_1/Red_1 et Ox_2/Red_2 , où le réducteur perd des électrons qui sont acquis par l'oxydant.

★ On considère les couples suivants : Ox_1/Red_1 Ox_2/Red_2

★★ Pour le premier couple : $n_2 \times (Ox_1 + n_1e^- \rightleftharpoons Red_1)$

★★ Pour le deuxième couple : $n_1 \times (Red_2 \rightleftharpoons Ox_2 + n_2e^-)$

⇒ Donc : L'équation bilan de la réaction est : $n_1Red_2 + n_2Ox_1 \rightleftharpoons n_2Red_1 + n_1Ox_2$

Application

1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre les ions du permanganate et des ions de fer (II) en milieu acide.

✳ On considère les réactifs suivants : MnO_4^- Fe^{2+}

✳ On donne les couples : Fe^{3+}/Fe^{2+} MnO_4^-/Mn^{2+}

2. Dans un milieu acide l'eau oxygénée réagit avec les ions iodures, les couples mis en jeu : I_2/I^- H_2O_2/H_2O . Écrire l'équation bilan de cette réaction.

2 Transformations rapides - lentes

2.1 Transformations rapides

Les transformations rapides (instantanées) sont des transformations qui se produisent tellement vite que nous ne pouvons pas suivre leur évolution à l'œil nu ou avec les appareils de mesure courants disponibles au laboratoire. C-à-d qu'il est impossible de distinguer des états intermédiaires entre l'état initial et l'état final du système.

Exemple :

- ✳ Les réactions d'explosion.
- ✳ La plupart des réactions acido-basiques.
- ✳ Quelques réactions d'oxydo-réduction.
- ✳ Quelques réactions de précipitation.

2.2 Transformations lentes

Les transformations lentes sont des transformations qui durent quelques secondes à plusieurs heures, telles que leur évolution peut être suivie à l'œil nu ou avec les appareils de mesure courants disponibles au laboratoire.

Exemples :

- La formation de la rouille (oxydation du fer) ou de la patine (oxydation du cuivre).
- Réaction de l'acide chlorhydrique avec le zinc.
- La réaction de dismutation de l'ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ en milieu acide.

2.3 Quelques techniques physiques pour mettre en évidence les transformations lentes.

Manomètre : Dans le cas de transformations accompagnées d'une modification de la quantité de matière gazeuse, nous utilisons le manomètre pour suivre la pression du mélange réactionnel dans le temps. Reconnaisant ainsi la nature de la transformation (rapide ou lente).

Conductimétrie : Dans le cas des transformations ioniques, nous utilisons la conductimétrie pour observer l'évolution de la conductivité du mélange réactionnel dans le temps. Reconnaisant ainsi la nature de la transformation (rapide ou lente).

pH-métrie : Dans le cas des ions $H_3O^+_{(aq)}$ et $OH^-_{(aq)}$ présent dans la réaction, nous utilisons un pH-mètre pour suivre l'évolution du pH de la solution (c-à-d $[H_3O^+_{(aq)}]$). Reconnaisant ainsi la nature de la transformation (rapide ou lente).

3 Les facteurs cinétiques.**3.1 Définition**

On appelle **facteur cinétique**, chaque paramètre pouvant modifier la vitesse d'évolution d'un système chimique.

3.2 Activité : Effets des facteurs cinétiques.

On fait réagir les ions iodures I^- et les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$. Pour illustrer l'influence de quelques facteurs cinétiques sur la vitesse de cette réaction, on prépare au même instant 4 mélanges sous la température θ . Selon le tableau suivant :

	$[I^-]_i (mmol.L^{-1})$	$[S_2O_8^{2-}]_i (mmol.L^{-1})$	Température $\theta(^{\circ}C)$
Mélange 1	20	10	20
Mélange 2	40	20	20
Mélange 3	20	10	35
Mélange 4	40	20	35

Avec le dosage, on détermine la concentration du diiode $[I_2]$ formée, pour chaque mélange pendant la même durée $t = 20min$. et on transmet les résultats dans le tableau suivant :

Le mélange	mélange 1	mélange 2	mélange 3	mélange 4
$[I_2] (mmol.L^{-1})$	1	3,5	2,5	8

- Écrire l'équation de cette réaction, sachant que les couples mis en jeu sont : I_2/I^- $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$
- Quel est le facteur cinétique qui explique les résultats des expériences 1 et 2 d'une part, et les résultats des expériences 3 et 4 d'autre part. Quel est l'effet de ce facteur ?
- Quel est le facteur cinétique qui explique les résultats des expériences 1 et 3 d'une part, et les résultats des expériences 2 et 4 d'autre part. Quel est l'effet de ce facteur ?
- Dans quelle expérience a-t-on la transformation la plus est rapide ?

Réponses :

1. L'équation bilan de la réaction est : $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightleftharpoons 2SO_4^{2-} + I_2$
2. Dans les deux expériences 1 et 2 (ou 3 et 4) la température est fixée, tandis que l'augmentation des concentrations initiales conduit à l'augmentations de concentration diiode I_2 formée, donc le facteur cinétique mis en jeu est la concentration initiale des réactifs. Plus les concentrations initiales des réactifs sont élevées plus la transformation est rapide.
3. Dans les deux expériences 1 et 3 (ou 2 et 4) les concentrations initiales sont fixées, tandis que l'augmentation de la température conduit à l'augmentation de concentration diiode I_2 formée, donc le facteur cinétique mis en jeu est la température. Plus la température est élevée plus la transformation est rapide.
4. La transformation la plus rapide est celle de l'expérience 4, car on a utilisé deux facteurs cinétiques : l'augmentation des concentrations initiales et la température.

Conclusion

Les facteurs cinétiques sont des grandeurs qui modifient la vitesse d'évolution d'un système chimique (ils influencent la durée d'une transformation chimique) :

- ✓ **Température** : plus la température du milieu réactionnel est élevée, plus la transformation est rapide et vice versa (Eau froide, glace) → Arrêter la transformation.
- ✓ **Concentration initiale des réactifs** : plus les concentrations initiales des réactifs sont élevées plus la transformation est rapide et vice versa.
- ✓ **Catalyseur** : espèce chimique capable de modifier la vitesse d'une réaction sans affecter l'état d'équilibre du système (il n'apparaît pas dans l'équation de la réaction).