**Séance : Réactif limitant, réactif en excès**

Timing :

Durée totale de la séance (à ne pas découper) : 1H20 ; suivez les parties I et II en essayant de répondre aux Q° dans votre tête avant de lire mes commentaires ; la partie III est + interactive (avec animation).

Objectif : comprendre comme prévoir, à l’issue d’une réaction, s’il va rester ou non un des réactifs.

C’est-à-dire, quand on mélange A et B pour former C et D, comment savoir s’il va rester ou non du A ou du B.

Ce que l’on a vu : la réaction chimique (RC) se poursuit tant qu’il reste à la fois du A et du B ; elle cesse dès que 1 des 2 réactifs est entièrement consommé (c’est-à-dire, dès qu’il n’existe plus soit du A, soit du B).

1. **Préparation.** 10 min

Nous allons dans cette activité nous intéresser à la réaction chimique entre les ions cuivre Cu2+ (bleus en solution aqueuse) et les ions hydroxyde HO- (présents dans la soude et incolores).

1/ Que se passe-t-il lorsque que l’on met en présence une solution de sulfate de cuivre et une solution de soude (soude = solution contenant les ions HO- et les ions Na+) ?

**Vidéo de l’expérience** (1 min) : <https://www.youtube.com/watch?v=PnK2cqvFQ88>

2/ Identifier les réactifs de l’équation chimique.

Raisonnement : à l’état initial, les espèces chimiques présentes sont : Cu2+, HO- et Na+.

Le précipité étant bleu, on peut supposer que l’ion Cu2+ réagit puisque c’est lui qui donne la couleur bleue à la solution de sulfate de cuivre.

Reste à savoir avec qui il réagit : 2 possibilités : soit avec HO- soit Na+.

De manière générale, dans les réactions de précipitation, puisqu’il se forme un précipité et qu’un précipité est un solide, donc **neutre**, un cation réagit toujours avec un anion.

🡪Cu2+ réagit donc avec HO- ; Na+ est un ion spectateur.

3/ Ajuster l’équation de la réaction chimique sachant que le produit a pour formule Cu(OH)2 (s).

Equation chimique : Cu2+ (aq) + 2 HO- (aq) 🡪 Cu(OH)2 (s)

rq : la formule du produit est donnée, vous n’avez pas à la « deviner ».

1. **Expérimentation.** 10 min

**Déjà vu** : en chimie, le prélèvement des réactifs se mesure en « mol ». Cette unité est plus adaptée (un nombre d’entités microscopiques à prélever nécessiterait d’utiliser des puissances de 10 énormes) ; rappelons que 1 mol = paquet de 6,02.1023 entités identiques.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Expériences n° | 1 | 2 |
| Nombre de mmoles de Cu2+ introduit (mmol = 10-3 mol) | 1 | 1 |
| Nombre de mmoles de HO- introduit (mmol) | 1 | 3 |
| Photo de l’état final (évidemment, ça aurait mieux si vous l’aviez vu de vos propres yeux ☺) | Résultat de recherche d'images pour "soude et sulfate de cuivre + photo expérience" | Comment s'est formé ce précipité ? |
| Reste-t-il des ions Cu2+  dans le filtrat (càd dans la solution) ? | Oui puisque l’on voit bien que la solution reste bleue (donc il reste des ions Cu2+) | Non puisque l’on voit bien que la solution est incolore (donc il ne reste plus d’ions Cu2+) |
| Reste-t-il des ions HO-  dans le filtrat ? | Non car s’il en restait, ils réagiraient avec Cu2+ restant. | Pour le savoir, il suffit de réaliser un test de présence de HO-: en ajoutant qqes mL de solution de sulfate de cuivre, on voit qu’il se forme davantage de précipité : il reste donc des ions HO-. S’il n’en restait plus, l’ajout de Cu2+ colorerait en bleu la solution. |
| Réactif limitant : celui qui limite la RC, càd celui qui est entièrement consommé à l’état final | HO- | Cu2+ |
| Réactif en excès (celui qui est présent à l’état final ou encore celui qui n’est pas limitant) | Cu2+ | HO- |

1. **Interprétation.**

1/ Expérience 1 : on met autant de mol de Cu2+ que de mol de HO- et pourtant, à l’état final, il reste du Cu2+.

Expérience 2 : on met 1 mol de Cu2+ et 3 mol de HO- et à l’état final, il reste du HO-.

**Comment comprendre cela ?**

Travail sur l’animation : 25 min

<http://phet.colorado.edu/sims/html/reactants-products-and-leftovers/latest/reactants-products-and-leftovers_fr.html>

-Choisir le mode « sandwich ».

-En haut de l’écran, est indiquée la « recette » pour fabriquer le sandwich : il faut 2 tranches de pain et 1 tranche de fromage pour fabriquer 1 sandwich.

|  |  |
| --- | --- |
| **Analogie avec notre expérience 1** | **Analogie avec notre expérience 2** |
| on va choisir autant de tranches de pain que de tranches de fromage (puisque dans l’exp 1, on avait 1 mol de Cu2+ et 1 mol de HO-). Choisissons 8 tranches. | on va choisir 3 fois plus de tranches de pain que de tranches de fromage (puisque dans l’exp 2, on avait 1 mol de Cu2+ et 3 mol de HO-). Par exemple 6 tranches de pain et 2 de fromage. |
|  |  |
| On voit bien qu’à l’état final, alors qu’on avait autant de pain et de fromage à l’état initial, il nous reste du fromage. | A l’état final, tout le fromage a été consommé, il reste du pain. |

**Question** : avec l’animation, est-il possible de trouver une situation dans laquelle, à l’état initial, il y a davantage de tranches de pain que de fromage et à l’état final, il reste du fromage ? Réfléchissez et essayez avant de passer à la suite.

**Réponse** : oui !

**Situation 3 :**



Comment expliquer cette observation ?

Rappel du problème : au départ, on a davantage de tranches de pain que de fromage et pourtant, à la fin, il reste du fromage !

**Réponse** : les proportions dans lesquelles les tranches de pain et de fromage sont consommées ne sont pas égales !

La « recette » indique que pour 1 tranche de fromage utilisée, il faut 2 tranches de pain utilisées.

🡪Ainsi, pour savoir ce qui reste à l’état final, il est incorrect de comparer les quantités présentes à l’état initial.

**Quelle comparaison doit-on faire pour tenir compte du facteur « proportions de consommation » ?**

Si j’ai 6 tranches de pain, je vais pouvoir faire 6 / 2 = 3 sandwichs

Si j’ai 4 tranches de fromage, je vais pouvoir faire 4 / 1 = 4 sandwichs

On voit bien qu’il manquera du pain pour arriver à 4 sandwichs, on ne pourra donc en faire que 3.

Il faut donc comparer, non pas les nombres de tranches initiales mais le facteur : .

Application toujours avec les tranches de pain/fromage : compléter le tableau ci-dessous (la correction vient après mais ne trichez pas ☺) : 10 min

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | **Analogie exp 1 :** | **Analogie exp 2 :** | **Situation 3 :** |
| **Nbre de tranches de pain** | 8 | 6 | 6 |
| **Nbre de tranches de fromage** | 8 | 2 | 4 |
| **Facteur Nbre tranches de pain / 2** |  |  |  |
| **Facteur Nbre tranches de fromage / 1** |  |  |  |
| **Comparaison des facteurs** |  |  |  |
| **Conclusion** |  |  |  |

**Correction** :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | **Analogie exp 1 :** | **Analogie exp 2 :** | **Situation 3 :** |
| **Nbre de tranches de pain** | 8 | 6 | 6 |
| **Nbre de tranches de fromage** | 8 | 2 | 4 |
| **Facteur Nbre tranches de pain / 2** | 8/2 = 4 | 6/2 = 3 | 6/2 = 3 |
| **Facteur Nbre tranches de fromage / 1** | 8/1 = 8 | 2/1 = 2 | 4/1 = 4 |
| **Comparaison des facteurs** | 4 < 8 | 2 < 3 | 3 < 4 |
| **Conclusion** | Il ne reste plus de pain  Il reste du fromage | Il ne reste plus de fromage  Il reste du pain | Il ne reste plus de pain  Il reste du fromage |

**Question** : toujours avec l’animation, est-il possible de trouver une situation dans laquelle, à l’état final, il ne reste ni du pain, ni du fromage ? N’existe-t-il qu’une seule possibilité ?

* réflexion et recherche avec animation (la correction suit …) : 10 min

**Correction** :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | 1ère possibilité | 2ème possibilité | 3ème possibilité … |
| En image … |  |  |  |
| Point commun | Toutes ces situations correspondent à un nombre de tranches de pain égales au double de celles de fromage. | | |
| Etat final | A l’état final, il ne reste alors aucun des 2 « réactifs » : aucun réactif n’est en excès ou n’est limitant. | | |

Vocabulaire : lorsque les réactifs sont introduits dans les mêmes proportions que celles données dans l’équation de la réaction, on dit que le **mélange initial est stœchiométrique**. Dans ce cas, il ne reste à l’état final, aucun des réactifs.

🡪**L’équation chimique** est alors l’équivalent de la « **recette** » des sandwichs.

Exemple : Cu2+ (aq) + 2 HO- (aq) 🡪 Cu(OH)2 (s), qui est équivalent à 1 Cu2+ (aq) + 2 HO- (aq) 🡪 1 Cu(OH)2 (s),

se traduit à l’oral par « 1 mol de Cu2+ réagit avec 2 mol de HO- pour former 1 mol de Cu(OH)2)

Travail en autonomie : 10 min

Pour vérifier que vous avez bien compris : amusez-vous ( ☺) ensuite avec la même animation mais en sélectionnant « molécules » ; vous avez en haut à droite 3 réactions chimiques possibles ce qui vous permet de voir des situations avec des coefficients stœchiométriques variés. Vous pouvez également faire la partie « Jeu » même si en 2nde, on ne s’intéresse qu’aux réactifs et pas à la quantité de produit formé.

En 2nde, il est important de **savoir déterminer le réactif limitant** ; le nombre de mol de produit formé sera vu en détail en première donc attachez-vous en priorité à bien comprendre la partie « réactifs ».

Dans votre livre, cette partie correspond à la p 115.

**Conclusion générale à retenir :** 5-10 min

De manière générale, si l’équation s’écrit a A + b B 🡪 c C + d D avec (a,b,c,d) les coefficients stœchiométriques et ni les nombres de mol initiaux :

* si  : A est le réactif limitant (et B est en excès)
* si  : B est le réactif limitant (et A est en excès)
* si  : le mélange est stœchiométrique, il n’y a pas de réactif limitant (ni en excès) ; à l’état final, il ne reste ni de A, ni de B.

Travail à faire :

-Pendant la semaine qui suit, relire souvent la conclusion quitte à refaire qqes simulations sur l’animation.

-Préparer pour la séance du vendredi 27 mars :

en rédigeant proprement et à l’écrit les exercices ci-dessous :

* Exercice résolu p 120
* Exercices corrigés du livre n° 9,11 p 123

Ne regardez la correction qu’après avoir fait les exercices et les avoir relus.