



Commission scolaire
des Grandes-Seigneuries

CHIMIE

CHI-5062
Cinétique et équilibre chimique

Cahier de laboratoires

31 octobre 2018

DOCUMENT PRÉPARÉ PAR Isabelle Girard et Justin Béchar, Fga de la CSDGS et inspiré du document de Johanne Pellerin et Marie-andrée Houde, de la CSMV, et des laboratoires de OPTION SCIENCE chimie (ERPI) et de la SOFAD.

Table des matières

Laboratoire 1 : Facteurs qui influencent la vitesse de réaction	3
Laboratoire 2 - L'équilibre : La réaction réversible	13
Laboratoire 3 : Principe de Le Châtelier.....	22
Laboratoire 4 : Constante de dissociation d'un acide (Ka).....	33
ANNEXES.....	42



Laboratoire 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 ($\text{CaCO}_{3(s)}$) 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.

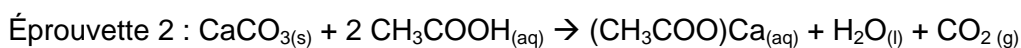
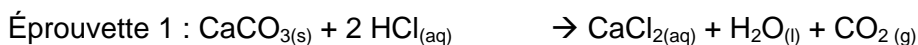
Veillez noter que pour chacune des réactions chimiques, un seul morceau de craie de 3 à 5 mm de long et environ 2 ml d'acide sont suffisants. La concentration d'acide utilisée sera de 1 mol/L (1M), sauf lorsque ce facteur sera étudié.

1. Établissez d'abord une liste des facteurs qui peuvent influencer la vitesse de réaction et tentez de trouver quels sont ceux qui seront étudiés au cours de ces expériences.

- _____
- _____
- _____
- _____
- _____

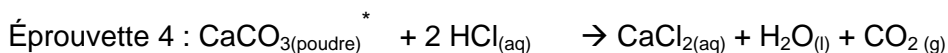
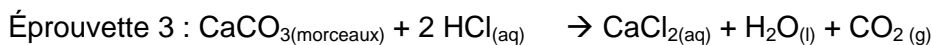
2. Pour la présente section, faites un résumé des réactions qui seront effectuées en indiquant les termes manquants (le facteur étudié ainsi que les quantités à employer).

ÉTAPE 1: INFLUENCE DE _____ SUR LA VITESSE DE RÉACTION



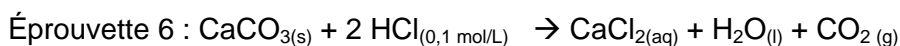
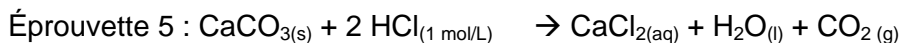
Hypothèse : La réaction dans l'éprouvette # _____ sera la plus rapide

ÉTAPE 2: INFLUENCE DE _____ SUR LA VITESSE DE RÉACTION



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

Hypothèse : La réaction dans l'éprouvette # _____ sera la plus rapide.

ÉTAPE 3 : INFLUENCE DE _____ SUR LA VITESSE DE RÉACTION

Hypothèse : La réaction dans l'éprouvette # _____ sera la plus rapide
--

ÉTAPE 4 : INFLUENCE DE _____ SUR LA VITESSE DE RÉACTION

Hypothèse : La réaction dans l'éprouvette # _____ sera la plus rapide
--

3. Complétez le tableau suivant en identifiant les paramètres constants et la variable pour chacune des étapes.

Étape	Paramètres constants	Variable
1		
2		
3		
4		

MATÉRIEL

- Lunettes de sécurité, sarrau et gants
- 6 éprouvettes de 25x150mm
- Support à éprouvettes
- Au moins 50 mL HCl 0,1 M
- Au moins 50 mL HCl 1,0 M
- Au moins 50 mL CH₃COOH 1,0 M
- Carbonate de calcium (craie)
- Nacelle de pesée
- Balance
- Cylindre gradué de 10 mL
- Mortier et pilon pour écraser la craie

MANIPULATIONS**Fabrication des échantillons de craie**

*** Attention, ici, chaque échantillon devra peser le même poids (0,5 g). Soyez vigilants!

1. Mettre une craie complète en poudre fine à l'aide du _____.
2. À l'aide de la balance électronique et de nacelles de pesée, diviser cette poudre en _____ échantillons identiques qui seront utilisées dans les étapes ____ et ____.
3. Mettre en gros morceaux une craie complète à l'aide du _____.
4. À l'aide de la balance électronique et de nacelles de pesée, diviser ces morceaux en _____ échantillons identiques qui seront utilisés dans les étapes ____ et ____.
5. Identifier les éprouvettes de 1 à 6 en fonction de ce qu'elles contiendront.

Étape 1**Influence de la nature des réactifs sur la vitesse de réaction**

*** Attention, toutes les manipulations d'acide nécessitent le port de gants et de lunettes de sécurité.

1. À l'aide d'un cylindre gradué, mesurer environ 10mL de HCl (1M) et le verser dans l'éprouvette #1 préalablement identifiée.
2. À l'aide d'un cylindre gradué, mesurer environ 10mL de HCH_3COO (1M) et le verser dans l'éprouvette #2 préalablement identifiée.
3. En même temps, verser un échantillon de _____ en _____ dans les éprouvettes 1 et 2.
4. Noter le résultat dans le tableau des résultats.

Étape 2

Influence de _____ sur la vitesse de réaction

Étape 3

Influence de _____ sur la vitesse de réaction

Étape 4

Influence de _____ sur la vitesse de réaction

1. Avant d'aller plus loin, vider et nettoyer 2 éprouvettes au choix (par exemple la #1 et la #2). Une fois identifiées #7 et #8, ces éprouvettes serviront pour l'étape 4.
2. Mettre environ 50 mL d'eau chaude dans un bécher de 250 mL.
3. À l'aide d'un cylindre gradué, mesurer environ 10mL de HCl (1M) dans l'éprouvette #7 et la **déposer** (pas la vider!) dans le bécher d'eau chaude afin de **réchauffer** l'éprouvette.
4. Prendre le HCl 1M au frigo et, à l'aide d'un cylindre gradué, mesurer environ 10mL dans l'éprouvette #8.
5. En même temps, verser un échantillon de _____ en _____ dans les éprouvettes 1 et 2.
6. Noter le résultat dans le tableau des résultats.
7. Vider le contenu des éprouvettes au lavabo.
8. Nettoyer et ranger le matériel.

TABLEAU DES RÉSULTATS

ANALYSE (TRAITEMENT DE L'INFORMATION)

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

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

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

DISCUSSION

Rédigez vous-même votre discussion.

Voici quelques idées pour vous orienter.

- Via le but, nommez les facteurs qui influencent la vitesse de réaction.
- À partir de vos résultats, discutez de l'influence des quatre facteurs sur la vitesse de réaction. Faites un lien avec vos prédictions.
- Y a-t-il des limites à l'expérience? Des sources d'erreur?

CONCLUSION



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.



J'ai revu / compris / développé les notions de

Influence de la :	OUI	NON
• Nature du réactif	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Surface de contact	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Concentration	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Température	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>



J'ai répondu aux différentes sections

	OUI	NON
• Travail préparatoire	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Rédaction du protocole	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Tableau des résultats	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Discussion	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Conclusion	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>



Je consolide...

Les facteurs qui influencent la vitesse de réaction sont :



Laboratoire 2 - L'équilibre : La réaction réversible

(Réaction chimique entre le $\text{CaCl}_{2(aq)}$ et le $\text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)}$)

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 vivre 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 comment distinguer un système à l'équilibre d'un autre qui ne l'est pas ?

BUTS



Reconnaître une réaction réversible.

TRAVAIL PRÉPARATOIRE

Dans le domaine de la chimie, la notion d'équilibre chimique est un enjeu très important tant au niveau du développement des nouvelles connaissances qu'au niveau des applications technologiques et industrielles.

1. Sauriez-vous reconnaître une réaction chimique à l'équilibre? Faites tout d'abord une liste des conditions nécessaires afin qu'une réaction soit considérée comme étant à l'équilibre.

- _____
- _____
- _____
- _____
- _____

2. Dans la réaction de ce laboratoire, comment s'assure-t-on que le système est fermé ?

MATÉRIEL

- Bac de plastique
- 4 éprouvettes 16mm x 150mm
- 6 éprouvettes 13mm x 100mm
- 2 cylindres gradués de 10mL
- 1 cylindre gradué de 50mL
- 1 bécher de 50mL
- 1 bécher de 150mL
- 2 entonnoirs
- 2 papiers filtres
- 2 tiges de verre
- 1 balance O-Haus 310
- 1 plat de pesée
- 1 agitateur magnétique avec plaque
- Solution de $\text{CaCl}_{2(aq)}$ 0,5M
- Solution de $\text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)}$ 0,5M
- Solution de $\text{NaCl}_{(aq)}$ 2M
- Solution de traceurs $\text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(aq)}$ et $\text{Na}_2\text{CO}_{3(aq)}$ dans compte-goutte
- $\text{CaSO}_{4(s)}$

MANIPULATIONS

Étape 1 : Reconnaître la réaction des traceurs



*** Attention, toutes ces manipulations se font dans les petites éprouvettes de 13mm x 100mm. Identifiez-les préalablement à l'aide du protocole ci-dessous.

1. Mettre quelques gouttes de solution de Na_2SO_4 dans deux petites éprouvettes identifiées.
2. Mettre quelques gouttes de solution de CaCl_2 dans deux autres éprouvettes identifiées.
3. Mettre quelques gouttes de solution de NaCl 2M dans deux autres éprouvettes identifiées.
4. Noter dans le tableau 1 des résultats l'apparence de chacune des solutions.
5. Pour chaque solution, ajouter dans une des deux éprouvettes quelques gouttes du traceur $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ et dans la deuxième éprouvette, quelques gouttes du traceur Na_2CO_3 .
6. Noter dans le tableau des résultats la réaction aux deux traceurs.

Étape 2 : Réaction chimique entre le $\text{CaCl}_{2(\text{aq})}$ et le $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$

1. Mesurer 5 mL de solution de Na_2SO_4 à l'aide d'un cylindre gradué de 10mL. Verser dans le bécher de 50mL.
2. Mesurer 5 mL de solution de CaCl_2 à l'aide d'un autre cylindre gradué de 10mL. Ajouter au bécher précédent.
3. Agiter avec une tige de verre.
4. Filtrer et diviser le surnageant en 2 éprouvettes 16mm x 150mm.
5. Dans une éprouvette, ajouter quelques gouttes de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ au surnageant et dans la deuxième, quelques gouttes de Na_2CO_3 .
6. Noter la réaction dans le tableau 2 des résultats.

Étape 3 : Réaction inverse : réaction chimique entre le $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$ et le $\text{CaSO}_{4(\text{aq})}$

- 1- Mesurer 40 mL de solution de NaCl 2M à l'aide d'un cylindre gradué de 50mL. Verser dans le bécher de 150mL.
- 2- Peser 1g de CaSO_4 avec la balance.
- 3- Ajouter à la solution précédente. Agiter avec l'agitateur moléculaire.
- 4- Filtrer et diviser le surnageant en 2 éprouvettes 16mm x 150mm.
- 5- Dans une éprouvette, ajouter quelques gouttes de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ au surnageant et dans la deuxième, quelques gouttes de Na_2CO_3 .
- 6- Noter la réaction dans le tableau 2 des résultats.

TABLEAU DES RÉSULTATS

Tableau 1 : Réactions des solutions aux différents traceurs qui seront utilisés dans l'expérience.

Solution	Apparence	Réaction avec le $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Réaction avec le Na_2CO_3
$\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$			
$\text{CaCl}_{2(\text{aq})}$			
$\text{NaCl}_{(\text{aq})}$			

Tableau 2 : Réactions des solutions aux différents traceurs qui seront utilisés dans l'expérience ainsi que des différentes solutions recueillies lors des deux réactions.

Solution	Apparence après quelques minutes	Apparence après filtration	Réaction avec $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Réaction avec Na_2CO_3	Substance filtrée	Présence
$\text{CaCl}_{2(\text{aq})}$ et $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$						<input type="checkbox"/> Na_2SO_4 <input type="checkbox"/> CaCl_2 <input type="checkbox"/> NaCl
$\text{NaCl}_{(\text{aq})}$ et $\text{CaSO}_{4(\text{aq})}$						<input type="checkbox"/> Na_2SO_4 <input type="checkbox"/> CaCl_2 <input type="checkbox"/> NaCl

ANALYSE (TRAITEMENT DE L'INFORMATION)

1. Lors de la première réaction, quelles molécules ont réagi avec quel traceur?

2. Comment s'assure-t-on que le précipité est du sulfate de calcium et non pas l'un des autres composés ?

3. Comment vérifie-t-on la présence de CaSO_4 ?

4. Expliquez, en terme de recombinaison ionique, la réaction entre le $\text{CaCl}_{2(aq)}$ et le $\text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)}$.

5. Pourquoi réalise-t-on la réaction inverse?

6. Peut-on affirmer que nous sommes en présence d'une réaction réversible? Justifier.

DISCUSSION

Rédigez vous-même votre discussion.

Voici quelques idées pour vous orienter.

- A-t-il fallu un certain temps pour que les systèmes atteignent l'équilibre?
- Un système est-il toujours à l'équilibre lorsqu'on ne voit aucun changement? Confirmez avec vos résultats.
- Même si on ne voit pas de changements, que se passe-t-il à l'échelle moléculaire?
- La réaction est-elle complète ou incomplète lorsqu'un système est à l'équilibre? (une réaction est complète lorsque tout le réactif a réagi)
- Si la réaction se produisait en même temps et à la même vitesse dans les deux sens, les quantités de réactifs et de produits changeraient-elles? Notre œil percevrait-il un changement dans le système? Cette description pourrait-elle correspondre au système à l'équilibre?

CONCLUSION



Feuille de suivi d'élève
Laboratoire 2
L'observation de l'état d'équilibre



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

- Reconnaître une réaction réversible
- Décrire les conditions nécessaires à l'équilibre chimique.



J'ai revu / compris / développé les notions de

- | | OUI | NON |
|---------------------------------|--------------------------|--------------------------|
| • Traceur chimique | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Reconnaissance d'un précipité | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Filtration d'un précipité | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Réaction réversible | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |



J'ai répondu aux différentes sections

- | | OUI | NON |
|----------------------------|--------------------------|--------------------------|
| • Travail préparatoire | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Tableau des résultats | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Analyse | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Discussion et conclusion | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |



Je consolide...

Dans ce laboratoire, nous avons démontré que la réaction entre le CaCl_2 et le Na_2SO_4 était

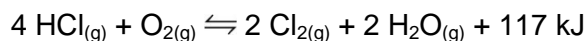
_____, car _____



Laboratoire 3 : Principe de Le Châtelier

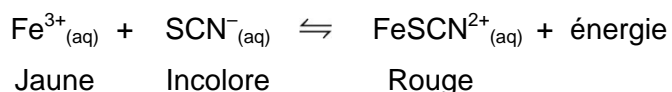
MISE EN SITUATION :

Plusieurs procédés industriels sont des réactions réversibles qui peuvent parvenir à l'équilibre. Le procédé Deacon, qui permet de produire du dichlore (Cl_2), en est un exemple.



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 (Cl_2) ?

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 ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$), on obtient un nouvel ion, dont la formation est décrite par l'équation ci-dessous :



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 (Na_2HPO_4) réagit avec les ions Fe^{3+} , 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.

2. 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 ?

3. Expliquez le principe de Le Châtelier.

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



Hypothèse : Après l'ajout du $\text{KSCN}_{(s)}$, le mélange deviendra plus _____ que le témoin parce que _____.

Hypothèse : Après l'ajout du $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{s})$, le mélange deviendra plus _____ que le témoin parce que _____.

Hypothèse : Après l'ajout du $\text{Na}_2\text{HPO}_4(\text{s})$, le mélange deviendra plus _____ que le témoin parce que _____.

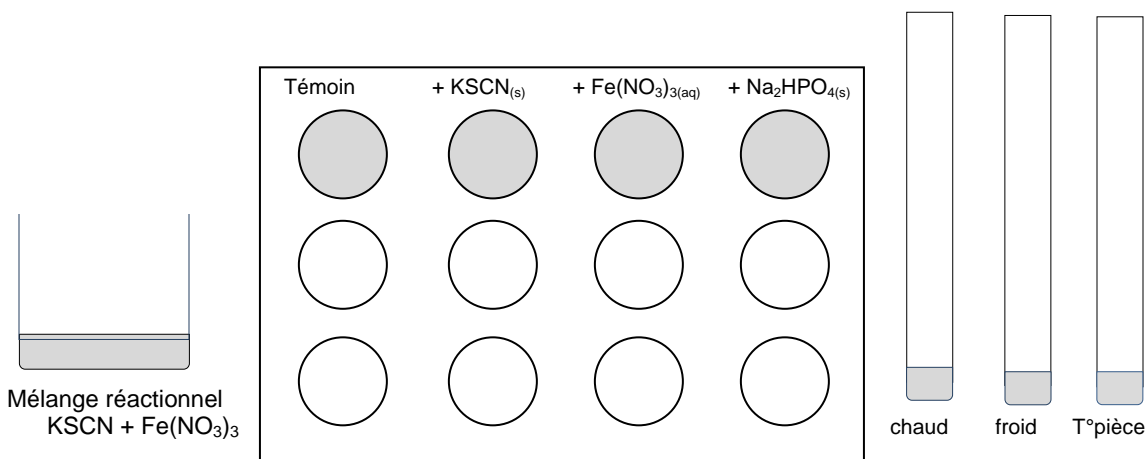
Hypothèse : Après avoir augmenté sa température, le mélange deviendra plus _____ que le témoin parce que _____.

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

Veillez 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 et NaHPO_4), alors que pour le réactif aqueux ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$), une seule goutte sera nécessaire. Le mélange réactionnel est composé des deux réactifs, 60 mL de KSCN 0,001M et 4 gouttes de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

SCHÉMA DE MONTAGE



MATÉRIEL

- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{aq})$ 0,2 mol/L
 - $\text{KSCN}(\text{aq})$ 0,001 mol/L
 - $\text{KSCN}(\text{s})$
 - $\text{Na}_2\text{HPO}_4(\text{s})$
 - Plaque à godets en céramique
 - 3 éprouvettes 16 x 100 mm
 - Tige de verre
 - _____
- _____
 - _____
 - _____
 - _____
 - _____
 - _____
 - _____
 - _____

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

II) Préparation des bains (chaud et froid)

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

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.

TABLEAUX DES RÉSULTATS

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 ?

2. Lorsqu'on fait un ajout dans le système à l'équilibre, le système est-il ouvert ou fermé ? Justifiez votre réponse.

3. Quelle réaction est favorisée par l'ajout Na_2HPO_4 ? Expliquez votre réponse.

4. Que peut-on dire des concentrations en ions Fe^{3+} , SCN^- et FeSCN^{2+} après l'ajout du Na_2HPO_4 ? Expliquez votre réponse.

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

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

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

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



Feuille de suivi d'élève
Laboratoire 3
Principe de Le Châtelier



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

- Prédire l'effet de la concentration et de la température sur l'équilibre d'une réaction chimique
- Préparer des solutions
- Préparer un tableau de résultats
- Rédiger une discussion
- Rédiger une conclusion



J'ai revu / compris / développé les notions de

Influence de la :	OUI	NON
• Concentration du réactif	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Concentration du produit	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Température du réactif	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Température du produit	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>



J'ai répondu aux différentes sections

	OUI	NON
• Travail préparatoire	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Rédaction du protocole	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Tableau des résultats	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Discussion	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
• Conclusion	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>



Je consolide...

Pour de favoriser la réaction directe, je vais :

Pour de favoriser la réaction inverse, je vais :



Laboratoire 4 : Constante de dissociation d'un acide (K_a)

MISE EN SITUATION :

Au cours d'un exercice théorique de chimie avec un ami, vous affirmez que la concentration d'une solution acide n'a pas d'influence sur la constante d'acidité de l'acide en question.

Votre ami, sûr de lui, vous affirme le contraire. Il avance que, s'il dilue un acide, une base ou un sel, la constante d'acidité sera moins élevée puisqu'il y aura moins d'ions en solution.

A-t-il tort ou raison? Vous décidez d'aller au laboratoire pour le vérifier! Vous préparerez trois solutions d'acide acétique de différentes concentrations.

BUTS :



- ➔ Déterminer quelle relation existe entre la constante d'acidité, le pH et la concentration en acide.
- ➔ Comparer la force (degré de dissociation) de deux acides de nature différente.

TRAVAIL PRÉPARATOIRE

1. Quelles sont les variables de ce laboratoire dont vous devez tenir compte ?

2. Sachant que vous disposez d'une solution d'acide acétique 1,0 M (ou 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.

3. Vous disposerez alors d'une solution d'acide acétique 1,0 M et d'une de 0,1M. Expliquez à l'aide de calculs comment vous pourriez préparer 100 ml d'une solution d'acide acétique à 0,01 mol/L à partir de chacune d'elles.

4. Quel est, selon vous, la relation entre la constante d'acidité, le pH et la concentration en acide. Expliquez votre raisonnement et posez vos hypothèses.

Hypothèse : Plus un acide est concentré, plus le pH sera _____ parce que

_____.

Hypothèse : Lorsqu'un acide est concentré, la valeur de sa constante d'acidité

_____ parce que _____.

MATÉRIEL

- Solution d'acide acétique 1M (environ 50mL)
- 3 béchers de 50 mL
- 1 crayon feutre
- 1 pipette de 10 mL
- 1 poire à pipetter
- 1 ballon jaugé de 50 mL
- 1 flacon-laveur avec eau distillée
- Papier hydrion (pH)

MANIPULATIONS

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!"

Étape 1 : Préparation des solutions

Vous aurez à faire les mêmes manipulations de laboratoire pour trois solutions d'acide acétique de concentrations différentes. Vous fabriquerez **vous-même** deux des trois solutions. Il est donc de votre responsabilité de calculer préalablement les quantités de solution à diluer afin d'obtenir les trois concentrations voulues, soit 1M, 0,1M et 0,01M. Voici l'ébauche d'une procédure de dilution. Complétez-la et écrivez la suivante.

Préparation solution 0,1M :

1. Écrire sur un bécher la concentration de la solution désirée, soit _____ M.
2. À l'aide de la pipette de 10mL, pipeter _____ mL dans le ballon jaugé de 50mL.
3. Remplir le ballon aux $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée du flacon-laveur et agiter.
4. Compléter jusqu'à la ligne de jauge en prenant bien soin de ne pas dépasser.
5. Agiter pendant quelques instants.
6. Verser le contenu dans le bécher correctement identifié.

Préparation solution 0,01M : à vous de jouer !

Étape 2 : Mesure du pH des solutions

Ici, l'objectif est simple. Il s'agit de mesurer le pH de chaque solution. Procédez à l'écriture des étapes de production qui vous semblent le plus logique.

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.

TABLEAU DES RÉSULTATS**ANALYSE (TRAITEMENT DE L'INFORMATION)**

*** Cette section est réservée pour les calculs. Afin de vous faciliter la tâche, voici un tableau d'analyse que vous devez remplir pour répondre à votre but.

TABLEAU D'ANALYSE : concentration des substances à l'équilibre dans différentes solutions de CH_3COOH , à différentes concentrations ainsi que le K_a calculé pour chacun.

Concentration (mol/L)	pH	$[\text{H}^+]_{\text{éq}}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}}$	$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}$	K_a

Exemples de calculs

DISCUSSION

Rédigez une discussion sous la forme d'un texte. Voici quelques pistes de réflexion pour vous aider à la rédiger.

- Quelles informations nous fournit la constante d'acidité?
- Quelle différence y a-t-il entre un acide fort et un acide faible?
- Est-ce que la valeur de la constante d'équilibre a changé selon la concentration?
- Expliquez en fonction de la définition de la dissociation d'une substance en solution et en faisant un lien avec la force d'un acide.
- A titre informatif, le K_a théorique du CH_3COOH est de $1,8 \times 10^{-5}$.

CONCLUSION

Ramener le but et conclure en fonction de la mise en situation initiale. Qui avait raison finalement ?



Feuille de suivi d'élève
Laboratoire 4
Constante de dissociation d'un acide



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.



J'ai revu / compris / développé les notions de

OUI NON

- | | | |
|----------------------------|--------------------------|--------------------------|
| • Concentration de l'acide | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • pH | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Constante d'acidité | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |



J'ai répondu aux différentes sections

OUI NON

- | | | |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| • Travail préparatoire | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Rédaction du protocole | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Tableau des résultats | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Discussion | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| • Conclusion | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |



Je consolide...

La constante de dissociation d'un acide est plus élevée lorsque l'acide est plus concentré. Vrai ou faux ? Justifier.

ANNEXES

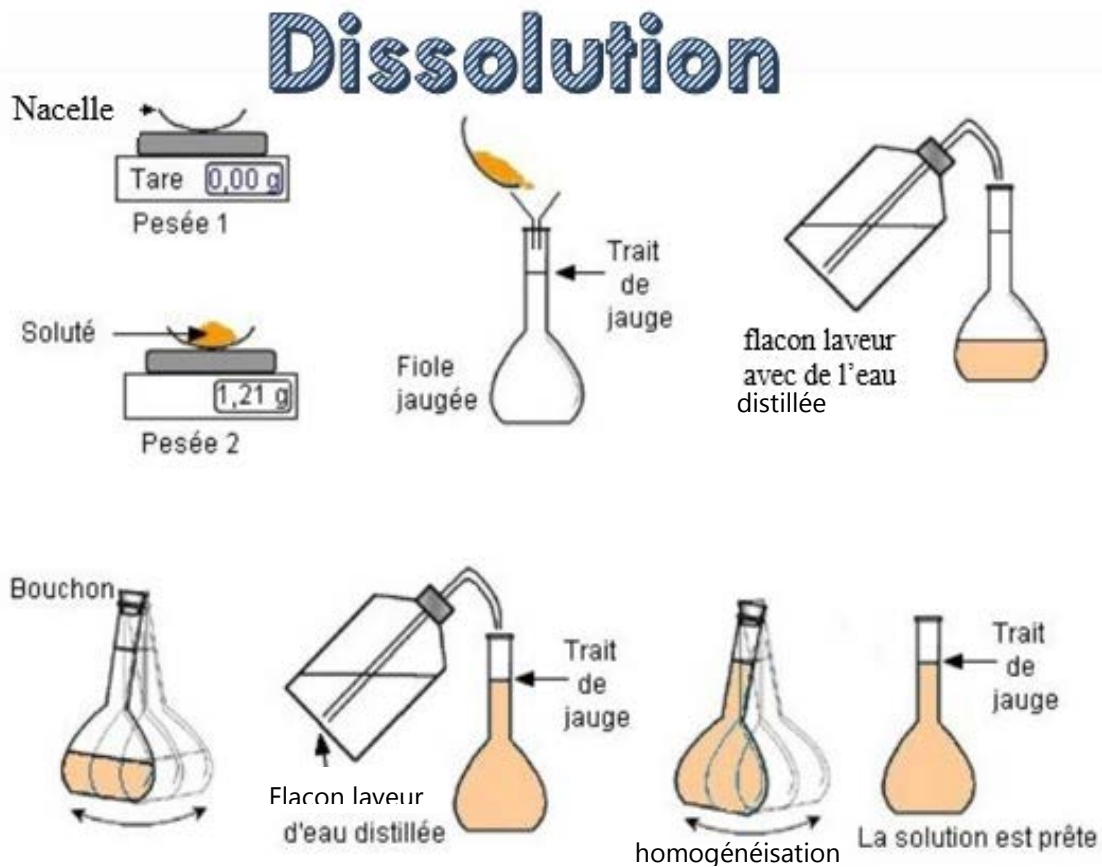
LISTE DU MATÉRIEL DISPONIBLE POUR LES LABORATOIRES DE CHIMIE

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 (fiolle conique) 250 ml	1
Fiolle jaugée 25 ml	1
Fiolle jaugée 50 ml	1
Fiolle 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"
Pincés 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 LABORATOIRE	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



$$C = \frac{m}{V}$$

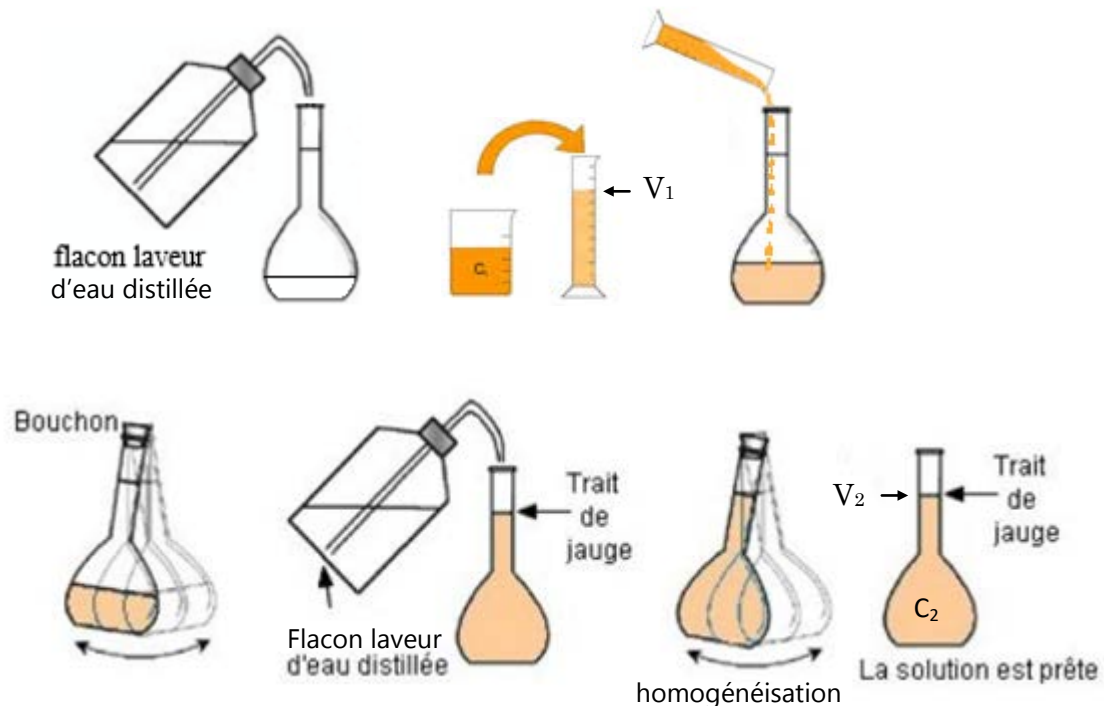
où **C** = concentration de la solution à préparer

m = masse de soluté requise

V = volume de la solution à préparer

COMMENT EFFECTUER UNE DILUTION

Dilution



$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

où C_1 = concentration de la solution initiale

V_1 = volume de la solution initiale

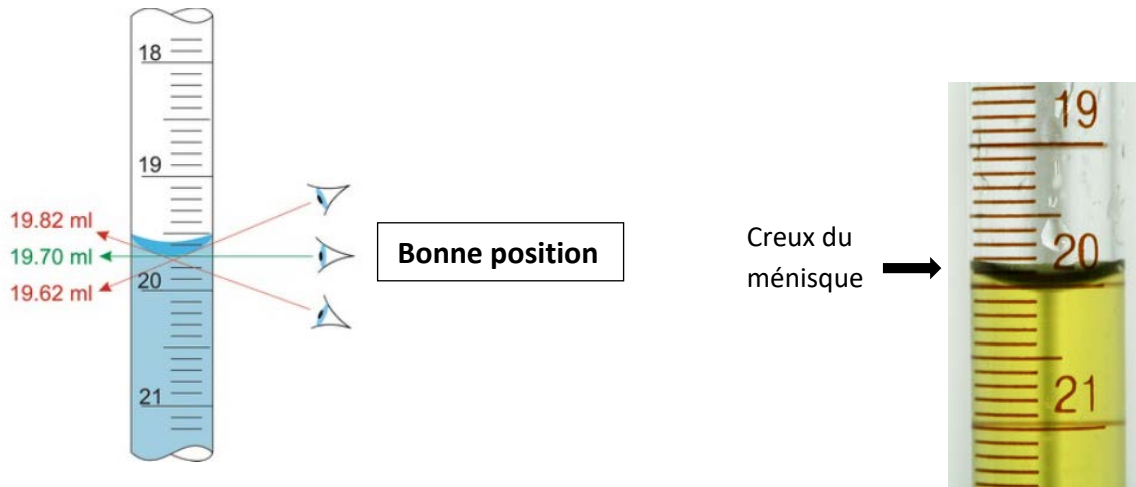
C_2 = concentration de la solution à préparer

V_2 = volume de la solution à préparer

$$V_{H_2O} = V_2 - V_1$$

où V_{H_2O} = volume d'eau distillée nécessaire

COMMENT LIRE UN VOLUME



INCERTITUDE SUR LES MESURES

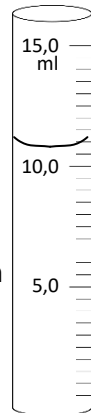
AU LABORATOIRE

Avant même de noter une mesure, il faut d'abord figurer la valeur d'une graduation (division) de l'**instrument de mesure gradué** utilisé.

$$5 \text{ ml} / 10 \text{ divisions} = 0,5 \text{ ml/division}$$

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.

$$0,5 \text{ ml} / 2 = 0,25 \text{ ml}$$



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.

$$\pm 0,25 \text{ ml devient : } \pm 0,3 \text{ ml.}$$

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 $\pm 0,01 \text{ g}$.

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.

$$10,75 \text{ ml} \pm 0,3 \text{ ml} \text{ devient : } 10,8 \text{ ml} \pm 0,3 \text{ ml}$$

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:

$$V_i = 16,35 \text{ ml} \pm 0,05 \text{ ml} \quad \text{et} \quad V_f = 34,60 \text{ ml} \pm 0,05 \text{ ml},$$

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

$$\begin{aligned} V_f - V_i &= (34,60 \text{ ml} \pm 0,05 \text{ ml}) - (16,35 \text{ ml} \pm 0,05 \text{ ml}) \\ &= (34,60 \text{ ml} - 16,35 \text{ ml}) \pm (0,05 \text{ ml} + 0,05 \text{ ml}) \\ &= 18,25 \text{ ml} \pm 0,10 \text{ ml} \text{ deviendra} \\ &= 18,3 \text{ ml} \pm 0,1 \text{ ml} \end{aligned}$$

COMMENT RÉDIGER UN RAPPORT DE LABORATOIRE

Adaptation du site : http://sites.cssmi.qc.ca/pdm/IMG/pdf/modele_rapport_lab0.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) 2M).

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 20,0°C à 34,0 °C comparativement à 20,0 °C à 28,0 °C 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