|  |  |
| --- | --- |
| CHIMIE |   |
| labo 20 |  |

L’influence de différents facteurs sur la vitesse de réaction

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | MISE EN SITUATION |  |  |
|  |  |  |
|  | Une question de vitesseNous dépendons d’une multitude de transformations qui évoluent plus ou moins lentement. Que ce soit l’action d’un médicament dans le corps humain, la propagation d’un incendie de forêt ou la dégradation des matériaux, l’étude de la vitesse de réaction et des facteurs qui l’influencent est très importante. Comment peut-on augmenter la vitesse d’action d’un médicament? Comment peut-on diminuer la vitesse de propagation d’un incendie de forêt? Comment peut-on ralentir la formation de la rouille sur une automobile? Effectuez une expérience qui vous permettra de déterminer quelle est l’influence d’un des quatre facteurs (la nature, la concentration, la surface de contact ou la température d’un réactif) sur la vitesse de réaction. La réaction du carbonate de calcium avec un acideCaCO3(s) + 2 HCl(aq) → CaCl2(aq) + H2O(l) + CO2(g)La réaction du carbonate de sodium avec un acideNa2CO3(s) + 2 HCl(aq) → 2 NaCl(aq) + H2O(l) + CO2(g) |  |
|  |  |  |
|  |  |  |

Matériel mis à la disposition des élèves :

* Carbonate de calcium en poudre CaCO3 (s)
* Carbonate de calcium en morceaux CaCO3 (s)
* Carbonate de sodium en poudre Na2CO3 (s)
* Bouteilles de HCl (1M et 2M)
* Éprouvettes
* Plaque chauffante
* Chronomètre

|  |
| --- |
| Valeurs uniques : |
| Température ambiante : T=23,7°CPression ambiante : P= 101,4 kPa |

discussion (Questions à répondre avant le laboratoire)

**1-** Quelles sont les deux conditions essentielles pour qu’il y ait réaction? ERPi p.250

**Les particules des réactifs doivent entrer en collision avec le bon angle les unes avec les autres pour pouvoir réagir ensemble.**

**Les particules doivent posséder un minimum d’énergie cinétique (Emin). Cette énergie sert à briser des liaisons pour que les particules puissent réagir ensemble. Elle correspond à l’énergie d’activation de la réaction (Ea).**

**En résumé, ça prend l’énergie nécessaire et le bon angle.**

**2-** Dessine une courbe de Boltzman et illustre la portion du diagramme où les particules ont le plus de chances de réagir. Explique. ERPI p.250

**Diagramme 1 : Courbe de Boltzman et portion de particules ayant la possibilité de réagir dans une réaction**

Emin=Ea

 Portion de particules
 ayant la possibilité de
réagir.

Nombre de particules

Énergie cinétique

**L’énergie cinétique des particules est l’énergie associée au mouvement des particules. Elle varie en fonction de la température. Plus la température augmente, plus l’énergie cinétique augmente. Pour la même température, l’énergie cinétique moyenne des particules est la même. Par contre, ce n’est pas toutes les particules qui ont la même quantité d’énergie cinétique. Ce n’est que les particules qui respectent les deux conditions essentielles pour qu’il y ait réaction qui ont la possibilité de réagir. Cela est représenté par la région hachurée sous la courbe de mon diagramme. Lorsque des particules de réactifs ont une collision mais ne possèdent pas l’énergie nécessaire pour réagir, elles rebondissent sans être transformées. C’est ce qu’on appelle une collision élastique.**

**3-** Qu’est-ce qu’une collision élastique? ERPI p.251

**Une collision élastique est une collision qui n’entraine pas la formation de produits. Ces collisions ont lieu si les particules de réactifs ne possèdent pas l’énergie nécessaire (Ea) ou si elles ne se frappent pas avec le bon angle.**

**4-** Qu’est-ce qu’une collision efficace? ERPI p.251

**Une collision efficace est une collision qui entraine la formation de produits. Ces collisions ont lieu si les particules de réactifs possèdent l’énergie nécessaire (Ea) et si elles se frappent avec le bon angle.**

**5-** Comment peut-on faire varier le nombre de collisions efficaces? ERPI p.252

**On peut faire varier le nombre de collisions efficaces si on modifie certains paramètres de la réaction comme: le nombre total de collisions, l’énergie cinétique moyenne des particules ou l’énergie minimum nécessaire pour qu’il y ait réaction.**

**6.** Qu’est-ce qui détermine la vitesse d’un mécanisme réactionnel? ERPI p.252

**La vitesse de réaction d’un mécanisme réactionnel est déterminé par l’étape du graphique la plus lente, soit celle dont l’énergie d’activation est la plus grande.**

**7.** Quels sont les 5 facteurs qui peuvent influer la vitesse de réaction? Fournir une explication pour chaque facteur. ERPI p.263…Bien oui! Il faut prendre le temps de lire.

 **1- La nature des réactifs**

Si on compare des molécules semblables, moins il y a de liens à briser, ou moins les liens à briser ont une grande force d’attraction, plus l’énergie minimum pour réagir diminue, et plus la réaction se déroule rapidement. Cela veut dire que la vitesse de réaction est plus grande.

Trois principaux facteurs liés à la nature des réactifs jouent un rôle dans la vitesse de réaction :

-Le nombre de liens à briser;

-La force des liens à briser;

-La phase de la substance (Ex. : La phase liquide possède plus de forces d’attraction que la phase gazeuse parce qu’il y a plus d’espace entre les molécules d’un gaz. Plus il y a de la force d’attraction, plus la réaction est lente parce qu’il faut plus d’énergie pour contrer ces forces.).

**2-La surface de contact des réactifs**

Plus on augmente la surface de contact des réactifs, plus la réaction se déroule rapidement. Cela veut dire que la vitesse de réaction est plus grande.

Si un solide est coupé en morceaux, la vitesse de réaction sera plus grande que si le solide n’est pas coupé.

Plus l’épaisseur est mince, plus la vitesse de réaction est grande.

Le brassage est une façon d’augmenter la surface de contact. Cela fait en sorte que les particules de réactifs vont être réparties uniformément pour faciliter les collisions entre elles.

 **3- La concentration des réactifs**

Si on augmente la concentration des réactifs, le nombre de particules pour un même volume augmente. Donc, la probabilité qu’il y ait des collisions entre les particules de réactifs augmente en même temps. Cela fait en sorte que la réaction se déroule rapidement, alors la vitesse de réaction est plus grande.

 **4-La température du système**

Plus la température augmente, plus le nombre de particules qui ont l’énergie minimum pour réagir augmente, et plus la réaction se déroule rapidement. La vitesse de réaction est donc plus grande.

**Diagramme 2 : Courbe de la distribution du nombre de particules selon l’énergie cinétique à deux différentes températures**

Température : T2>T1

 Portion de particules ayant la
 possibilité de réagir après

l’augmentation de la température.

 Portion de particules ayant la
 possibilité de réagir.

T1

T2

Nombre de particules

Emin=Ea

Énergie cinétique (kJ)

 **5-L’effet d’un catalyseur**

Un catalyseur positif est une substance qui facilite la réaction pour permettre à plus de particules d’avoir l’énergie nécessaire pour réagir. Donc plus il y a plus de particules qui ont la possibilité de réagir, plus la vitesse de réaction augmente.
Par contre, il y a le catalyseur négatif, aussi sous le nom d’inhibiteur, qui augmente l’énergie d’activation, ce qui a pour résultat de diminuer la vitesse de réaction.

**Diagramme 3 : Diagramme énergétique d’une réaction avec et sans catalyseur**

 25

 15

 0

-10

 Réaction sans catalyseur
 Réaction avec catalyseur

Ea

H (kJ/mol)

Ea
(cat)

A+B

Réactifs

∆H°

C+D

Produits

Progression de la réaction

**En résumé, pour augmenter la vitesse de réaction on doit avoir:**

**Un petit nombre de liens à briser, une petite force entre les liens à briser, une phase qui ne contient pas une grande force d’attraction entre les particules (gaz plus rapide que solide), une grande surface de contact, un solide réparti en plusieurs morceaux, une grande concentration de réactifs, une augmentation de la température ainsi que l’utilisation d’un catalyseur.**

**PROTOCOLE DES MANIPULATIONS**

Suite aux manipulations et pour chacun des facteurs, à l’aide de la théorie des collisions, comparez les vitesses de réaction et expliquez pourquoi.

L’influence de la nature des réactifs sur la vitesse de réaction

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | MANIPULATIONS LUNETTES TABLIER CHEVEUX MAIN |  |
|  |  *1.* Peser dans un pèse matière 0,10 g de CaCO3 (s) en poudre. *2.* Transvider dans une éprouvette. *3.* Mesurer 10 mL de HCl 1M  *4.* Verser l’acide dans l’éprouvette et actionner le chronomètre. *5.* Arrêter le chronomètre lorsque la réaction est terminée. *6.* Noter le temps de réaction. t = 210 **s** pour CaCO3 (s) **\*\* Cette donnée vous serviras pour les autres facteurs\*\*** *7.* Refaire les manipulations 1 à 6 avec du Na2CO3 (s) t = 62 **s** pour Na2CO3 (s)  *8.* Nettoyer et ranger le matériel. |
|  |  |  |

Explication (la nature) :

Voici deux molécules :
CaCO3 : Na2CO3:
Na CO3 Na Ca CO3

Le Caentretient une liaison double avec le CO3. Le CO3 entretient 2 liaisons simples avec le Na, ce qui est une liaison beaucoup plus facile à détruire qu’une liaison double. Prenez l’exemple d’une planche de bois. Il est beaucoup plus facile de briser deux fois une planche de bois, que deux planches de bois en même temps.
Avec l’expérimentation, nous avons vu une différence entre les deux réactions et c’est ce qui explique pourquoi la molécule de Na2CO3 à fini de réagir avant la molécule de CaCO3, donc qui a eu une vitesse de réaction plus vite.

L’influence de la surface de contact sur la vitesse de réaction (démonstration)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | MANIPULATIONS LUNETTES TABLIER CHEVEUX |  |
|  |  *1.* Peser dans un pèse matière 0,10 g de CaCO3 (s) morceaux. *2.* Transvider dans une éprouvette. *3.* Mesurer 10 mL de HCl 1M *4.* Verser l’acide dans l’éprouvette et actionner le chronomètre. *5.* Arrêter le chronomètre lorsque la réaction est terminée. *6.* Noter le temps de réaction. t =+1800 **s** (en morceaux) et t =210 **s** (en poudre) *7.* Nettoyer et ranger le matériel. |
|  |  |  |

**Explication (la surface de contact) :**

Dans cette expérience, nous avons testé 2 forme de CaCO3, soit un sous forme de morceau et l’autre sous forme de poudre (la masse est la même). Nous savons que plus la surface de contact est grande, plus la réaction est rapide. La vitesse de réaction a été plus lente du côté où le CaCO3 était en morceau car sa surface était plus petite. Du côté de la poudre, nous pouvions voir beaucoup de bulles et beaucoup de poudre réagir en même temps, c’est ça la différence. La poudre permettait de réagir plus vite à cause que sa surface était plus grande.

L’influence de la concentration sur la vitesse de réaction

|  |  |
| --- | --- |
| MANIPULATIONS LUNETTES TABLIER CHEVEUX |  |
|  *1.* Peser dans un pèse matière 0,10 g de CaCO3 (s) en poudre. *2.* Transvider dans une éprouvette. *3.* Mesurer 10 mL de **HCl 2M** *4.* Verser l’acide dans l’éprouvette et actionner le chronomètre. *5.* Arrêter le chronomètre lorsque la réaction est terminée. *6.* Noter le temps de réaction. t = 41,12s (2M) et t = 210s (1M) *7.* Nettoyer et ranger le matériel. |
|  |  |

**Explication (la concentration) :**

Plus la concentration augmente, plus la vitesse de réaction est grande. Pour un même volume, il y avait deux concentrations différentes, nous pouvons donc constater que la concentration la plus élevée, soit le 2M, avait une vitesse de réaction plus élevée. Cela est simple à expliquer, regardez les deux prochains schémas :

Concentration : 1M 2M

Voyez-vous la différence entre les deux concentrations? Il est facile de constater qu’il y aura 2 fois plus de chance que les particules de CaCO3, concentré à 2M, rentrent en collision avec les particules de HCl que le CaCO3, concentré à 1M. C’est comme si l’on pêchait dans un petit lac, nous avons deux fois plus de chance de pêcher un poisson si il y a deux fois plus de poissons dans le lac.

L’influence de la température sur la vitesse de réaction

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | MANIPULATIONS LUNETTES TABLIER CHEVEUX MAIN |  |
|  |  *1.* **\*\* ATTENTION LES PLAQUES SONT EN FONCTION\*\*** *2.* Mesurer 10 mL de HCl 1M *3.* Verser l’acide dans l’éprouvette *4.* Déposer l’éprouvette dans le bécher d’eau chaude. *5.* Laisser l’éprouvette dans le bécher jusqu’à ce que la solution d’acide chlorhydrique atteigne une température autour de 40 °C. *6.* Peser dans un pèse matière 0,10 g de CaCO3 (s) en poudre. *7.* Transvider dans une éprouvette et actionner le chronomètre *8.* Noter le temps de réaction. *9.* Nettoyer et ranger le matériel. |

Froid : 275s
Chaud : 127s

Explication (la température) :

À l’aide du CaCO3 et de deux températures différentes, nous avons expérimenté la vitesse de réaction en fonction de la température. Il y avait un bécher rempli d’une solution de HCl à environ 40˚C, ainsi qu’un autre avec du HCl, mais à une température beaucoup plus froide, qui contenait de la glace. Après avoir fait nos deux expériences, nous avons vu que le CaCO3 a eu une vitesse de réaction plus élevée quand elle était dans une solution chaude. Cela s’explique tout simplement avec le fait que lorsque la température augmente, les particules prennent de la vitesse et cela occasionne une augmentation des collisions entre les particules. Le niveau d’activation est plus élevé et il y a plus de particules ayant l’énergie minimum pour réagir. L’énergie cinétique est donc plus grande.
Nous savons tous que les aliments non réfrigérés se dégradent beaucoup plus rapidement que des aliments qui le sont, de plus, les aliments se dégradent encore moins quand ils sont dans le congélateur. Ceci vous démontre pourquoi la vitesse de réaction est plus vite lorsque la température est plus chaude.

 **L’influence d’un catalyseur (démonstration)**

**Explication (le catalyseur) :**

En classe, nous avons eu la chance de voir l’effet d’un catalyseur. Dès que le catalyseur a touché la solution, nous avons vu de la boucane sortir du contenant. La réaction s’est fait très rapidement ce qui nous démontre que la vitesse de réaction est grande, puisque sans catalyseur, la réaction aurait pris plus de temps à réagir. L’avantage d’un catalyseur est qu’il ne participe pas directement à la réaction, il n’est pas transformé et peut être complètement récupéré à la fin de la réaction. Le catalyseur permet de voir plus rapidement les effets de la réaction. Le catalyseur positif abaisse n’énergie d’activation alors il y a plus de particules qui ont l’énergie cinétique nécessaire pour réagir, donc il y a plus de chance qu’il y ait des collisions efficaces.