**Nom de l’élève : \_\_\_\_\_\_\_\_CORRIGÉ\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**



|  |  |
| --- | --- |
|  | CHIMIE    **CHI-5062**  **Cinétique et équilibre chimique**  CORRIGÉ  Activités expérimentales |

document pRÉPARÉ par Johanne pellerin, marie-andrée houde et Anthony Wong Seen, section fga de la csmv, INSPIRÉ D’UN DOCUMENT RÉDIGÉ PAR jUSTIN bÉCHARD (csdgs) ET DES LABORATOIRES DE option science CHIMIE (erpi) ET DE LA sofad mis à jour en AVRIL 2018 – Version 3

Table des matières

[Feuille de route : CHI 5062 Cinétique et équilibre chimique - ERPI 4](#_Toc511138944)

[Laboratoire 0 : Préparation de solutions (dissolution et dilution) 6](#_Toc511138945)

[Laboratoire 1 : Facteurs qui influencent la vitesse de réaction 10](#_Toc511138946)

[Laboratoire 2 : L’influence de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction 21](#_Toc511138947)

[Laboratoire 3 : L’observation de l’état d’équilibre 33](#_Toc511138948)

[Laboratoire 4 : Principe de Le Châtelier 45](#_Toc511138949)

[Laboratoire 5 : La détermination de la constante d’acidité (Ka) 56](#_Toc511138950)

[ANNEXES CHIMIE 64](https://csmv.sharepoint.com/sites/groupedetravail/Documents%20partages/Secondaire%205%20-%20Chimie/CHI-5062/labo-5062-corrigé.docx#_Toc511138951)

[LISTE DU MATÉRIEL DISPONIBLE POUR LES LABORATOIRES DE CHIMIE 65](#_Toc511138952)

[COMMENT EFFECTUER UNE DISSOLUTION 66](#_Toc511138953)

[COMMENT EFFECTUER UNE DILUTION 67](#_Toc511138954)

[Comment lire un volume 68](#_Toc511138955)

[Incertitudes sur les mesures 68](#_Toc511138956)

[COMMENT RÉDIGER UN RAPPORT DE LABORATOIRE 70](#_Toc511138957)

# Feuille de route : CHI 5062 Cinétique et équilibre chimique - ERPI

**Évaluation du cours :** Examen théorique 60% (20 pts connaissances explicites, 40 pts compétences)

Examen pratique 40%

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Chapitre** | **Concepts - Théorie** | **Exercices / SA** | **Activités expérimentales** | **Échéancier** |
| **Partie III : LA CINÉTIQUE CHIMIQUE** | | | | |
| **6** | **Les vitesses de réaction**  6.1 : Définition  6.2 : Théorie des collisions  6.3 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction  6.4 : Loi de vitesse de réaction | **Synthèse du chapitre 6**  **Activité notée 1** | **Laboratoire 0**  Préparation de solutions (dissolution/dilution)  **Laboratoire 1**  *Facteurs qui influencent la vitesse de réaction*  **Laboratoire 2**  *L’influence de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction* |  |
|  |
|  |
| **Partie IV : L’ÉQUILIBRE CHIMIQUE** | | | | |
| **7** | **L’étude qualitative de l’état d’équilibre**  7.1 : Qu’est-ce que l’équilibre chimique  7.2 : L’effet de différents facteurs sur l’équilibre (Le Châtelier)  7.3 : Quelques applications de l’équilibre | **Synthèse du chapitre 7**  **Activité notée 3** | **Laboratoire 3**  *L’observation de l’état d’équilibre*  **Laboratoire 4**  *Principe de Le Châtelier* |  |
|  |
| **8** | **L’étude quantitative de l’état d’équilibre**  8.1 : La loi d’action de masse et la constante d’équilibre  8.2 : Les acides et les bases  8.3 : Les solides peu solubles | **Synthèse du chapitre 8**  **Activité notée 4** | **Laboratoire 5**  La détermination de la constante d’acidité (Ka) |  |
|  | **Préparation de l'évaluation** | Prétest A  Prétest B | **Préparation de l’examen de laboratoire**  *Activité notée 2* |  |

**Activités expérimentales (labo)**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Séquence  Concepts | Titre de l’expérience | Date | Signature |
| Dissolution/dilution | **Laboratoire 0** : Préparation de solutions (dissolution/dilution) |  |  |
| Les vitesses de réaction | **Laboratoire** **1** : *Facteurs qui influencent la vitesse de réaction* |  |  |
| Facteurs influant sur la vitesse de réaction | **Laboratoire 2** : *L’influence de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction* |  |  |
| L’étude qualitative de l’état d’équilibre | **Laboratoire 3** : *L’observation de l’état d’équilibre* |  |  |
| L’effet de différents facteurs sur l’équilibre (Le Châtelier) | **Laboratoire 4 :** *Principe de Le Châtelier* |  |  |
| Les acides et les bases | **Laboratoire 5 :** *La détermination de la constante d’acidité (Ka)* |  |  |
| Cinétique de réaction et équilibre chimique | **Activité notée 2**: *Une cinétique gastrique équilibrée* |  |  |

**Horaire du laboratoire**

*Pour les élèves de jour, confirmer avec votre enseignant pour les heures d’ouverture*

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Heure** | **Lundi** | **Mardi** | **Mercredi** | **Jeudi** | **Vendredi** |
| 8h10 à 9h50 |  |  |  |  |  |
| 10h00 à 11h40 |  |  |  |  |  |
| 11h40 à 12h40 | DÎNER | DÎNER | DÎNER | DÎNER | DÎNER |
| 12h40 à 14h20 |  |  |  |  |  |
| 14h30 à 16h10 |  |  |  |  |  |
| 17h00 à 18h30 | OUVERT | OUVERT |  | OUVERT |  |
| 18h45 à 20h30 | OUVERT | OUVERT |  | OUVERT |  |

**Consignes à respecter au laboratoire :**

* **Porter un sarrau et lunettes de sécurité**
* **Cheveux attachés**
* **Souliers fermés**
* **Utilisation du téléphone cellulaire interdite ; pensez à apporter votre calculatrice.**

**De plus, il est essentiel de bien préparer le laboratoire, AVANT de faire les manipulations. Cette préparation inclut : 1) comprendre la mise en situation et le(s) but(s) du laboratoire, 2) compléter le travail préparatoire, 3) rédiger les manipulations qui seront à effectuer et 4) préparer le(s) tableau(x) des résultats permettant de noter les mesures qui seront prises lors des manipulations.**

# Image associéeLaboratoire 0 : Préparation de solutions (dissolution et dilution)

 **ButS**

**PARTIE A** Préparer une solution par dissolution.

**PARTIE B** Préparer une solution par dilution.

Pour chacune des 2 parties, vous devrez :

1- Présenter vos calculs.

2- Dresser la liste de matériel requis.

3- Rédiger les manipulations qui décrivent comment procéder pour préparer la solution.

4- Préparer cette solution.

Aidez-vous des annexes : ’’**Comment effectuer une dissolution**’’et ’’**Comment effectuer une dilution**’’.

Vous devez préparer 25 ml d’une solution de NaCl à une concentration de 2,0 mol/L , à partir de cristaux de NaCl.

PARTIE A

**1A- CALCULS**

* 1) Nombre de moles nécessaires (n)

où c= 2,0 mol/L et v = 25 ml = 0,025 L

* 2) Masse correspondante (m)

où M = masse molaire du NaCl = 58,44 g/mol (Na = 22,99 g + Cl = 35,45 g)

et n = 0,050 mol

**2A- MATÉRIEL**

|  |  |
| --- | --- |
| • NaCl(s) | • Fiole jaugée de 25 ml |
| • Flacon laveur d’eau distillée | • Entonnoir |
| • Spatule | • Balance électronique |
| • Nacelle de pesée |  |

**3A- MANIPULATIONS**

1- Placer la nacelle de pesée sur la balance électronique et mettre à zéro.

2- Avec la spatule, déposer 2,92 g de cristaux de NaCl dans la nacelle.

3- Verser le NaCl dans la fiole jaugée de 25 ml à l’aide d’un entonnoir.

4- Ajouter de l’eau distillé dans la fiole jaugée de 25 ml jusqu’à environ mi-hauteur du renflement de la fiole.

5- Dissoudre complètement le soluté en agitant la fiole à l’aide de petits mouvements circulaires. *Note : Ne pas inverser la fiole!*

6- Compléter le volume de la solution en ajoutant de l’eau distillée jusqu’au trait de jauge de la fiole jaugée de 25 ml.

7- Placer le bouchon sur la fiole jaugée et homogénéiser la solution.

*Note : Il faudra inverser la fiole au moins 4 ou 5 fois afin d’y arriver.*

**4A- PRÉPARATION DE LA SOLUTION**

Vous devez préparer 50 ml d’une solution de NaCl à une concentration de 0,4 mol/L , à partir de la solution préparée dans la partie A.

**1B- CALCULS**

où C1 = 2,0 mol/L

C2 = 0,4 mol/L

V2 = 50 ml

V1 = ?

PARTIE B

**2B- MATÉRIEL**

|  |  |
| --- | --- |
| • solution de NaCl de 2,0 mol/L | • cylindre gradué de 10 ml |
| • Flacon laveur d’eau distillée | • fiole jaugée de 50 ml |

**3B- MANIPULATIONS**

1- Verser un peu d’eau distillée dans la fiole jaugée de 50 ml.

2- Dans un cylindre gradué de 10 ml, mesurer 10 ml de la solution de NaCl à 2,0 mol/L.

3- Verser la solution dans la fiole jaugée de 50 ml contenant de l’eau distillée.

4- Agiter le mélange en faisant de petits mouvements circulaires avec la fiole jaugée.

***Note****: Ne pas inverser la fiole!*

5- Compléter le volume de la solution en ajoutant de l’eau distillée dans la fiole jaugée jusqu’à ce que le creux du ménisque soit vis-à-vis le trait de jauge de la fiole.

***Notes :*** *1- Les yeux doivent être placés à la hauteur du ménisque.*

2- *L’utilisation d’une pipette est recommandée pour l’ajout des*

*dernières gouttes.*

6- Placer le bouchon sur la fiole jaugée et homogénéiser la solution.

***Note****: Il faudra inverser la fiole au moins 4 ou 5 fois afin d’y arriver. S’assurer de tenir fermement le bouchon en place pour ne pas perdre de liquide!*

**4B- PRÉPARATION DE LA SOLUTION**

# Image associéeLaboratoire 1 : Facteurs qui influencent la vitesse de réaction

**Mise en situation :**

Vous passez une entrevue pour un poste de technicien au contrôle de la qualité pour une grande compagnie de béton. On vous informe que le béton est le matériau artificiel le plus utilisé sur la planète. Il peut avoir différentes compositions, mais le mélange le plus courant est composé de ciment, qui sert de liant, de sable, de gravier et d’eau. Pour obtenir un béton de qualité, il importe de contrôler les vitesses des réactions.

Afin de vous démarquer des autres candidats, on vous demande de réaliser l’expérience suivante et, de tirer des conclusions démontrant votre compréhension sur les facteurs qui modifient la vitesse des réactions chimiques.

 **BUT**

Déterminer l’influence de la nature, de la surface de contact, de la concentration et de la température des réactifs sur la vitesse d’une réaction chimique.

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

La réaction de la craie (CaCO3(s)) avec l’acide est bien connue du monde de la chimie. Au contact de l’acide, la craie se décompose en sel, en eau et en gaz carbonique.

*Vous exposerez de la craie à différentes situations de laboratoire afin de déterminer comment un facteur précis peut influencer la vitesse de réaction. Afin de rendre l’expérience plus évidente à caractériser, vous comparerez toujours 2 conditions en simultané où un seul facteur sera modifié.*

*Notez que l’étude des facteurs sera qualitative, c’est-à-dire que le dégagement gazeux sera observé et qualifié (vitesse de réaction lente ou rapide) et non pas quantifié par le volume de gaz dégagé. La réaction n’a donc pas besoin d’être complète pour pouvoir noter les résultats.*

*Le caractère qualitatif de ce laboratoire a l’avantage de permettre d’utiliser des quantités qui ne seront pas mesurées précisément. Ainsi, des morceaux de craie de grosseur similaire et l’utilisation de pipettes de transfert graduées pour mesurer le volume d’acide feront l’affaire.*

*Veuillez noter que pour chacune des réactions chimiques, un seul morceau de craie de 3 à 5 mm de long et environ 2 ml d’acide sont suffisants. La concentration d’acide utilisée sera de 1 mol/L (1M), sauf lorsque ce facteur sera étudié.*

1. Établissez une liste des facteurs qui peuvent influencer la vitesse d’une réaction chimique.

* \_la nature des réactifs
* \_\_la concentration des réactifs
* \_\_la surface de contact
* \_\_\_la température
* \_\_\_présence d’un catalyseur (ou inhibiteur)

1. Pour la présente section, faites un résumé des réactions qui seront effectuées en indiquant les termes manquants (le facteur étudié ainsi que les quantités à employer).

**Facteur 1** : **influence de la nature des réactifs des réactifs sur la vitesse de**

**réaction**

Éprouvette #1A : CaCO3(s) + 2 HCl(aq) 🡪 CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

1 morceau + 2 mL

Éprouvette #1B : CaCO3(s) + 2 CH3COOH(aq) 🡪 (CH3COO)2Ca(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

1 morceau + 2 mL

**Hypothèse** : La réaction dans l’éprouvette # \_\_\_\_\_\_\_\_ sera la plus rapide

**Facteur 2 : influence de \_\_la surface de contact\_\_\_\_\_\_\_ des réactifs sur la**

**vitesse de réaction**

Éprouvette # 2A: CaCO3 (morceau) + 2 HCl(aq) 🡪 CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_\_\_

Éprouvette # 2B : CaCO3 (poudre)\* + 2 HCl(aq) 🡪 CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_\_\_

\* Attention, utilisez la quantité de poudre correspondant à la masse du morceau de craie.

**Hypothèse** : La réaction dans l’éprouvette # \_\_\_\_\_\_\_\_ sera la plus rapide

**Facteur 3 : influence de \_\_la concentration\_\_\_ des réactifs sur la vitesse de**

**réaction**

Éprouvette # 3A : CaCO3(s) + 2 HCl(1 mol/L) 🡪 CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

\_\_\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_\_\_

Éprouvette # 3B : CaCO3(s) + 2 HCl(0,1 mol/L) 🡪 CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

\_\_\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_\_\_

**Hypothèse** : La réaction dans l’éprouvette # \_\_\_\_\_\_\_\_ sera la plus rapide

**Facteur 4 : influence de \_\_la température\_\_\_\_\_\_\_\_ des réactifs sur la vitesse de réaction**

Éprouvette # 4A : CaCO3(s) + 2 HCl(1 mol/L)chaud 🡪 CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

\_\_\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_\_\_

Éprouvette # 4B : CaCO3(s) + 2 HCl(1 mol/L)froid 🡪 CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2 (g)

\_\_\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_\_\_

**Hypothèse** : La réaction dans l’éprouvette # \_\_\_\_\_\_\_\_ sera la plus rapide

1. Pour chaque facteur étudié, comparez les 2 éprouvettes et complétez le tableau suivant pour identifier les paramètres constants et celui variable. Utilisez la légende suivante :

* Paramètre constant (identique dans les deux éprouvettes) : =
* Paramètre variable (différent dans les deux éprouvettes) : Δ

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Facteur | Craie | | Acide | | | | Paramètre variable |
| quantité | Surface de contact | volume | nature | concentration | température |
| 1 | = | = | = | Δ | = | = | Nature de l’acide |
| 2 | = | Δ | = | = | = | = | Surface de la craie |
| 3 | = | = | = | = | Δ | = | Concentration de l’acide |
| 4 | = | = | = | = | = | Δ | Température de l’acide/Rx |

1. Donnez une façon simple de procéder pour obtenir l’acide chlorhydrique (HCl) chaud ainsi que l’acide chlorhydrique (HCl) froid nécessaires pour étudier le facteur 4.

Mettre une petite quantité d’acide chlorhydrique dans deux éprouvettes. Placer une éprouvette dans un bécher contenant de l’eau et de la glace. Placer la seconde éprouvette dans un bécher contenant de l’eau chaude.

**MATÉRIEL**

|  |  |
| --- | --- |
| • HCl 0,1 mol/L | • Plaque chauffante |
| • HCl 1,0 mol/L | • Glaçons |
| • CH3COOH 1,0 mol/L | • Eau du robinet |
| • Bâton de craie | • 8 éprouvettes 16 x 150 mm |
| • Règle | • Support à éprouvettes |
| • Couteau à lame rétractable | • Nacelle de pesée |
| • Mortier et pilon | • Spatule |
| • 3 pipettes de transfert graduées | • Balance électronique |
| • Flacon laveur d’eau distillée | • Marqueur non permanent |
| • 2 béchers de 250 ml |  |

**MANIPULATIONS**

*Rédigez les manipulations pour l’étude de chacun des 4 facteurs, après avoir décrit comment préparer les réactifs manquants.*

Attention, toutes les manipulations d’acide nécessitent le port de lunettes de sécurité.

**Préparation des réactifs manquants :**

I) Préparation de la craie (morceaux et poudre)

1- Prendre la craie et la couper en morceaux de 3 à 5 mm à l’aide du couteau à lame rétractable.

2- Pour obtenir de la poudre de craie, il suffit de broyer un morceau de craie avec un mortier et un pilon.

II) Préparation des bains (chaud et froid)

3- Remplir environ à moitié deux béchers de 250 ml, avec de l’eau du robinet.

4- Ajouter des glaçons dans le bécher qui servira de bain froid.

5- Placer sur une plaque chauffante le bécher qui servira de bain chaud.

6- Chauffer l’eau à intensité maximale pour 10 à 15 minutes, puis éteindre la plaque chauffante.

**Facteur 1 :** Nature des réactifs

1. Identifier une éprouvette 1A, et une autre 1B.
2. Avec une pipette graduée, mesurer 2 ml de HCl 1,0 mol/L et le transférer dans l’éprouvette 1A.
3. Avec une autre pipette graduée, mesurer 2 ml de CH3COOH 1,0 mol/L et le transférer dans l’éprouvette 1B.
4. Sélectionner deux morceaux de craie de tailles similaires.
5. Ajouter, en même temps, un morceau de craie dans chacune des deux éprouvettes.
6. Observer le dégagement gazeux de chacune des réactions et noter vos observations relatives à la vitesse de réaction (observations qualitatives : réaction lente ou rapide) dans un tableau de résultats.

**Facteur 2 :** Surface de contact des réactifs

1. Identifier une éprouvette 2A et une autre 2B.
2. Avec une pipette graduée, mesurer 2 ml de HCl 1,0 mol/L et transférer dans chacune des deux éprouvettes.
3. Peser un morceau de craie et noter sa masse sous l’équation 2A de la page 8.
4. À l’aide d’une balance numérique et d’une nacelle, peser la même masse de craie en poudre. Noter la masse pesée sous l’équation 2B de la page 8.
5. Idéalement en même temps, ajouter le morceau de craie dans l’éprouvette 2A et la craie en poudre dans l’éprouvette 2B.
6. Observer le dégagement gazeux de chacune des réactions et noter vos observations relatives à la vitesse de réaction (observations qualitatives) dans un tableau de résultats.

**Facteur 3 :** Concentration des réactifs

1. Identifier une éprouvette 3A et une autre 3B.
2. Avec une pipette graduée, mesurer 2 ml de HCl 1,0 mol/L et le transférer dans l’éprouvette 3A.
3. Avec une autre pipette graduée, mesurer 2 ml de HCl 0,1 mol/L et le transférer dans l’éprouvette 3B.
4. Ajouter, en même temps, un morceau de craie dans chacune des deux éprouvettes.
5. Observer le dégagement gazeux de chacune des réactions et noter vos observations relatives à la vitesse de réaction (observations qualitatives) dans un tableau de résultats.

**Facteur 4 :** Température des réactifs

1. Identifier une éprouvette 4A, et une autre 4B.
2. Avec une pipette graduée, mesurer 2 ml de HCl 1,0 mol/L et transférer dans chacune des deux éprouvettes.
3. Placer l’éprouvette 4A dans le bain d’eau chaude.
4. Placer l’éprouvette 4B dans le bain d’eau froide.
5. Sélectionner deux morceaux de craie de tailles similaires.
6. Ajouter, en même temps, un morceau de craie dans chacune des deux éprouvettes.
7. Observer le dégagement gazeux de chacune des réactions et noter vos observations relatives à la vitesse de réaction (observations qualitatives) dans un tableau de résultats.

**TABLEAU DES RÉSULTATS**

Tableau 1 : Variation des facteurs influençant la vitesse de réaction entre la craie et un acide.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Éprouvette** | **Acide** | | **Température** | **Observations** |
| **Nature** | **Concentration** |
| 1A | HCl | 1,0 mol/L | Pièce | Réaction rapide |
| 1B | CH3COOH | 1,0 mol/L | Pièce | Réaction lente |
| 2A | HCl | 1,0 mol/L | Pièce | Réaction lente |
| 2B | HCl | 1,0 mol/L | Pièce | Réaction rapide |
| 3A | HCl | 1,0 mol/L | Pièce | Réaction rapide |
| 3B | HCl | 0,1 mol/L | Pièce | Réaction lente |
| 4A | HCl | 1,0 mol/L | Chaud | Réaction rapide |
| 4B | HCl | 1,0 mol/L | Froid | Réaction lente |

\*Ne pas pénaliser un adulte qui a divisé ses résultats en plusieurs tableaux.

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

1. Parmi les quatre facteurs étudiés, lesquels influencent la vitesse d’une réaction chimique?

Tous les facteurs étudiés influencent la vitesse d’une réaction.

1. Comparez vos résultats avec les prédictions faites au début.

Réponses variables

1. Quel autre facteur influençant la vitesse de réaction n’a pas été étudié au cours de ce laboratoire?

La présence d’un catalyseur ou d’un inhibiteur.

**DISCUSSION**

Le but de cette expérience était de déterminer l’influence de la nature, de la surface de contact, de la concentration et de la température des réactifs sur la vitesse d’une réaction chimique.

En théorie, la nature des réactifs a une influence sur la vitesse de réaction. De plus, une plus grande surface de contact et une plus grande concentration des réactifs augmenteront la vitesse de réaction. Enfin, une augmentation de température augmentera la vitesse d’une réaction endothermique, mais diminuera celle d’une réaction exothermique.

Lors de cette expérience, nous avons pu confirmer ces hypothèses.

En effet, le HCl a réagi plus rapidement avec la craie que le CH3COOH, prouvant que la nature des réactifs influence la vitesse de réaction.

La deuxième expérience nous a montré qu’en concassant la craie, on augmentait la vitesse de réaction, de même que la troisième nous a montré qu’en augmentant la concentration de l’acide chloridrique, on augmentait également la vitesse de réaction.

Enfin, L’augmentation de la température a également confirmé notre hypothèse de départ, à savoir que la vitesse de réaction en serait augmentée.

**CONCLUSION**

Cette expérience nous a permis de confirmer qualitativement nos hypothèses selon lesquelles la nature a un effet sur la vitesse de réaction. De plus, l’augmentation de la surface de contact, de la concentration des réactifs et de la température ont tous augmenté également les vitesses de réaction de la craie avec le HCl.

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 1

**Facteurs qui influencent la**

**vitesse de réaction**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Caractériser les facteurs qui influent sur la vitesse d’une réaction chimique. |

**C:\Users\u153743201\AppData\Local\Microsoft\Windows\INetCache\IE\REQRSXSV\you-154080_960_720[1].png**

**J’ai revu / compris / développé les notions de**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Influence de la : | OUI | NON |
| * Nature du réactif |  |  |
| * Surface de contact |  |  |
| * Concentration |  |  |
| * Température |  |  |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Travail préparatoire |  |  |
| * Rédaction du protocole |  |  |
| * Tableau des résultats |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

Les facteurs qui influencent la vitesse de réaction sont :

|  |
| --- |
|  |

|  |
| --- |
|  |

# Image associéeLaboratoire 2 : L’influence de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction

**Mise en situation :**

De l’améthyste, une variété de quartz violet, a été trouvée par la firme d’exploitation minière pour laquelle vous travaillez. Cette veine d’améthyste contient malheureusement une certaine quantité de magnésium qui fait perdre de la valeur à l’améthyste. Vous devez donc faire réagir le magnésium avec de l’acide chlorhydrique (HCl) afin d’obtenir de l’améthyste de grande qualité.

Étant responsable des procédures d’exploitation de la mine, on vous demande de déterminer la vitesse de réaction entre le magnésium et l’acide chlorhydrique.

 **ButS**

**PARTIE A** Déterminer quantitativement la vitesse (en mol/s) d’une réaction en fonction de la concentration de l’acide.

**PARTIE B** Déterminer quantitativement la vitesse (en mol/s) d’une

réaction en fonction de la température de l’acide.

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

*Vous devrez déterminer QUANTITATIVEMENT et comparer les vitesses de la réaction suivante, en fonction de la concentration (partie A) et de la température (partie B) de l’acide chlorhydrique. Vous ferez deux essais pour chacune des conditions étudiées, ce qui vous permettra de calculer une vitesse moyenne.*

*Mg(s) + 2 HCl(aq) → MgCl2(aq) + H2(g)*

*Pour mesurer une vitesse de réaction, il doit y avoir réaction complète d’un des réactifs. Pour l’expérience actuelle, tout le magnésium doit avoir réagi (disparu) puisque l’acide chlorhydrique est en excès. Comme la réaction produit un gaz, le dihydrogène, c’est l’observation du dégagement gazeux (bulles/effervescence) qui vous indiquera si la réaction est complète ou non. Notez que les manipulations se feront sous la hotte chimique.*

*Comme vous travaillerez à micro-échelle, c’est-à-dire avec de très petites quantités, une plaque à titrage de 24 puits sera utilisée lors des réactions pour les différentes concentrations d’acide chlorhydrique dans la partie A. Cependant, c’est dans des éprouvettes que vous effectuerez les réactions avec l’acide chlorhydrique chaud et celui froid de la partie B.*

*Pour ce qui est des quantités, le volume d’acide chlorhydrique à utiliser dans un puits sera de 2 ml, mesuré avec des pipettes de transfert graduées. Le magnésium, pour sa part, sera mesuré à l’aide d’une micro-spatule remplie à ras bord (0,030 g). Notez que des impuretés noires se trouvent avec le magnésium et qu’elles ne réagiront pas avec l’acide chlorhydrique.*

*Afin de s’assurer que toutes les molécules de réactifs disponibles se rencontrent, une agitation de la réaction sera nécessaire.*

*Vous devrez utiliser de l’acide chlorhydrique à trois concentrations différentes :*

*• 2,5 mol/L*

*• 1,5 mol /L*

*• 1,0 mol/L*

2,5 M 1,5M 1,0M

HCl 2,5 mol/L HCl 2,5 mol/L

chaud froid

1. Entre la quantité de magnésium et celle d’acide, laquelle sera limitante afin de déterminer la vitesse de la réaction ? Le facteur limitant étant celui qui détermine la fin de la réaction.

|  |
| --- |
| *La réaction sera complète lorsqu’un des réactifs sera épuisé. Dans la réaction étudiée, tout le magnésium devra avoir réagi. C’est donc la quantité de magnésium qui sera le facteur limitant.* |
|  |

1. D’après vous, comment variera la vitesse de réaction lorsque vous testerez différentes concentrations de l’acide ? Expliquez votre raisonnement et posez votre hypothèse.

|  |
| --- |
| *Réponses variables.* |
|  |

**Hypothèse**: La réaction du magnésium avec l’acide à \_\_\_\_\_\_mol/L sera la plus

rapide, alors que la plus lente sera celle avec l’acide à \_\_\_\_\_\_mol/L.

1. D’après vous, comment variera la vitesse de réaction lorsque la température de l’acide sera augmentée ? Expliquez votre raisonnement et posez votre hypothèse.

|  |
| --- |
| *Réponses variables* |
|  |

**Hypothèse**: La réaction du magnésium avec l’acide \_\_\_\_\_\_\_\_\_ sera la plus

rapide, alors que la plus lente sera celle avec l’acide \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

1. Qu’est-ce qu’une collision efficace ?

|  |
| --- |
| Une collision efficace survient lorsque la rencontre de particules de réactif qui possèdent le |
| minimum d’énergie pour réagir entraîne la formation de produits. |

1. Comment peut-on faire varier le nombre de collisions efficaces ?

|  |
| --- |
| En faisant varier le nombre total de collisions entre les particules de réactif, l’énergie |
| cinétique moyenne des particules de réactif ou l’énergie minimale nécessaire pour réagir. |

1. Vous avez à votre disposition de l’acide chlorhydrique à deux concentrations différentes : 2,5 mol/L et 1,0 mol/L. Vous devez préparer une quantité suffisante d’acide chlorhydrique à 1,5 mol/L pour réaliser l’expérience.

Expliquez, en appuyant vos choix à l’aide de calculs :

a) le volume dont vous aurez besoin

b) le volume que vous préparerez

c) comment allez-vous préparer la solution demandée, à partir de celles fournies.

a) Pour chacun des deux essais, il faut 2 ml de HCl 1,5 mol/L. Il est sage d’en préparer un peu plus (ex. pour un essai supplémentaire). 2 ml x 2 = 4 ml + 2 ml d’extra = 6 ml

b) La plus petite fiole jaugée disponible a un volume de 25 ml. C’est donc le volume qui sera préparé.

c) Pour réaliser une dilution, il faut partir d’une solution plus concentrée (C1) que la concentration finale désirée (C2). La solution de HCl à 2,5 mol/L sera donc celle à utiliser.

C1 = 2,5 mol/L

C2 = 1,5 mol/L C1V1 = C2V2

V1 = ? ml 2,5 mol/L • V1 = 1,5 mol/L • 25 ml

V2 = 25 ml V1 = 15 ml

Ainsi, 15 ml de HCl 2,5 mol/L seront nécessaires pour préparer 25 ml de HCl 1,5 mol/L.

**MATÉRIEL (PARTIE A ET B)**

|  |  |
| --- | --- |
| • HCl 2,5 mol/L | • Plaque chauffante |
| • HCl 1,0 mol/L | • Glaçons |
| • Mg(s) en poudre | • 1 bécher de 50 ml |
| • micro-spatule bleue | • 6 éprouvettes de 16X100 mm |
| • plaque à titrage 24 trous | • support à éprouvettes |
| • 4 pipettes de transfert de 3 ml | • pince à bécher |
| • chronomètre  • 2 béchers de 250 ml  • tige de verre | • pince à éprouvette  • Eau du robinet  • Marqueur non-permanent |
|  |  |
|  |  |

**MANIPULATIONS (PARTIE A ET B)**

*Après avoir décrit comment préparer les réactifs manquants, rédigez les manipulations pour la détermination de la vitesse des réactions pour chacune des concentrations d’acide chlorhydrique de la partie A, ainsi que pour l’acide chaud et le froid dans la partie B.*

Attention, toutes les manipulations d’acide nécessitent le port de lunettes de sécurité.

Toujours mettre de l’eau AVANT d’ajouter de l’acide.

Rappel : ‘’Acide dans l’eau, BRAVO! … Eau dans acide = SUICIDE!’’

Travailler sous la **hotte chimique**.

**Préparation des réactifs manquants :**

I) Solution de HCl à 1,5 mol/L

1- Sur le verre de la fiole jaugée de 25 ml, identifier la solution à préparer : HCl 1,5 mol/L.

2- Verser un peu d’eau distillée dans la fiole jaugée de 25 ml.

3- Dans le cylindre gradué de 25 ml, mesurer 15 ml de HCl à 2,5 mol/L.

4- Verser l’acide dans l’eau contenue dans la fiole jaugée.

5- Mélanger les liquides en faisant des petits mouvements circulaires avec la fiole.

6- Compléter le volume en ajoutant de l’eau distillée jusqu’au trait de jauge de la fiole.

7- Placer le bouchon sur la fiole jaugée et agiter jusqu’à homogénéisation du mélange.

II) Préparation des bains (chaud et froid)

1. Remplir, environ à la moitié, deux béchers de 250 ml avec de l’eau du robinet.
2. Pour le bain froid, ajouter des glaçons dans l’eau d’un des béchers.
3. Placer le deuxième bécher sur une plaque chauffante et chauffer l’eau à intensité maximale pour 10 à 15 minutes, avant d’éteindre la plaque chauffante.

**Partie A : Vitesses de réaction en fonction de la concentration de l’acide.**

**\* Faire cette partie sous la hotte chimique**

1. Sur la plaque à titrage, identifier trois puits consécutifs : 2,5 mol/L1,5 mol/L et 1,0 mol/L.
2. Avec la pipette de transfert, mesurer 2 ml de chacune de concentrations d’acide et le transférer dans les bons puits.
3. Vérifier le bon fonctionnement du chronomètre et le mettre à zéro.
4. Remplir la micro-spatule à ras bord avec du magnésium en poudre.
5. Vider la micro-spatule dans le puits de HCl 2,5 mol/L et démarrer le chronomètre lors du contact entre le magnésium et l’acide.
6. Agiter le mélange à l’aide de la tige de verre.
7. Arrêter le chronomètre lorsque tout le magnésium aura réagi et qu’il n’y aura plus de dégagement gazeux. Noter le temps dans un tableau des résultats
8. Répéter les étapes 13 à 17 avec les puits avec le HCl à 1,5 mol/L et 1,0 mol/L.

**Note :** Il sera nécessaire de verser le HCl à 1,5 mol/L (préparé dans la fiole jaugée) dans un bécher de 50 ml afin de pouvoir prélever les 2 ml avec la pipette. Le liquide restant sera récupéré dans une bouteille identifiée ‘’HCl à 1,5 mol/L’’.

1. Répéter les étapes 12 à 18 pour le deuxième essai.

**Partie B : Vitesses de réaction en fonction de la température de l’acide.**

1. Avec la pipette de transfert graduée, transférer 2 ml de HCl 2,5 mol/L dans 4 éprouvettes.
2. Avec la pince à bécher, retirer le bain chaud de la plaque chauffante.
3. Placer une éprouvette dans le bain froid et une autre dans le bain chaud.
4. Vérifier le bon fonctionnement du chronomètre et le mettre à zéro.
5. Remplir la micro-spatule à ras bord avec du magnésium en poudre.
6. Vider la micro-spatule dans l’éprouvette d’acide froid et démarrer le chronomètre simultanément.
7. Agiter la réaction à l’aide de la tige de verre.
8. Arrêter le chronomètre lorsque la réaction sera terminée (absence de dégagement gazeux). Noter le temps dans le tableau des résultats.
9. Répéter les étapes 23 à 27 pour l’acide chaud en utilisant une pince à éprouvette pour manipuler l’éprouvette chaude.
10. Faire un deuxième essai en répétant les étapes 22 à 28.
11. Vider le contenu des éprouvettes et de la plaque à titrage dans le contenant de récupération des acides.
12. Nettoyer, assécher et ranger le matériel.

**TABLEAUX DES RÉSULTATS (PARTIE A ET B)**

Tableau 1 : Temps (arrondis aux secondes) pour la réaction complète entre le magnésium et l’acide chlorhydrique de différentes concentrations.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Essai** | **Concentration de HCl** | | |
| **1,0 mol/L** | **1,5 mol/L** | **2,5 mol/L** |
| 1 | 14 min 42 s | 4 min 10 s | 1 min 3 s |
| 2 | 15 min 5 s | 4 min 17 s | 1 min 13 s |

Tableau 2 : Temps (arrondis aux secondes) pour la réaction complète entre le magnésium et l’acide chlorhydrique à 2,5 mol/L chaud et froid.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Essai** | **Température du HCl à 2,5 mol/L** | |
| **Froid** | **Chaud** |
| 1 | 1 min 46 s | 47 s |
| 2 | 1 min 43 s | 55 s |

**Ou, avec le temps présenté en secondes :**

Tableau 1 : Temps (arrondis aux secondes) pour la réaction complète entre le magnésium et l’acide chlorhydrique de différentes concentrations.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Essai** | **Concentration de HCl** | | |
| **1,0 mol/L**  **(s)** | **1,5 mol/L**  **(s)** | **2,5 mol/L**  **(s)** |
| 1 | 882 | 250 | 63 |
| 2 | 905 | 257 | 73 |

Tableau 2 : Temps (arrondis aux secondes) pour la réaction complète entre le magnésium et l’acide chlorhydrique à 2,5 mol/L chaud et froid.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Essai** | **Température du HCl à 2,5 mol/L** | |
| **Froid**  **(s)** | **Chaud**  **(s)** |
| 1 | 106 | 47 |
| 2 | 103 | 55 |

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION) (PARTIE A ET B)**

*Construisez des tableaux avec les données et calculs permettant de déterminer les vitesses de réaction moyennes. Vous devez également donner des exemples de calculs pour chaque colonne comportant des valeurs calculées.*

**Exemple de calculs pour le HCl 1,0 mol/L**

Vitesse moyenne des deux essais : (885 + 905) / 2 = 895 secondes

*Mg(s) + 2 HCl(aq) → MgCl2(aq) + H2(g)*

1 mol

1mol Mg(s) = 24,31 g

x mol = *0,030 g*

On a donc utilisé 0,0012 mol de magnésium

Vitesse = nombre de moles

temps (s)

Vitesse = 0,0012 mol

895 s

*Vitesse moyenne est de 1,34 x 10-6 mol/s*

Tableau 3 : Vitesse moyenne pour la réaction complète entre le magnésium et l’acide chlorhydrique de différentes concentrations.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | **Concentration de HCl** | | |
| **1,0 mol/L** | **1,5 mol/L** | **2,5 mol/L** |
| **Vitesse moyenne (mol/s)** | 1,3 X10-6 | 4,7 X10-6 | 1,8 X10-5 |

Tableau 4 : Vitesse moyenne pour la réaction complète entre le magnésium et l’acide chlorhydrique à 2,5 mol/L chaud et froid.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | **Température du HCl à 2,5 mol/L** | |
| **Froid** | **Chaud** |
| **Vitesse moyenne (mol/s)** | 1,1 X10-5 | 2,4 X10-5 |

**Partie A : Vitesse de réaction en fonction de la concentration de l’acide.**

8. Comparez les vitesses de réaction obtenues pour les différentes concentrations

de HCl. À l’aide de la théorie des collisions, expliquez quelle réaction a été la plus

rapide.

Plus l’acide chlorhydrique est concentré, plus il y a de molécules, donc plus les collisions sont efficaces, donc diminution de la vitesse de réaction

**Partie B : Vitesse de réaction en fonction de la température de l’acide.**

9. Par rapport aux vitesses moyennes calculées pour le HCl chaud et celui froid, où se

situe la vitesse mesurée pour la réaction faite avec l’acide chlorhydrique à la même

concentration mais à température de la pièce ? Est-ce surprenant?

La vitesse de réaction pour l’acide à la température de la pièce se situe entre la vitesse de l’acide froid et de l’acide chaud. Ce qui est tout à fait logique.

**DISCUSSION (PARTIE A ET B)**

Voici quelques idées pour alimenter votre discussion.

* Est-ce que la micro-spatule est un bon instrument pour mesurer 0,030 g de Mg?

À première vue, une quantité de poudre de Mg mesurée avec une micro-spatule *ne semble pas aussi précise qu’une masse pesée sur une balance électronique. Par contre, puisque l’incertitude avec la balance électronique est de ± 0,01 g, si la quantité de Mg mesurée à la micro-spatule* (0,030 g) *avait plutôt été pesée, cela représenterait une erreur relative de 33 % !*

*0,01 g X 100 % = 33%*

*0,03 g*

*Ainsi, vu la très petite quantité de Mg utilisée, il était préférable d’utiliser la micro-spatule pour mesurer (plutôt que la balance) puisque, d’une réaction à l’autre, la variation de la quantité de Mg est définitivement en-dessus de 33% (1/3).*

* *Raisons de variations des résultats entre les 2 essais :*
* *Les quelques grains qui restent dans la micro-spatule, de même que la présence d’impuretés noires, expliquent en bonne partie la petite variation entre les temps de réaction mesurés entre les 2 essais, pour chacune des conditions testées.*
* *Temps de réflexe humain lors de la manipulation du chronomètre*
* *Agitation qui peut être différente d’un essai à l’autre*
* *Attention apportée à l’observation du dégagement gazeux qui est plus subtile en fin de réaction…*
* Les résultats seront-ils reproductibles par d’autres manipulateurs ?

*Il est à noter que les temps mesurés varieront d’une personne à l’autre puisque tous n’agiteront pas exactement de la même façon. Une agitation plus vigoureuse avec la tige de verre devrait mieux mélanger les réactifs et ainsi réduire le temps pour que la réaction se complète.*

*Les morceaux deviennent de plus en plus petits au fur et à mesure que la réaction progresse dans le temps. L’effervescence est donc moins évidente qu’au tout début de la réaction. Il faut observer attentivement la formation de bulles, qui sont présentes même si elles sont petites! Il est important d’arrêter le chronomètre lorsqu’il n’y aura plus de gaz de dégagé. C’est à ce moment que la réaction sera complète puisqu’il ne restera alors plus de Mg.*

*Ainsi, le jugement (et la patience!) de l’expérimentateur entre en ligne de compte dans l’évaluation de la fin de la réaction. Devant la même éprouvette, 2 expérimentateurs n’arrêteront très probablement pas le chronomètre au même moment!*

**CONCLUSION**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 2

**Détermination quantitative d’une**

**vitesse de réaction**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Déterminer QUANTITATIVEMENT la vitesse d’une réaction chimique. |

**C:\Users\u153743201\AppData\Local\Microsoft\Windows\INetCache\IE\REQRSXSV\you-154080_960_720[1].png**

**J’ai revu / compris / développé les notions de**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Concentration |  |  |
| * Vitesse de réaction |  |  |
| * Théorie des collisions |  |  |
| * Préparation de dilutions |  |  |
|  |  |  |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Travail préparatoire |  |  |
| * Rédaction du protocole |  |  |
| * Tableau des résultats |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

Pour déterminer la vitesse d’une réaction, il faut :

|  |
| --- |
|  |

|  |
| --- |
|  |

# Image associéeLaboratoire 3 : L’observation de l’état d’équilibre

**Mise en situation :**

On vous rappelle souvent que dans la vie, tout est question d’équilibre. Vous êtes pleinement conscient que pour demeurer en santé, il faut avoir une alimentation saine et équilibrée. Toutefois, l’équilibre doit aussi être présent au sein des écosystèmes, afin de permettre à toutes les populations d’y vivent adéquatement. Les changements climatiques et le réchauffement planétaire occasionnés par l’accumulation de gaz à effet de serre sont des exemples de facteurs venant modifier l’équilibre des écosystèmes.

Depuis le protocole de Kyoto, on cherche des moyens de rétablir cet équilibre. Puisque vous étudiez dans le domaine de la chimie et que vous êtes impliqué dans la sauvegarde des écosystèmes, des enseignants d’une école primaire vous demandent de venir expliquer à leurs élèves, à l’aide de démonstrations, comment distinguer un système à l’équilibre d’un autre qui ne l’est pas ?

 **But :**

Identifier les conditions qui sont nécessaires pour reconnaître une réaction à l’équilibre en effectuant trois démonstrations différentes.

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

1. À partir des notions vues en classe, expliquez dans vos mots les principes scientifiques en lien avec l’équilibre chimique. Votre explication doit contenir, au minimum, les termes suivants : équilibre chimique, propriétés macroscopiques, système ouvert, système fermé, indices visuels, réaction réversible.

Voici des pistes d’explication :

|  |
| --- |
| Un système ouvert est un système réactionnel qui permet un échange de matière, |
| un gain ou une perte, avec le milieu environnant. |

|  |
| --- |
| Une propriété macroscopique est une propriété observable à l’œil nu ou mesurable à |
| l’aide d’un instrument. La couleur, la masse, le volume, la pression et la température |
| sont tous des exemples de propriétés macroscopiques. |

|  |
| --- |
| Une réaction réversible survient lorsque, au même moment et au même endroit, les |
| réactifs se transforment en produits et les produits se transforment en réactifs. |

|  |
| --- |
| Dans le cas d’une réaction complète, au moins un réactif aura complètement disparu, |
| tandis que dans celui d’une réaction réversible, des réactifs et des produits seront en |
| présence en même temps dans le système réactionnel. |

|  |
| --- |
| L’équilibre est un état dans lequel la vitesse de la réaction directe est égale à la |
| vitesse de la réaction inverse. |

|  |
| --- |
| Lorsqu’un système a atteint l’équilibre, il n’y a plus de changement apparent parce |
| que la quantité de réactifs et la quantité de produits demeurent constantes. Cette |
| stabilité se traduit par des propriétés macroscopiques constantes. Il faut aussi qu’il y |
| ait une réaction réversible dans un système fermé. |

1. Pour la présente section, faites un résumé des trois démonstrations qui seront expérimentées, en utilisant du bicarbonate de sodium (NaHCO3), du vinaigre (CH3COOH), de l’éthanol (CH3CH2OH), de l’iode (I2), de l’hydroxyde de sodium (NaOH), de l’hydroxyde de calcium (Ca(OH)2) et de l’eau distillée (H2O).

**Démo 1** : **influence d’un système \_ouvert\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ou \_\_\_fermé\_\_\_\_\_\_ sur**

**l’équilibre d’une réaction chimique.**

Bouteille #1A : NaHCO3(s) + CH3COOH(aq) 🡪 CH3COONa(aq) + H2O(l) +CO2(g)

(avec bouchon) 5,0 g 50,0 ml

Bouteille #1B : NaHCO3(s) + CH3COOH(aq) 🡪 CH3COONa (aq) + H2O(l) +CO2(g)

(sans bouchon) 5,0 g 50,0 ml

**Hypothèse**: Afin d’obtenir une réaction à l’équilibre, nous devons être en présence d’un système \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Démo 2 : influence du\_\_\_solvant\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ sur l’équilibre d’une réaction**

**ionique dans un milieu fermé avec un bouchon.**

Éprouvette #2A : CH3CH2OH+ I2(s) 🡪 2 I-

7,0 ml 2 cristaux

Éprouvette #2B : H2O + I2(s) 🡪 2 I-(aq)

7,0 ml 2 cristaux

**Hypothèse**: L’éprouvette \_\_\_\_\_\_\_\_ sera à l’équilibre parce que \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Démo 3 : influence du\_\_\_\_\_soluté\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ sur l’équilibre d’une réaction**

**ionique dans un milieu fermé avec un bouchon.**

Éprouvette #3A : H2O + NaOH(s) 🡪 Na+(aq)  + OH-(aq)

7,0 ml ≈0,1g (1 pastille)

Éprouvette #3B : H2O + Ca(OH)2(s) 🡪 Ca2+(aq)  + 2 OH-(aq)

7,0 ml  ≈ 0,1g

*\* La présence du produit OH-(aq), affectera le pH de la solution et la rendra basique. L’utilisation d’un indicateur de pH approprié peut permettre d’avoir une bonne idée du pH d’une solution. L’indicateur bleu de bromothymol sera utilisé ici. En milieu neutre, il teinte la solution en vert, alors qu’en milieu basique la couleur sera bleue. Ainsi, pour cette dernière démonstration, vous devrez ajouter quelques gouttes de l’indicateur bleu de bromothymol dans l’eau de chacune des deux éprouvettes.*

**Hypothèse** : L’éprouvette \_\_\_\_\_\_\_\_ sera à l’équilibre parce que \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

*Pour chaque démonstration, vous noterez les premières observations que vous ferez dans la première minute de la réaction chimique. Ensuite, vous les mettrez de côté pour réaliser la démo suivante. Après avoir effectué les 3 démonstrations, agitez les bouteilles et les éprouvettes (mais sans les inverser!) avant de noter vos observations finales pour chacune. Observez également s’il se passe autre chose lorsque vous retirez les bouchons. Par la suite, pour chaque démonstration, vous serez en mesure de conclure lequel des deux systèmes est en équilibre.*

**MATÉRIEL**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| • 2 bouteilles d’eau vide () de  500 ml, avec un bouchon vissable  • Indicateur bleu de bromothymol | • 4 éprouvettes de 16 X 150 mm  • Support à éprouvettes  • 4 bouchons # 00 |  |
| • Vinaigre | • Cylindre gradué de 50 ml |  |
| • NaHCO3 (s)  • Éthanol (CH3CH2OH)  • I2 (s) en cristaux  • NaOH (s) en pastilles  • Ca(OH)2 (s)  • Flacon laveur d’eau distillée | • Cylindre gradué de 10 ml  • Spatule  • Nacelles de pesée (3)  • Balance électronique  • Marqueur non permanent |  |

**MANIPULATIONS**

*Rédigez les manipulations pour l’étude de chacune des trois démonstrations étudiées, ainsi que la partie qui permettra de noter les observations finales à la fin des 3 démonstrations.*

**Démo 1 : Comparaison d’un système \_\_\_ouvert\_\_\_\_ et d’un système \_\_fermé\_\_\_.**

1- Identifier les bouteilles 1A et 1B avec le marqueur non permanent.

2- Peser 5,0 g de bicarbonate de sodium (NaHCO3) et verser dans la bouteille 1A.

3- Répéter l’étape 2 pour la bouteille 1B.

4- Mesurer 50 ml de vinaigre dans la bouteille 1A et fermer immédiatement à l’aide du bouchon vissable.

6- Noter vos premières observations pour la bouteille 1A, au tableau des résultats.

7- Mesurer 50 ml de vinaigre et le verser dans la bouteille 1B qui restera ouverte.

8- Noter vos premières observations pour la bouteille 1B.

9- Conserver les bouteilles telles quelles pour une autre observation à la fin de la démonstration.

**Démo 2 : L’influence du \_\_\_\_\_\_\_solvant\_\_\_\_\_ sur l’équilibre d’une réaction.**

10- Avec le marqueur non permanent, identifier 2 éprouvettes : 2A et 2B.

11- À l’aide du cylindre gradué de 10 ml, mesurer 7 ml d’éthanol et verser dans l’éprouvette 2A.

12- Assécher le cylindre gradué de 10 ml avant de mesurer 7 ml d’eau distillée et la verser dans l’éprouvette 2B.

13- Avec la spatule, prélever 2 cristaux de diiode (I2).

14- Ajouter les 2 cristaux à l’éprouvette 2A et fermer l’éprouvette avec un bouchon de caoutchouc. Agiter (sans inverser).

15- Répéter les étapes 13 et 14 pour l’éprouvette 2B.

16-Noter vos premières observations pour les 2 éprouvettes.

17- Conserver les éprouvettes telles quelles pour une autre observation à la fin de la démonstration.

**Démo 3 : L’influence du \_\_\_\_soluté\_\_\_\_\_ sur l’équilibre d’une réaction.**

18- Identifier les 2 autres éprouvettes : 3A et 3B.

19- À l’aide du cylindre gradué de 10 ml, mesurer 7 ml d’eau distillée et verser dans l’éprouvette 3A.

20- Répéter l’étape 19 pour l’éprouvette 3B.

21- Ajouter 2 gouttes de l’indicateur bleu de bromothymol aux éprouvettes 3A et 3B.

22- Peser une pastille de NaOH et noter la masse sous l’équation de l’éprouvette 3A (p.33).

23- Peser une masse équivalente de dihydroxyde de calcium (Ca(OH)2)et l’indiquer sous l’équation de l’éprouvette 3B.

24- Transférer la pastille de NaOH dans l’éprouvette 3A et le Ca(OH)2 dans l’éprouvette 3B.

25- Fermer les 2 éprouvettes avec un bouchon de caoutchouc. Agiter (sans inverser).

26- Noter vos premières observations pour les 2 éprouvettes. Conserver.

**À la fin des démonstrations 1, 2 et 3.**

27- Observer de nouveau les bouteilles 1A et 1B, ainsi que les éprouvettes 2A, 2B, 3A et 3B.

28- Noter vos observations finales au tableau des résultats.

29- Dévisser doucement le bouchon de la bouteille 1A en portant attention à ce qui se passe. Observer également s’il y a des changements dans la bouteille.

30- Nettoyer et ranger le matériel.

**TABLEAUX DES RÉSULTATS**

Tableau 1 - Observations des réactions de la Démo 1

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **#** | **Réactif 1** | **Réactif 2** | **Système** | **Premières observations** | **Observations finales** |
| 1A | NaHCO3 | Vinaigre  (CH3COOH) | Fermé | - NaHCO3 au fond de la bouteille.  - Bulles de gaz montent jusqu’à la surface du vinaigre. | - Liquide translucide.  - Dépôt blanc au fond de la bouteille (NaHCO3 non réagi).  - Bouteille a gonflé/paroi sous tension. |
| 1B | NaHCO3 | Vinaigre  (CH3COOH) | ouvert | - NaHCO3 au fond de la bouteille.  - Bulles de gaz montent jusqu’à la surface du vinaigre. | - Liquide translucide  - Aucun dépôt au fond de la bouteille (tout réagi). |

Tableau 2 - Observations des réactions de la Démo 2

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **#** | **Réactif 1** | **Réactif 2** | **Système** | **Premières observations** | **Observations finales** |
| 2A | Éthanol | I2 | fermé | - Le soluté se dissout et donne une couleur jaunâtre à la solution. | - Couleur + intense (brun-rouge).  - Mélange translucide sans dépôt. |
| 2B | H2O | I2 | fermé | - L’eau ne semble pas changer de couleur. | - Solution un peu teintée (jaune).  - Cristaux déposés au fond de l’éprouvette. |

Tableau 3 - Observations des réactions de la Démo 3

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **#** | **Réactif 1** | **Réactif 2** | **Système** | **Premières observations \*** | **Observations finales** |
| 3A | H2O | NaOH | fermé | - L’eau devient de + en + bleue avec la dissolution du NaOH. | - Solution bleue, translucide  - Sans dépôt. |
| 3B | H2O | Ca(OH)2 | fermé | - L’eau devient trouble et bleue avec l’ajout du Ca(OH)2. | - Solution bleue et laiteuse  - Dépôt dans l’éprouvette. |

\* Avant l’ajout du réactif 2, l’eau avait une couleur verte à cause de l’indicateur bleu de bromothymol qui y avait été ajoutée.

Rappel : La couleur bleue indique que la solution est basique (présence d’ions OH-).

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

*Dans un tableau, analysez les résultats des 3 démonstrations en identifiant, pour chaque éprouvette, les réactifs impliqués, si l’état d’équilibre a été atteint et pourquoi.*

Tableau 4 – Analyses des réactions

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **#** | **Réactif 1** | **Réactif 2** | **En équilibre?** | **Pourquoi?** |
| 1A | NaHCO3 | Vinaigre  (CH3COOH) | OUI | -Système fermé  -dépôt (réactif n’a pas tout réagi) |
| 1B | NaHCO3 | Vinaigre  (CH3COOH) | non | - Système ouvert  - Réaction complète (tout soluté a réagi)  - Gaz s’est échappé= n’est donc pas réversible |
| 2A | Éthanol | I2 | non | Tout soluté dissout = réaction complète |
| 2B | H2O | I2 | OUI | - Système fermé  - Dépôt (réactif n’a pas tout réagi) |
| 3A | H2O | NaOH | Non | - Tout soluté dissout = réaction complète |
| 3B | H2O | Ca(OH)2 | OUI | - Système fermé  - Dépôt (réactif n’a pas tout réagi) |

1. Identifiez la transformation qui a eu lieu dans chacun des démonstrations effectuées. Précisez s’il s’agit d’un phénomène physique ou chimique.

**- Démo 1** : Il s’agit d’une transformation chimique : il y a eu dégagement d’un gaz et il s’agit d’une réaction de neutralisation acidobasique.

**- Démo 2** : Il s’agit d’une transformation physique : il y a dissolution d’un sel dans l’eau.

**- Démo 3** : Il s’agit d’une transformation physique : il y a dissolution d’un sel basique dans l’eau.

4. a) Dans laquelle des démonstrations est-il essentiel d’utiliser un bouchon pour

que l’équilibre puisse être atteint ? Pourquoi ? b) Les autres auraient-elles été

des systèmes ouverts si vous n’aviez pas mis de bouchons ? Expliquez.

a) Dans la démo 1 puisqu’il y a eu un dégagement gazeux.

b) Les autres démonstrations ne sont pas des systèmes ouverts, même sans bouchon puisque la réaction se fait dans un milieu aqueux et qu’il n’y pas de dégagement gazeux.

5. Avez-vous observé de nouveaux changements lorsque vous avez enlevé le

bouchon de la bouteille #1A à la fin de la première démonstration? Expliquez en

faisant référence à la réaction chimique impliquée :

NaHCO3(s) + CH3COOH(aq) 🡪 CH3COONa(aq) + H2O(l) +CO2(g)

En enlevant le bouchon, on a entendu le gaz sous pression sortir, et la paroi de la bouteille est redevenue souple (alors qu’elle était sous tension lorsque la bouteille était fermée). On a observé aussi qu’il y avait reprise du dégagement gazeux (bulles). Ces observations résultent de la perturbation de l’état d’équilibre qui avait été atteint dans la bouteille fermée. En effet, en ouvrant la bouteille, le gaz a été libéré, diminuant ainsi la concentration de CO2 du système. Pour rétablir l’équilibre, la réaction directe est favorisée, créant ainsi plus de produits, incluant le CO2 qu’on peut voir sous forme de bulles.

**DISCUSSION**

L’objectif de ce laboratoire était d’identifier les conditions qui sont nécessaires pour reconnaître une réaction à l’équilibre en effectuant trois démonstrations différentes.

Pour ce faire, nous avons étudié 3 situations :

1. L’influence d’un système ouvert ou fermé sur l’équilibre d’une réaction chimique;
2. L’influence du solvant sur l’équilibre d’une réaction chimique;
3. L’influence du soluté sur l’équilibre d’une réaction chimique;

En théorie, une réaction ne pourra être réversible que si elle se produit dans un milieu fermé lorsque la réaction dégage un ou des gaz. Si le système est ouvert, il y aura perte de produits et selon le principe de Le Châtelier, la réaction se poursuivra jusqu’à épuisement des réactifs. En ce qui concerne l’influence des solvants et soluté, la nature de ceux-ci aura une influence sur l’équilibre et la réversibilité de la réaction.

Lors de la première démo, nous avons pu confirmer que le système ouvert n’était pas à l’équilibre et n’était pas réversible puisqu’il y a eu échappement de CO2 et les réactifs ont réagi au complet. Dans le système fermé, il y avait un dépôt au fond de l’éprouvette, la réaction était donc à l’équilibre puisqu’on était en présence des réactifs et des produits, prouvant également la réversibilité de la réaction.

Lors de la deuxième démo, nous avons pu observer une réaction complète et non réversible lorsque nous avons utilisé l’éthanol comme solvant. L’utilisation de l’eau nous a plutôt montré un dépôt de réactif, la réaction était donc en état d’équilibre et réversible.

La troisième démo nous a montré que l’utilisation du NaOH avec de l’eau a constitué une réaction complète et non réversible alors qu’il y a eu présence d’un dépôt solide lors de l’utilisation du Ca(OH)2.

Il serait intéressant dans une autre expérience de faire varier différents paramètres des réactions, par exemple les concentrations ou la température, afin de constater leur effet sur l’état d’équilibre.

**CONCLUSION**

Au cours de cette expérience, il nous a été possible d’identifier les conditions qui sont nécessaires pour reconnaître une réaction à l’équilibre en effectuant trois démonstrations différentes. On a ainsi vu qu’un système ouvert ne peut pas être en équilibre et réversible si la réaction produit un gaz alors qu’en système fermé, il est possible d’atteindre un équilibre réversible.

Nous avons aussi constaté que la nature du solvant et du soluté ont une influence sur l’état d’équilibre et la réversibilité d’une réaction.

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 3

**L’observation de l’état d’équilibre**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Reconnaître un système à l’équilibre. |

**C:\Users\u153743201\AppData\Local\Microsoft\Windows\INetCache\IE\REQRSXSV\you-154080_960_720[1].png**

**J’ai revu / compris / développé les notions de**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Milieu (ouvert ou fermé) |  |  |
| * Réaction à l’équilibre |  |  |
| * Réaction réversible |  |  |
|  |  |  |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Travail préparatoire |  |  |
| * Rédaction du protocole |  |  |
| * Tableau des résultats |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

Les facteurs nécessaires à l’équilibre d’une réaction chimique sont :

|  |
| --- |
|  |

|  |
| --- |
|  |

# Image associéeLaboratoire 4 : Principe de Le Châtelier

**Mise en situation :**

Plusieurs procédés industriels sont des réactions réversibles qui peuvent parvenir à l’équilibre. Le procédé Deacon, qui permet de produire du dichlore (Cl2), en est un exemple.

4 HCl(g) + O2(g) fleche 2 Cl2(g) + 2 H2O(g) + 117 kJ

Il est important d’empêcher que le système parvienne à l’équilibre car la production nette serait alors nulle. Il faut donc lui imposer certains paramètres pour que la réaction directe soit constamment favorisée. Les changements de la concentration des réactifs et des produits sont-ils des moyens efficaces pour favoriser la production de dichlore (Cl2)? Est-ce que contrôler la température pourrait être un moyen à considéré?

Pour répondre à cette question, une autre réaction chimique sera étudiée. Les ions colorés qu’elle implique facilitera l’étude de l’équilibre. En mélangeant une solution de thiocyanate de potassium (KSCN) et une solution de trinitrate de fer (Fe(NO3)3), on obtient un nouvel ion, dont la formation est décrite par l’équation ci-dessous:

Fe3+(aq) + SCN–(aq) fleche FeSCN2+(aq)  + énergie

Jaune Incolore Rouge

Pour en apprendre un peu plus, réalisez cette expérience qui vous permettra de déterminer l’effet qu’a un changement de concentration de l’un ou l’autre des réactifs sur l’état d’équilibre d’un système. Vous expérimenterez également l’impact d’un changement de température sur l’état d’équilibre d’une réaction chimique, exothermique dans ce cas-ci.

*L’observation du changement de couleur, par rapport au témoin, vous indiquera si la réaction directe ou inverse a été favorisée. Il est à noter que le hydrogénophosphate de disodium (Na2HPO4) réagit avec les ions Fe3+, causant ainsi une diminution de leur concentration.*

 **ButS**

**PARTIE A** Déterminer l’effet qu’a un changement de concentration d’un

réactif sur l’état d’équilibre d’une réaction chimique.

**PARTIE B** Déterminer l’effet qu’a un changement de température sur l’état

d’équilibre d’une réaction chimique exothermique.

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

1. Est-il important que la réaction soit à l’équilibre avant de modifier la concentration des réactifs ou la température du système ? Justifiez.

Oui, parce que si l’on veut observer dans quel sens se déplace la réaction, il nous faut attendre que la réaction soit à l’équilibre afin de voir l’impact des modifications.

1. Un témoin sert de référence. Dans la présente expérience, ce sera une solution dans laquelle les réactifs sont mélangés ensemble, sans aucun autre ajout de facteurs pouvant perturber son équilibre. Il s’agira donc ici du mélange réactionnel seul. Pourquoi est-il nécessaire de préparer un témoin pour cette expérience ?

Oui, parce que si l’on veut observer dans quel sens se déplace la réaction, il nous faut un point de comparaison, de référence.

1. Expliquez le principe de Le Châtelier.

Le principe le Châtelier indique que, si l’on modifie les conditions d’un système à l’équilibre, le système réagit de façon à s’opposer, en partie, aux changements qu’on lui impose jusqu’à ce qu’il atteigne un nouvel équilibre.

1. Émettez vos hypothèses pour chacune des modifications qui seront apportées à l’équilibre, sachant que la réaction dans le mélange réactionnel est la suivante,

**KSCN(aq)  + Fe(NO3)3(aq)** fleche  **FeSCN 2+(aq)  + K+ + 3 NO3-(aq) + énergie**

Incolore Jaune Rouge-brun

8,0 mL 1 goutte

(0,001 M) (0,2 M)

**Hypothèse**: Après l’ajout du KSCN(s), le mélange deviendra plus \_\_\_\_\_\_\_\_ que le témoin parce que\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Hypothèse**: Après l’ajout du Fe(NO3)3(s), le mélange deviendra plus \_\_\_\_\_\_\_\_ que le témoin parce que\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Hypothèse**: Après l’ajout du Na2HPO4(s), le mélange deviendra plus \_\_\_\_\_\_\_\_ que le témoin parce que\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Hypothèse**: Après avoir augmenté sa température, le mélange deviendra plus \_\_\_\_\_\_\_\_ que le témoin parce que\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Hypothèse**: Après avoir diminué sa température, le mélange deviendra plus \_\_\_\_\_\_\_\_ que le témoin parce que\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

*Veuillez prendre note que les manipulations visant à étudier l’effet de la température seront effectuées dans des éprouvettes, alors que celles affectant les quantités de réactifs se feront dans une plaque à godets en céramique.*

*Dans chacune des éprouvettes, un volume de 2 ml du mélange réactionnel sera suffisant. Quant à la plaque à godets, il est pratique de n’utiliser que 4 ou 5 gouttes de liquide par godet. Pour ce qui de l’ajout des réactifs, 2 cristaux suffiront pour les solides (KSCN(s) et NaHPO4(s)), alors que pour le réactif liquide (Fe(NO3)3(aq)), une seule goutte sera nécessaire.*

Témoin + KSCN(s) + Fe(NO3)3(aq)  + Na2HPO4(s)

Mélange réactionnel

KSCN + Fe(NO3)3  chaud froid T°pièce

**MATÉRIEL**

|  |  |
| --- | --- |
| • Fe(NO3)3(aq) 0,2 mol/L | • plaque chauffante |
| • KSCN(aq) 0,001 mol/L | • glaçons |
| • KSCN(s) | • spatule |
| • Na2HPO4(s) | • 1 cylindre gradué de 10 ml |
| • Plaque à godets en céramique | • 1 bécher de 50 ml |
| • 3 éprouvettes 16 x 100 mm  • Tige de verre | • 2 béchers de 250 ml  • 1 chronomètre |
| • 2 pipettes de transfert graduées |  |

**MANIPULATIONS**

*Rédigez les manipulations pour l’expérience, après avoir décrit comment préparer les réactifs manquants.*

Éviter que les solutions entrent en contact avec la peau. Rincer à grande eau si c’est le cas.

Les mélanges préparés lors de cette expérience devront être recueillis dans le bac à récupération prévu à cet effet.

**Préparation des réactifs manquants :**

I) Mélange réactionnel à l’équilibre

1- Mesurer, à l’aide d’un cylindre gradué de 10 ml, 8 ml de KSCN 0,001 mol/L .

2- Le verser dans un bécher de 50 ml.

3- Ajouter 1 goutte de Fe(NO3)3 0,2 molL et mélanger avec une tige de verre.

II) Préparation des bains (chaud et froid)

1. Remplir, environ à la moitié, deux béchers de 250 ml avec de l’eau du robinet.
2. Pour le bain froid, ajouter des glaçons dans l’eau d’un des béchers.
3. Placer le deuxième bécher sur une plaque chauffante et chauffer l’eau à intensité maximale pour 10 à 15 minutes, avant d’éteindre la plaque chauffante.

**Partie A : Influence de la concentration des réactifs sur l’état d’équilibre**

1. Identifier une rangée de godets de la plaque en porcelaine comme le schéma de la page 48.
2. À l’aide de la pipette de transfert, transférer quatre gouttes du mélange réactionnel à l’équilibre, dans chacun des godets d’une rangée de la plaque.
3. Noter la couleur du témoin dans le tableau des résultats.
4. Avec la spatule, prélever deux grains de KSCN(s) et les ajouter dans le godet correspondant.
5. Mélanger avec la tige de verre et noter la couleur dans le tableau des résultats.
6. Ajouter une goutte de Fe(NO3)3 0,2 mol/L dans le godet Fe(NO3)3.
7. Mélanger avec la tige de verre et noter la couleur dans le tableau des résultats.
8. Répéter les étapes 10 et 11 avec le Na2HPO4.

**Partie B : Influence d’un changement de température sur l’état d’équilibre**

**d’une réaction chimique exothermique.**

Note : Inclure un témoin à la température de la pièce.

1. À l’aide de la pipette de transfert graduée, mesurer 2 ml du mélange réactionnel à l’équilibre et le transférer dans une éprouvette.
2. Répéter l’étape 15 avec les deux autres éprouvettes.
3. Vérifier le bon fonctionnement du chronomètre et le mettre à zéro.
4. Placer une éprouvette dans le bain froid et une autre dans le bain chaud, puis démarrer le chronomètre.
5. Après 5 minutes, noter, dans un tableau des résultats, la couleur des solutions contenues dans les trois éprouvettes.
6. Vider le contenu de la plaque à godet, des éprouvettes et le restant du mélange réactionnel à l’équilibre dans le bac de récupération identifié KSCN.
7. Nettoyer, assécher et ranger le matériel.

**TABLEAUX DES RÉSULTATS**

Tableau 1 : Couleurs observées selon la substance ajoutée au mélange réactionnel à l’équilibre.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Témoin** | **+ KSCN** | **+ Fe(NO3)3** | **+ Na2HPO4** |
| Jaune- orangé | Brun rouge | Brun foncé | incolore |

Tableau 2 : Couleur du mélange réactionnel à diverses températures

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Témoin**  **(température pièce)** | **Froid** | **Chaud** |
| Jaune-orangé | Orange plus foncé | Jaune pâle |

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

1. Quelles observations vous permettent de conclure que le système de la réaction à l’équilibre a les conditions nécessaires pour atteindre l’équilibre ?

|  |
| --- |
| Il s’agit d’un système fermé, puisque la réaction étudiée ne fait intervenir que des ions en |
| solution aqueuse. Donc, il n’est pas nécessaire que le contenant soit fermé physiquement. |
| Les propriétés macroscopiques sont constantes. En effet, la couleur ne change pas, car toutes |
| les substances de la réaction sont présentes (réactifs et produits). Lorsqu’on ajoute un seul |
| des réactifs, des produits sont formés. On peut donc en conclure que l’autre réactif était déjà |
| présent dans la solution. |

1. Quelle réaction est favorisée par l’ajout Na2HPO4? Expliquez votre réponse en parlant des concentrations en ions Fe3+, SCN– et FeSCN2+.

La réaction inverse est favorisée. En effet, puisque le Na2HPO4 réagit avec les ions Fe3+, il cause une diminution de leur concentration, perturbant du même coup l’équilibre. Pour retrouver l’équilibre initial, le système cherchera à augmenter la concentrations des ions Fe3+, ce qui est possible lorsque les ions FeSCN2+ se dissocient en Fe3+ + SCN – lors de la réaction inverse. Ainsi, la concentration de FeSCN2+ diminuera, alors que celles des ions Fe3+ et SCN – augmenteront.

1. Quel est l’effet de l’augmentation de la concentration d’un réactif sur l’état d’équilibre? Expliquez votre réponse.

La réaction directe est favorisée. Le système vise à retrouver l’équilibre original en cherchant à faire disparaître l’ajout qui vient de lui être apporté (un réactif), en le faisant réagir avec les autres réactifs, et qui générera plus de produits.

1. Quel serait l’effet de l’augmentation de la concentration d’un produit sur l’état d’équilibre? Expliquez votre réponse.

|  |
| --- |
| La réaction inverse serait favorisée; cela devrait correspondre au résultat contraire à celui |
| d’une augmentation de la concentration d’un réactif. |

1. Quel est l’effet de la diminution de la température sur l’état d’équilibre d’une réaction exothermique? Expliquez votre réponse.

Le système cherchera à contrer la baisse de température en cherchant à l’augmenter. Donc, il y aura plus de produits et de chaleur dégagée. La réaction directe sera favorisée. Il faudrait refroidir constamment la réaction afin qu’empêcher une hausse de température.

1. Si la réaction étudiée avait été endothermique, est-ce qu’une diminution de température aurait eu le même effet celle décrite à la question précédente ? Expliquez votre réponse.

Non. Avec une réaction endothermique, une baisse de chaleur aurait favorisé la réaction inverse. Il y aurait donc eu augmentation des réactifs et diminution des produits. Le système chercherait à prendre la chaleur du milieu, il faudrait donc fournir de la chaleur au système.

**DISCUSSION**

L’objectif de ce laboratoire était dans un premier temps de déterminer l’effet qu’a un changement de concentration d’unréactif sur l’état d’équilibre d’une réaction chimique et dans un deuxième temps de déterminer l’effet d’un changement de température.

En théorie, le principe de Le Châtelier stipule qu’une augmentation de la concentration d’un réactif déplace l’équilibre de façon à s’opposer à ce changement, donc en favorisant la réaction directe. Dans le cas d’un changement de température, le principe de Le Châtelier nous dit qu’une augmentation de température favorisera la réaction directe dans le cas d’une réaction endothermique alors que la réaction inverse sera favorisée dans le cas de la réaction exothermique. Pour une diminution de température, ce sera exactement l’inverse qui se produira.

Dans la première partie de ce laboratoire, l’ajout de KSCN(aq) et de Fe(NO3)3(aq) ont augmenté la concentration de ceux-ci et donc favorisé la réaction directe comme en a témoigné la couleur plus foncée du mélange réactionnel. Ensuite, l’ajout de Na2HPO4(aq) a eu pour effet de diminuer la concentration des réactifs et donc de déplacer l’équilibre vers les réactifs, comme en témoigne l’aspect incolore du résultat.

Dans la deuxième partie du laboratoire, l’obtention d’une couleur plus foncée lors de la diminution de température du mélange et l’obtention d’une couleur jaune pâle lors de l’augmentation de température ont prouvé qu’on était en présence d’une réaction exothermique.

**CONCLUSION**

Lors de ce laboratoire, il nous a été possible de déterminer l’effet d’un changement de concentration et de température sur un état d’équilibre. Ainsi, lorsqu’on augmente la concentration des réactifs, la réaction directe est favorisée alors qu’une diminution de la concentration des réactifs favorisera la réaction inverse.

L’augmentation de température du système réactionnel aura pour effet de favoriser la réaction inverse d’une réaction exothermique, tandis que dans une réaction endothermique, la réaction directe sera favorisée.

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 4

**L’effet de la concentration et de la**

**température sur l’état d’équilibre**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Comprendre l’effet de la concentration et de la température sur l’équilibre des réactions. |

**C:\Users\u153743201\AppData\Local\Microsoft\Windows\INetCache\IE\REQRSXSV\you-154080_960_720[1].png**

**J’ai revu / compris / développé les notions de**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Influence de la : | OUI | NON |
| * Concentration du réactif |  |  |
| * Concentration du produit |  |  |
| * Température du réactif |  |  |
| * Température du produit |  |  |
|  |  |  |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Travail préparatoire |  |  |
| * Rédaction du protocole |  |  |
| * Tableau des résultats |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

Pour de favoriser la réaction directe, je vais  :

|  |
| --- |
|  |

|  |
| --- |
| Pour de favoriser la réaction inverse, je vais  : |

# Image associéeLaboratoire 5 : La détermination de la constante d’acidité (Ka)

**Mise en situation :**

Le vinaigre est connu depuis plus de 5000 ans. À l’époque de la Grèce antique, on diluait le vinaigre dans l’eau pour en faire une boisson désaltérante. On l’utilisait aussi pour assaisonner les plats et accompagner le pain. Plus tard, on s’est rendu compte qu’il prolongeait la conservation des aliments. Ce fut le début des marinades !

Avec le temps, la fabrication du vinaigre s’est raffinée. Aujourd’hui, on trouve sur le marché plusieurs types de vinaigres aux goûts et aux textures variés. Toutefois, tous les vinaigres ont une substance commune, l’acide acétique (CH3COOH), responsable de leur goût typique. En effet, le vinaigre est une solution diluée d’acide acétique dont le pH se situe normalement autour de 2,4. Peut-on trouver la constante d’acidité d’un acide à partir de sa concentration ou de son pH? Lorsqu’on compare un acide fort avec un acide faible, pour une même concentration, lequel aura un pH plus acide?

Réalisez cette expérience pour en apprendre un peu plus.

 **Buts :**

Déterminer la constante d’acidité d’un acide faible.

Comparer le pH d’un acide faible et d’un acide fort.

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

1. Quelles sont les variables dépendantes et indépendantes de ce laboratoire? Quels sont les paramètres constants?

*Variable indépendante : La concentration en acide.*

*Variable dépendante : le pH.*

Paramètres constants : La constante d’acidité, le volume de la solution d’acide et la température.

1. Sachant que vous disposez d’une solution d’acide acétique 1,0 mol/L, comment prépareriez-vous 50 ml de solution d’acide acétique à 0,1 mol/L. Expliquez à l’aide de calculs.

C1 = 1,0 mol/L

C2 = 0,1 mol/L C1V1 = C2V2

V1 = ? ml 1,0 mol/L • V1 = 0,1mol/L • 50 ml

V2 = 50 ml V1 = 5 ml

Ainsi, 5 ml d’acide acétique à 1,0 mol/L seront nécessaires pour préparer 50 ml d’acide acétique à 0,1 mol/L.

1. Vous disposerez alors d’une solution d’acide acétique 1,0 mol/L et d’une de 0,1 mol/L. Expliquez, à l’aide de calculs, deux façons différentes de préparer 100 ml d’acide acétique à 0,01 mol/L.

À partir de la solution de CH3COOH 1,0 mol/L

C1 = 1,0 mol/L C1V1 = C2V2

C2 = 0,01 mol/L 1,0 mol/L • V1 = 0,01 mol/L • 100 ml

V1 = ? ml V1 = 1 ml

V2 = 100 ml

Seulement 1 ml d’acide acétique à 1,0 mol/L seront nécessaires pour préparer 100 ml d’acide acétique à 0,01 mol/L.

À partir de la solution de CH3COOH 0,1 mol/L

C1 = 0,1 mol/L C1V1 = C2V2

C2 = 0,01 mol/L 0,1 mol/L • V1= 0,01 mol/L • 100 ml

V1 = ? ml V1 = 10 ml

V2 = 100 ml

Il faudra 10 ml de CH3COOH à 0,1 mol/L pour préparer 100 ml de CH3COOH à 0,01 mol/L.

1. Selon vous, comment varieront la constante d’acidité et le pH selon la concentration de l’acide? Expliquez votre raisonnement et posez vos hypothèses.

Réponses variées, il s’agit d’hypothèse.

Plus la concentration d’une solution acide est élevée (concentration en ions H+ élevée), plus le pH est bas. Le Ka nous indique le niveau de dissociation de l’acide, il dépend de la nature de l’acide et non du pH.

**Hypothèse**: Plus un acide est concentré, plus le pH sera \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ parce que \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Hypothèse**: La constante d’acidité \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ du pH d’un acide donné parce que \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Hypothèse**: La constante d’acidité du HCl sera \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ celle du CH3COOH parce que \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

*Le pH d’une solution peut être mesuré à l’aide d’une bande de papier pH. Il suffit de la tremper dans la solution puis de comparer la couleur du papier mouillé avec l’échelle colorimétrique de référence. Pour une plus grande précision, des languettes de papier pH ayant une échelle de référence pour chaque 0,5 unité de pH seront utilisées ici. Ces languettes étant plutôt rigides, une couleur plus uniforme est obtenue en déposant une goutte d’acide directement sur le papier pH, en se plaçant au-dessus de la plaque à godets.*

1,0 M 0,1 M 0,01 M

CH3COOH

Hydrion pH 0.0-6.0

0.0 0.5 1.0 1.5 2.0 2.5

HCl 3.0 3.5 4.0 4.5 5.0 5.5 6.0

**matériel**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| • CH3COOH 1,0 mol/L | | | • papier pH (0,0 à 6,0) | |
| • CH3COOH 0,1 mol/L | | | • Échelle de référence pour pH | |
| • HCl 0,01 mol/L | | | • Plaque à godets | |
| • Flacon laveur d’eau distillée | | | • Fiole jaugée de 100 ml | |
| • 3 pipettes de transfert graduées | | | • Cylindre gradué de 10 ml | |
| • (1 pipette graduée de 1 ml) \* | | | • (1 poire à pipette) \* | |
|  |  | |

**MANIULATIONS**

*Après avoir décrit comment préparer les réactifs manquants, rédigez les manipulations pour déterminer le pH des différents acides à tester.*

Attention, toutes les manipulations d’acide nécessitent le port de lunettes de sécurité.

Toujours mettre de l’eau AVANT d’ajouter de l’acide.

Rappel : ‘’Acide dans l’eau, BRAVO! … Eau dans acide = SUICIDE!’’

**Préparation du réactif manquant :**

Solution de CH3COOH à 0,01mol/L

1. Remplir la moitié de la fiole jaugée de 100 ml avec de l’eau distillée.
2. Mesurer 10,0 ml de CH3COOH 0,1 mol/L dans le cylindre gradué de 10 ml.
3. Verser le CH3COOH dans la fiole jaugée de 100 ml.
4. Mélanger délicatement la fiole jaugée.
5. Compléter au trait de jauge avec de l’eau distillée.
6. Fermer la fiole jaugée avec son bouchon.
7. Bien agiter la fiole jaugée pour homogénéiser le mélange.

\* Veuillez prendre note que l’étape 2, peut être remplacée par la suivante : Mesurer 1,0 ml de CH3COOH 1,0 mol/L avec la pipette de graduée de 1,0 ml. Il faut s’assurer d’avoir bien conditionner la pipette deux fois avec de l’eau distillée et deux fois avec du CH3COOH).

**Mesure du pH.**

1. Identifier une plaque à godets comme dans le schéma de la page 59.
2. Placer une languette de papier pH dans les quatre godets identifiés.
3. Déposer une goutte de CH3COOH 1,0 mol/L sur la languette correspondante.
4. Comparer la couleur de la bandelette mouillée aux couleurs de l’échelle de référence.
5. Noter la valeur numérique associée à la couleur dans un tableau des résultats.
6. Répéter les étapes 3 à 5 pour les solutions de CH3COOH 0,1 mol/L et 0,01 mol/L ainsi que pour le HCl 0,01 mol/L.
7. Nettoyer, assécher et ranger le matériel.

**TABLEAU DES RÉSULTATS**

Tableau 1 : Mesure du pH de différents acides.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Acide** | **Concentration**  **(mol/L)** | **pH**  **(± 0,3)\*\*** |
| CH3COOH | 1,0 | 2,5 |
| 0,1 | 3,0 |
| 0,01 | 3,5 |
| HCl | 0,01 | 2,0 |

\*\* L’échelle de couleur donne une valeur (couleur) pour chaque 0,5 unité de pH. L’incertitude absolue étant la moitié de la plus petite graduation, on obtient une valeur de ± 0,25 qui, arrondi à un chiffre significatif, devient ± 0,3.

**\*\*\*** Pour cette étape, ne pas pénaliser un adulte qui a inscrit des couleurs.

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

*Élaborez un tableau qui vous permettra d’établir le Ka pour les différentes concentrations de CH3COOH étudiées. Dans un second tableau vous comparerez le Ka du CH3COOH avec celui du HCl. N’oubliez pas vos exemples de calculs !*

Tableau 2 : Ka pour le CH3COOH à diverses concentrations

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Concentration initiale de CH3COOH**  **(mol/L)** | **pH mesuré**  **(± 0,3)** | **Concentration à l’équilibre**  **(mol/L)** | | **Ka** |
| **H+** | **CH3COO-** |
| 1,0 | 2,5 | 3,2 X10-3 | 3,2 X10-3 | 1,0 X10-5 |
| 0,1 | 3,0 | 1,0 X 10-3 | 1,0 X 10-3 | 1,0 X10-5 |
| 0,01 | 3,5 | 3,2 X10-4 | 3,2 X10-4 | 1,0 X10-5 |

3,2 X10-3

Comme l’équation est CH3COOH CH3COO-  + H+ , la concentration de CH3COO-  et de H+ est donc la même.

Ka = = 1,0 x 10-5

**DISCUSSION**

A titre informatif, le Ka théorique du CH3COOH est de 1,8 X 10-5.

Le but de ce laboratoire était de découvrir la relation qui existe entre la constante d’acidité, le pH et la concentration en acide d’une solution.

En théorie, on obtient la constante d’acidité du CH3COOH par la relation suivante :

Le pH, pour sa part, est obtenu par la relation suivante :

pH = - log [H+]

La concentration d’un acide en solution est calculée ainsi :

Lors de cette expérience, nous avons mesuré le pH de 3 concentrations d’un acide faible (le CH3COOH) ainsi que celui d’un acide fort (le HCl). À partir de ces mesures, nous avons été en mesure de calculer la constante d’acidité ka.

Nous avons constaté comme prévu dans l’hypothèse que plus la concentration de l’acide est élevée, plus le pH est bas (acide) et qu’un acide fort a un pH plus bas (plus acide) qu’un acide faible.

Pour des concentrations de CH3COOH de 1 M; 0,1 M et 0,01 M, nous avons obtenu des pH respectifs de 2,5; 3,0 et 3,5.

Pour ces trois concentrations, nous avons obtenu un ka de 1,0 X10-5. Si on calcule l’erreur relative par rapport à la valeur théorique, on obtient :

La marge d’erreur relative est donc très grande, mais elle s’explique par l’imprécision des papiers pH (± 0,3).

À concentration égale (0,01 M), nous avons en effet constaté que le pH du CH3COOH était de 3,5 alors que celui du HCl était de 2,0.

On pourrait améliorer l’expérience en utilisant un pH-mètre. Une autre source d’erreur pourrait être la température ambiante de la pièce, les constantes d’acidité étant données pour une température de 25ºC.

**CONCLUSION**

Lors de ce laboratoire, il nous a été possible de calculer un ka de 1,0 x 10-5 pour CH3COOH. Cette valeur est assez imprécise puisque l’erreur relative est de 44,4%. L’utilisation d’un pH-mètre améliorerait probablement nos résultats. Nous avons également pu constater que plus l’acide est concentré, plus sa valeur de pH est basse. Pour le CH3COOH, nous avons obtenu une différence de pH de 0,5 pour chaque dilution au dixième de concentration.

Enfin, on obtiendra un pH plus bas pour un acide fort à la même concentration qu’un acide faible. Dans le cas du HCl, la valeur du pH a été de 1,5 plus basse que le CH3COOH à la même concentration (3,5 vs 2,0).

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 5

**Détermination de la constante d’acidité (Ka)**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Comprendre la relation entre la constante d’acidité et le pH d’un acide. |
|  |  |

**C:\Users\u153743201\AppData\Local\Microsoft\Windows\INetCache\IE\REQRSXSV\you-154080_960_720[1].png**

**J’ai revu / compris / développé les notions de**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Concentration de l’acide |  |  |
| * pH |  |  |
| * Constante d’acidité |  |  |
|  |  |  |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Travail préparatoire |  |  |
| * Rédaction du protocole |  |  |
| * Tableau des résultats |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

Relation entre la constante d’acidité et pH  :

|  |
| --- |
|  |

|  |
| --- |
| Relation entre la constante d’acidité et la concentration en acide  : |

# 

# ANNEXES CHIMIE

## LISTE DU MATÉRIEL DISPONIBLE POUR LES LABORATOIRES DE CHIMIE

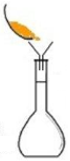
|  |  |
| --- | --- |
| **MATÉRIEL DANS LE TIROIR ‘’CHI’’** | **QUANTITÉ** |
| Bécher 50 ml | 1 |
| Bécher 100 ml | 2 |
| Bécher 250 ml | 2 |
| Bécher 600 ml | 1 |
| Pipette de transfert en plastique, pour l’**eau distillée** | 3 |
| Compte-gouttes gradué (en verre) | 1 |
| Cylindre gradué 10 ml | 1 |
| Cylindre gradué 25 ml | 1 |
| Cylindre gradué 50 ml | 1 |
| Cylindre gradué 100 ml | 1 |
| Entonnoir à filtration | 1 |
| Erlenmeyer (fiole conique) 250 ml | 1 |
| Fiole jaugée 25 ml | 1 |
| Fiole jaugée 50 ml | 1 |
| Fiole jaugée 100 ml | 1 |
| Pince de plastique | 1 |
| Pipette de transfert en plastique, pour l’**eau distillée** | 3 |
| Pipette graduée de 1 ml | 1 |
| Pipette graduée de 5 ml | 1 |
| Poire à pipette | 1 |
| Spatule | 1 |
| Thermomètre | 2 |
| Tige d’agitation de verre | 1 |
| Marqueur non permanent | 1 |

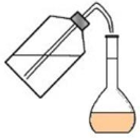
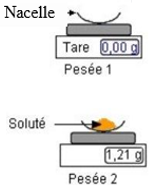
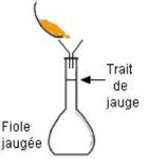
|  |  |
| --- | --- |
| **MATÉRIEL COMPLÉMENTAIRE** | **LOCALISATION** |
| Balance électronique | Commun |
| Chronomètre | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Flacon laveur d’eau distillée | Armoire commune |
| Pince à bécher | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Pince à éprouvettes | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Pinces universelles | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Plaque chauffante | Armoire commune |
| Règle | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Support à éprouvettes | Armoire commune |
| Support universel | Armoire commune |
| Lunettes de protection | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Sarrau | A l’entrée |

|  |  |
| --- | --- |
| **MATÉRIEL SPÉCIFIQUE À CHAQUE LABORAOIRE** | **PANIER** |
| Bouchons | Les quantités fournies sont adaptées à chaque expérience |
| Bouteilles de 700 ml avec leur bouchon vissable |
| Éprouvettes |
| Nacelles de pesée pour chaque soluté |
| Pipettes de transfert graduée pour chaque solution |
| Plaques (à godets/à titrage) |
| Solutés requis |
| Solvants requis |
| Solutions (certaines; spécifiées) |

## COMMENT EFFECTUER UNE DISSOLUTION

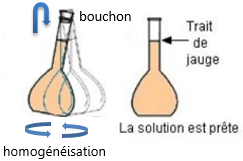




Flacon laveur d’eau distillée



**Concentration en mol/L**

1) Calculer le nombre de moles (n) de soluté contenues dans le volume de solution à préparer :

2) Calculer la masse (m) correspondante au nombre de moles calculé. Puisque ,

où **C**= concentration molaire de la solution (en mol/L)

**n** =nombre de moles de soluté (en mol)

**V**= volume de la solution (en L)

**M**= mass molaire du soluté (en g/mol)

**m** =masse de soluté dissout (en g)

**Concentration en g/L**

où **C**= concentration molaire de la solution (en g/L)

## COMMENT EFFECTUER UNE DILUTION

****

**Dilution**

Eau distillée (H2O)

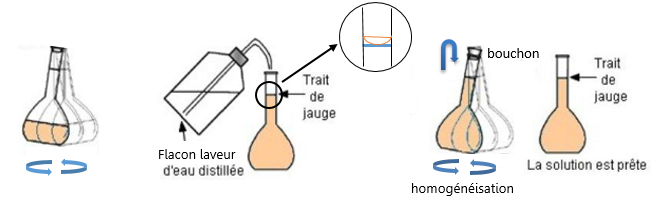
**Une image contenant objet

Description générée avec un niveau de confiance élevé**

****

V1

d’eau distillée



**C1V1= C2V2**

où **C1** = concentration de la solution initiale

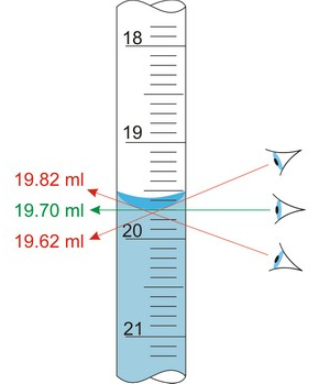
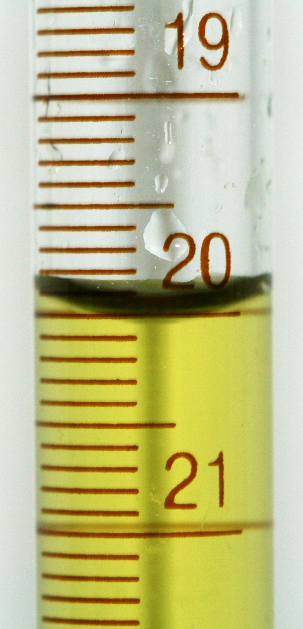
**V1** = volume de la solution initiale

**C2** = concentration de la solution à préparer

**V2** = volume de la solution à préparer

où = volume d’eau distillée nécessaire

## Comment lire un volume

Creux du ménisque

Erreur de parallaxe

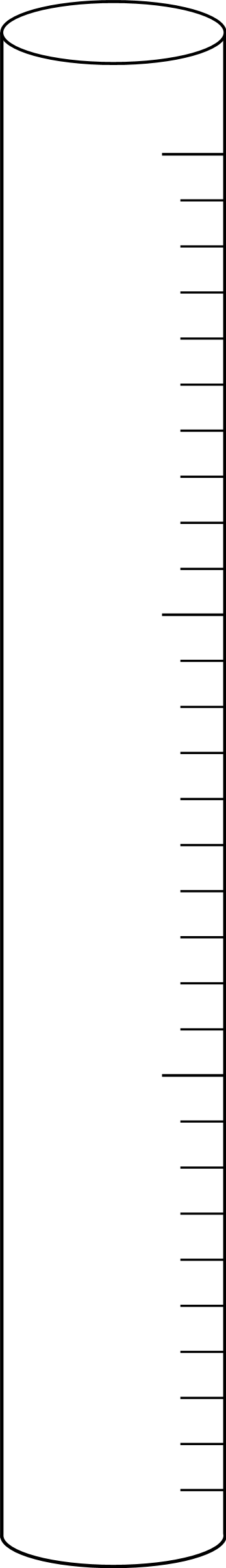
Erreur de parallaxe

**Bonne position**

## Incertitudes sur les mesures

**AU LABORATOIRE**

ml



5,0

10,0

15,0

Avant même de noter une mesure, il faut d’abord figurer la valeur d’une graduation

(division) de l’**instrument de mesure gradué** utilisé. Sur le cylindre gradué suivant,

5 ml / 10 divisions = 0,5 ml/division

L’incertitude absolue sur une mesure équivaut à la **moitié de la plus petite division**

de l’instrument de mesure gradué. Elle est propre à chaque instrument, selon la façon

dont il est gradué.

0,5 ml / 2 = 0,25 ml

Cependant, l’incertitude ne peut comporter plus d’un chiffre significatif. Il sera donc parfois nécessaire d’arrondir la valeur de l’incertitude calculée, et ce, toujours à la hausse.

± 0,25 ml devient : ± 0,**3** ml.

Cas particulier :

Pour les instruments de mesure à **affichage numérique**, l’incertitude correspond à la plus

petite valeur que l’instrument affiche. Ainsi, pour une balance électronique qui lit aux 0,01 g,

l’incertitude sera de ± 0,01 g.

Il ne reste plus qu’à lire la mesure sur l’instrument, et à présenter la valeur avec son incertitude. Il faudra possiblement faire un dernier ajustement des valeurs ici en ‘’accordant’’ la mesure avec l’incertitude. Pour ce faire, il suffit de s’assurer que le dernier chiffre significatif de la mesure corresponde au même rang que le chiffre significatif de l’incertitude. La mesure sur le cylindre gradué schématisé s’écrira donc 10,**8** ml ± 0,3 ml puisque :

10,75 ml ± 0,3 ml devient  10,**8** ml ± 0,3 ml

En résumé :

**Détermination de l’incertitude sur une mesure:**

1- Figurer la valeur de la plus petite division de l’instrument de mesure utilisé.

2- Diviser cette valeur par 2.

3- Arrondir (à la hausse) cette valeur, à un seul chiffre significatif.

**Présentation d’une mesure:**

4- Lire la mesure sur l’instrument.

5- ’’Accorder’’ la mesure avec son incertitude et les inscrire au tableau des résultats.

**PROPAGATION DE L’INCERTITUDE**

Lorsque des mesures sont additionnées ou soustraites, leurs incertitudes s’additionnent. Les mêmes règles, quant à la présentation des incertitudes et des mesures (décrites plus haut), s’appliquent encore.

Exemple :

Lors d’une neutralisation de 25 ml d’acide inconnu, les volumes suivants de NaOH ont été lus sur la burette:

Vi = 16,35 ml ± 0,05 ml et Vf = 34,60 ml ± 0,05 ml,

Le volume de NaOH utilisé pour neutraliser l’acide est de :

Vf - Vi = (34,60 ml ± 0,05 ml) – (16,35 ml ± 0,05 ml)

= (34,60 ml – 16,35 ml) ± (0,05 ml **+** 0,05 ml)

= 18,25 ml ± 0,10 ml deviendra

= 18,**3** ml ± 0,**1** ml

## COMMENT RÉDIGER UN RAPPORT DE LABORATOIRE

Adaptation du site : http://sites.cssmi.qc.ca/pdm/IMG/pdf/modele\_rapport\_labo.pdf

Un rapport de laboratoire permet de répondre à un but à l’aide de preuves scientifiques. Il doit pouvoir être refait de la même façon par une autre personne et celle-ci doit arriver à la même conclusion. Pour ce faire, le rapport doit être bien détaillé, surtout le protocole, un peu comme une recette culinaire.

**But**

✔ L’action à faire, le problème à résoudre (cette phrase débute par un verbe d’action à l’infinitif comme trouver, déterminer, comparer, … ou encore par « je dois »).

**Hypothèse**

✔ Réponse provisoire qui tente de répondre au but (je crois que…).

✔ Suivi d’une justification logique (parce que…).

✔ Avec la méthode employée pour répondre au but, la tâche à exécuter (en faisant …).

**MATÉRIEL**

✔ Inscrire tout le matériel et les réactifs utilisés et les présenter en colonne (comme une liste d’épicerie) avec des tirets devant chaque item.

✔ Avec la nature et les quantités (ex : 2 cylindres).

✔ Avec le format s’il y a lieu (ex : 2 cylindres de 50 mL)

✔ Avec la formule chimique, la phase et la concentration des réactifs

(ex : NaOH(aq) 2 M).

**SCHÉMA DU MONTAGE**

✔ Identifier directement sur le schéma le matériel et les variables qui sont les quantités mesurées ou calculées à l'aide de lignes de renvoi. Ces lignes de renvoi doivent être idéalement placées à droite du schéma. Donner un titre et le placer sous le schéma.

**MANIPULATIONS (ou protocole)**

✔ Toutes les étapes à suivre pour réaliser l’expérience sont présentes avec les mesures de sécurité à prendre s'il y a lieu.

Faire comme si tout le matériel était devant toi, sur la table.

✔ Décrire les étapes en ordre chronologique et numérotées.

✔ Décrire par une phrase simple qui comporte une action (verbe à l’infinitif).

✔ L’observation à noter est précisée (noter une couleur, une masse, …). Ne pas inscrire « noter les résultats » car c'est trop vague.

✔ Tout le matériel inscrit dans la liste a été nommé, utilisé dans le protocole (ex : noter la masse à l’aide d’une balance). Il n'est pas cohérent d'avoir du matériel inutilisé.

✔ Exprimer les quantités des réactifs utilisés en tenant compte de l'incertitude des instruments.

✔ Préciser la concentration et la quantité des réactifs s'il y a lieu.

✔ Utiliser le verbe « mesurer » lorsqu'un instrument de mesure est utilisé. Ex : Mesurer 25,0 mL avec le cylindre gradué, plutôt que : ~~Verser~~ 25,0 mL dans le cylindre gradué ou trouver le pH avec le pH mètre ou la température avec le thermomètre.

✔ Une phrase qui débute par mesurer comporte 3 éléments : quoi, avec quoi et la capacité de l'instrument. Ex : Mesurer 20,0 mL de solution avec le cylindre gradué de 25,0 mL.

✔ S'il y a lieu, être le plus précis possible pour décrire la mesure faite et écrire sa variable. Ex : Mesurer la température initiale (Ti) avec le thermomètre. / Observer s'il y a effervescence au cours de la réaction chimique. /Agiter avec la tige de verre jusqu'à dissolution complète. / Observer la couleur prise par le papier tournesol bleu dans cette solution.

✔ Prévoir un témoin s'il y a lieu (ex: pH 7 lors d'une neutralisation).

✔ Les étapes sont simplifiées, sans répétition excessive. Indiquer les numéros des étapes qui doivent être refaites par d'autres substances (ex: refaire les étapes 1 à 10 avec de l'huile).

✔ À la fin, le matériel est rangé de façon sécuritaire et le poste de travail nettoyé.

✔ Ne pas écrire « faire un tableau des résultats » ou « faire les calculs » car ce ne sont pas des manipulations; ces étapes se font plus tard dans le rapport de laboratoire.

**Tableau des résultats**

✔ Titre explicatif contenant 2 variables (ex: La température en fonction du temps de chauffage). Utilise le nom des colonnes (ou rangées) pour t'aider à faire le titre.

✔ Tout est dans un cadre avec des colonnes et des rangées bien identifiées.

✔ Le tableau contient seulement des observations (ce que tu as vu lors de l’expérience), pas de calcul. Il doit inclure tous les chiffres qui serviront à faire un éventuel calcul.

✔ Les unités de mesure sont indiquées une fois dans le titre de la colonne et une légende est écrite sous le tableau s’il y a lieu. Les incertitudes des instruments sont indiquées également dans le titre de la colonne, à moins que celle-ci ne change d’une mesure à l’autre (voir : propagation d’incertitude).

✔ Une même expérience doit être refaite au moins 2 fois pour s'assurer d'avoir un résultat représentatif.

**Analyse (traitement de l’information)**

✔ Calculs détaillés (comme une moyenne, un taux de variation) avec la formule utilisée, les unités de mesure, … S'il y a plusieurs fois le même calcul, on le fait au complet une seule fois et on indique seulement les résultats pour les autres calculs.

✔ Donner un titre à chaque étape des calculs. Ex : Variation de température

✔ Écrire la formule utilisée.

✔ Construction d’un graphique si nécessaire

* + Doit être faits avec Excel (à moins d'avis contraire).
  + Donner un titre, identifier les axes, placer les unités entre parenthèses.
  + Utiliser la fonction « nuage de points » pour faire le graphique. Ne jamais couper les axes : le point (0,0) doit y être.
  + Utiliser la régression linéaire pour relier les points et afficher l'équation.

✔ Répondre aux questions présentées dans le document

**Discussion**

✔ Faire un retour avec le but

✔ Faire un lien avec vos hypothèses

✔ Faire référence aux lois ou principes scientifiques en cause

✔ Comparer les résultats avec les valeurs théoriques si possible

✔ Appuyer ses justifications avec les valeurs mesurées. Ex : Quelle substance a la plus grande capacité thermique massique ? La substance X s'est réchauffée plus rapidement que la substance Y, car sa température est passée de 20,0ºC à 34,0 ºC comparativement à 20,0 ºC à 28,0 ºC pour le même intervalle de temps... (par la suite, faire le lien entre la variation de température et la capacité thermique massique).

✔ S'il y a lieu, discuter du pourcentage d'écart entre les valeurs théoriques et expérimentales.

✔ Énumérer les sources d’erreurs (incertitude due aux instruments, erreurs de parallaxe dans la mesure des lectures ou toute autre cause ayant pu affecter les données)

Ex : Le matériel peut avoir contaminé la solution-mère. La concentration initiale est erronée, ce qui a un impact sur la solution diluée et sur la mesure du pH. Avoir un cylindre gradué pour chaque réaction.

✔ Des questions que l’on se pose suite au laboratoire

✔ Généraliser les résultats

✔ Évaluer si les résultats peuvent s’étendre à d’autres cas

**Conclusion**

✔ Faire un retour sur l’hypothèse (ex: J'avais raison ou tort car...).

✔ Proposer des améliorations sur cette expérience pour une prochaine fois (au niveau du matériel proposé ou de la méthode employée).

✔ Faire un lien avec la mise en situation