

Option science **Chimie**

DE LA MATIÈRE À L'ÉNERGIE

Cahier de l'élève
Module 5
Équilibre chimique

Bertrand Trottier



auteur :

Bertrand Trottier

conseiller scientifique :

Bernard Lasnier

conseillers(ères) linguistiques :

Marie Vézina









Bernard Lasnier

Tous droits de reproduction, d'utilisation, de traduction de quelque manière que ce soit en partie ou en totalité est défendu sans l'autorisation écrite de l'auteur. Le droit de reproduire et d'utiliser ce matériel est acheté pour une période d'un an seulement, pour un groupe précis d'élèves et ce droit doit être renouvelé par écrit à chaque année.

Dépôt légal - 2010
Bibliothèque nationale du Québec
Bibliothèque nationale du Canada
ISBN 978-2-9803068-4-6 (Édition complète DVD interactif)

Équilibre chimique

Table des matières

-Aspects macroscopiques de la matière	5-4
-Caractéristiques de l'équilibre	5-4
 -DÉMONSTRATION 7 -Système «ouvert», «fermé» ou chimiquement «isolé».....	5-4
 -DÉMONSTRATION 8 -Réaction «complete» et réaction «reversible»	5-6
 -EXPÉRIMENTATION 22 -Identification d'un état d'équilibre	5-9
-Exercices 5-1.....	5-12
-Proportions stœchiométriques d'un état d'équilibre	5-14
-Exercices 5-2.....	5-14
-Découverte du principe de Le Châtelier	5-16
-Principe de Le Châtelier	5-20
 -EXPÉRIMENTATION 23 -Vérification du principe de Le Châtelier	5-22
- Application du principe de Le Châtelier (Procédé industriel Haber)	5-25
-Exercices 5-3.....	5-26
-Nature dynamique de l'équilibre (aspect microscopique de l'équilibre)	5-28
 -EXPÉRIMENTATION 24 -Nature dynamique de l'équilibre	5-29
-Loi de l'équilibre chimique ou Loi d'action de masse	5-31
-Exercices 5-4.....	5-33
 -EXPÉRIMENTATION 25 -Constante d'équilibre	5-37
-Retour sur la notion de pH	5-39
-Expression de la constante de dissociation de l'eau (K_{eau})	5-40
-Exercices 5-5.....	5-41
-Neutralisation et calcul sur le titrage	5-43
-Exercices 5-6.....	5-44
 -EXPÉRIMENTATION 26 -Dosage du vinaigre et de l'aspirine	5-46
-Non-électrolyte et électrolyte	5-49
-Électrolyte FORT et électrolyte FAIBLE	5-50
-Exercices 5-7.....	5-51
-Calcul du pH d'une solution acide	5-53
 -DÉMONSTRATION 9 -Force des acides	5-55
-Phénomènes où l'équilibre peut exister	5-58
-Acide et base selon la théorie de Brønsted-Lowry	5-59
-Exercices 5-8.....	5-60
- Autoévaluation	5-67

-Aspects macroscopiques de la matière

1- Caractéristiques de l'équilibre

Distinction entre une propriété : «macroscopique» et «microscopique»

On entend par propriété *macroscopique*, une propriété observable à l'oeil nu ou mesurable par un instrument.

Ex. : Volume, pression, température, masse, quantité, couleur, etc.

On entend par propriété *microscopique*, une propriété imperceptible à l'oeil nu et non mesurable par un instrument.

Ex. : Rayon atomique, liaison chimique, collision moléculaire, vitesse des molécules, etc.



DÉMONSTRATION 7

Distinction entre un système «OUVERT», «FERMÉ» ou chimiquement «ISOLÉ»

BUT : Distinguer un système «OUVERT» d'un système «FERMÉ» ou chimiquement «ISOLÉ».

LISTE DU MATÉRIEL

-3 béchers de 250 mL -CuSO_{4(s)}
 -1 verre de montre -eau

PROTOCOLE Exemple d'un système «OUVERT»

On dépose un bécher contenant de l'eau sur la table de laboratoire.

$\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (Réaction complète, se fait dans une seule direction)



eau à 25°C

OBSERVATION

Par évaporation, les molécules d'eau quittent continuellement le bécher.

1- Crois-tu que la température de l'eau change avec le temps.

2- Que peux-tu dire de la propriété macroscopique (quantité d'eau) en fonction du temps ?

À partir de ces observations, on peut **définir** un système **OUVERT** comme étant un système en réaction, qui permet un échange, un gain ou une perte de matière, avec son environnement.

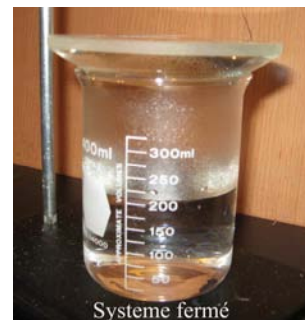


PROTOCOLE : Exemple d'un système «FERMÉ»

On dépose un bécher contenant de l'eau et recouvert d'un verre de montre sur la table de laboratoire.

**OBSERVATION**

Comme dans le premier cas, l'eau s'évapore continuellement. L'air au dessus de l'eau se sature de vapeur d'eau et le surplus se condense sur la paroi froide du verre de montre et retombe sous forme de gouttelettes dans le bécher.



Préparer à l'avance pour être certain de voir la goutte d'eau sous le verre de montre.

4- Crois-tu que la température de l'eau change avec le temps ?

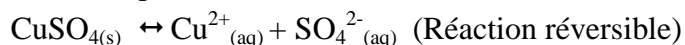
5- Que peux-tu dire de la propriété macroscopique (quantité d'eau) en fonction du temps ?

6- Sachant qu'il y a continuellement évaporation et condensation de l'eau, explique pourquoi le niveau de l'eau ne change pas. _____

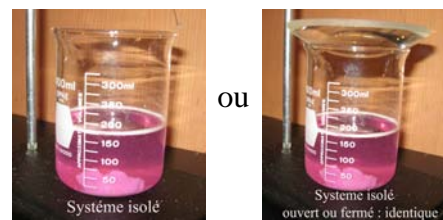
À partir de ces observations, on peut **définir** un système **FERMÉ** comme étant un système en réaction, où il y a conservation de la matière, à température constante (ni gain ni perte de matière avec son environnement).

PROTOCOLE : Exemple d'un système chimiquement «ISOLÉ»

On dissout du $\text{CuSO}_{4(s)}$ dans l'eau jusqu'à ce qu'il reste un dépôt solide au fond du bécher.

**OBSERVATION**

Lorsqu'on dissout du $\text{CuSO}_{4(s)}$ dans l'eau, celui-ci disparaît et, lorsque la solution devient saturée, le surplus de sel tombe au fond du bécher sous forme solide.



sel en solution à 25°

Fermé ou ouvert on a le même résultat. Sur une courte période de temps, la quantité d'eau perdue par évaporation est négligeable.

8- Crois-tu que la température d'une solution saturée change avec le temps ?

9- Que peux-tu dire de la dissolution et de la précipitation du solide au fond du bécher, lorsque la solution est saturée ? _____

10- Identifie trois propriétés macroscopiques qui demeurent constantes dans ce système.

11- Comme le solide se dissout et précipite continuellement, explique comment il se fait que la quantité de celui-ci ne varie plus et que la concentration de la solution ne change plus, lorsque la solution est saturée : _____

Ceci peut se comparer à une personne qui descend un escalier roulant alors que celui-ci monte. Si la vitesse des deux est égale, la personne paraîtra immobile à un observateur.

12- Dans ce cas-ci :

-le système étudié se fait-il à l'intérieur ou à l'extérieur du liquide ? _____

-y-a-t-il perte de matière ? si oui, identifie la substance. _____

-la substance perdue fait-elle partie du système étudié ? _____

-y-a-t-il conservation de la matière du système étudié ? _____

-Crois-tu que la présence d'un verre de montre, pour empêcher la perte d'eau, aura une grande influence sur la solubilité du sel dans l'eau ? Explique. _____

À partir de ces observations, on peut **définir** un système **ISOLÉ** comme un système où il y a conservation de la matière étudiée, à l'intérieur d'un liquide, à température constante. Sur une courte période de temps, la quantité d'eau perdue par évaporation est négligeable.



DÉMONSTRATION 8

Différence entre une réaction «COMPLÈTE» et une réaction «RÉVERSIBLE»

BUT : Distinguer une réaction «COMPLÈTE» d'une réaction «RÉVERSIBLE».

LISTE DU MATÉRIEL

- 2 béchers de 2 L
- 2 béchers de 100 mL
- eau

PROTOCOLE

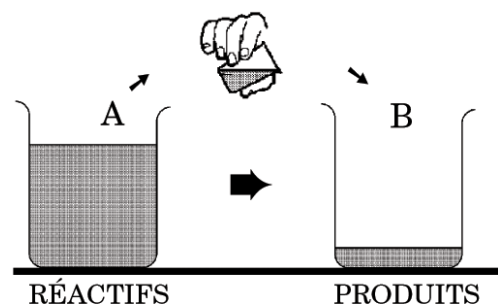
Simulation d'une réaction «COMPLÈTE»

On transvase le contenu du bécher A dans le bécher B à l'aide d'un bécher de 100 mL.

OBSERVATIONS

Supposant que le contenu du bécher A représente les réactifs et le contenu du bécher B, les produits, décrivons ce qui se passe du début jusqu'à la fin :

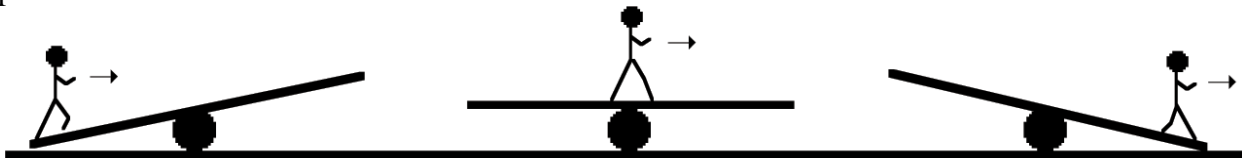
Au début, il n'y a que des réactifs et graduellement, tous les réactifs se transforment en produits



1- Définis dans tes propres mots une réaction complète : _____

2- Dans une telle situation peut-on avoir un équilibre ? _____

Cette situation ressemble à une personne qui se promène sur une plate-forme, centrée sur un pivot.

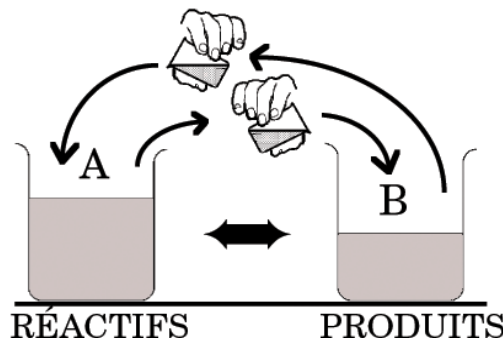


3- Dans un système où la réaction est complète, y a-t-il possibilité d'atteindre un état d'équilibre ?
 Explique. _____

PROTOCOLE :

Simulation d'une réaction « RÉVERSIBLE »

À l'aide de deux béchers de 100 mL, on transvase l'un dans l'autre, le contenu de chacun des gros béchers, en même temps. Au début le bécher A est plein et le bécher B est vide.



OBSERVATIONS :

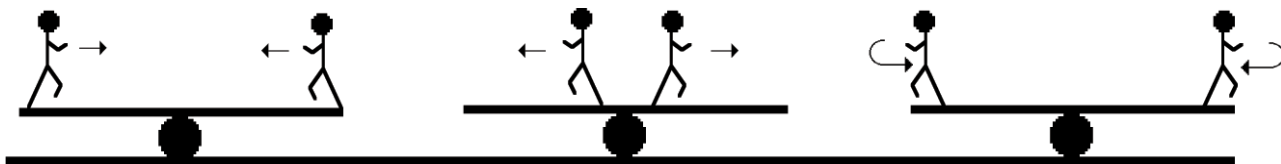
Décrivons ce qui se passe du début à la fin :

Au début, la quantité des réactifs qui se transforment en produits est très grande. Au fur et à mesure que les produits augmentent, le processus inverse s'accomplit de plus en plus rapidement. Après un certain temps, la quantité de réactifs et de produits transformés est égale et le niveau des liquides dans chaque bécher demeure constant. On a donc atteint un équilibre dynamique.

4- Définis dans tes propres mots une réaction réversible : _____

5- Dans une telle situation, peut-on avoir un équilibre ? _____

Cette situation ressemble à celle de deux personnes ayant une même masse et marchant à la même vitesse, l'une vers l'autre, sur une plate-forme centrée sur un pivot. La plate-forme reste continuellement en équilibre.



Lorsque les deux personnes sont rendues au bout de la plate-forme, elles peuvent se retourner et recommencer leur marche l'une vers l'autre indéfiniment. Comme, sur la plate-forme, il y a toujours un mouvement égal et opposé des personnes, la plate-forme demeure stable et on dit que la plate-forme est en équilibre dynamique.

Puisque dans une réaction réversible, à l'équilibre, il y a toujours un mouvement de molécules égal et opposé (c'est-à-dire qu'à chaque fois qu'une quantité de réactifs est transformée en produits, au même moment une même quantité de produits est transformée en réactifs), la concentration des réactifs et des produits ne change plus. On est alors en présence d'un équilibre dynamique.

6- Énumère 4 conditions qui nous permettent de dire qu'un système est en équilibre.

2- Comment reconnaître un système en équilibre

Un des concepts les plus importants de la chimie est celui de l'équilibre. L'équilibre est l'état dynamique dans lequel deux réactions chimiques réversibles se produisent simultanément à des vitesses égales. Il est à noter que lorsqu'un système est en équilibre, ses propriétés macroscopiques demeurent constantes et la quantité de matière et d'énergie ne varie plus.

-Comment faire, pour reconnaître si un système est :

a) **OUVERT**: Le système doit se faire à l'air libre, avec perte de matière.

b) **FERMÉ** : Le système doit se produire dans un contenant fermé, sans perte de matière.

c) chimiquement **ISOLÉ** : Le système doit se faire à l'intérieur d'un liquide sans perte de matière du système dissous dans le liquide. Il y a perte du solvant mais cette perte est négligeable dans un court laps de temps. C'est pourquoi il importe peu qu'un tel système s'effectue ouvert ou fermé.

-Voici les quatre (4) conditions qui nous permettent de dire qu'un système est en équilibre :

- La température doit demeurer constante ;
- La réaction doit être réversible ;
- Les propriétés macroscopiques doivent être constantes ;
- Le système doit être fermé ou chimiquement isolé (aucune perte de matière)

**EXPÉRIMENTATION 22****Identification d'un état d'équilibre**

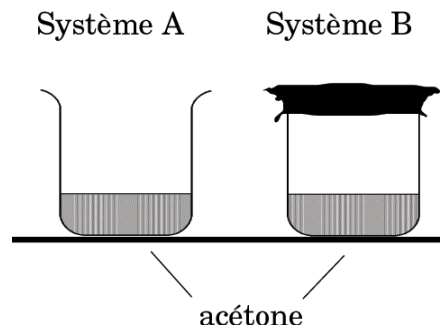
BUT : Observer différents systèmes de manière à être capable d'identifier ceux qui sont «ouverts», «fermés», chimiquement «isolés» et en équilibre dynamique.

LISTE DU MATÉRIEL

- | | |
|---|--|
| -1 cylindre gradué de 10 mL | -Cristaux de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ |
| -2 cylindres gradués de 25 mL | -Acétone |
| -3 béchers de 100 mL | -Solution de KI (0,2 mol/L) + amidon |
| -1 spatule de métal | -Solution de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,005 mol/L) |
| -1 papier paraffine (10 cm x 10 cm) | -Solution de $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ (0,1 mol/L) |
| -1 flacon-laveur | |
| -2 flacons-échantillons (26 mm x 60 mm)+1 bouchon à vis | |

PROTOCOLE :**Partie I : Étude d'un système liquide-vapeur**

- Prendre 2 béchers de 100 mL et, dans chacun d'eux, verser 5 mL d'acétone.
- Boucher un bécher hermétiquement avec le papier paraffine (système B) et laisser l'autre à l'air libre (système A).
- Laisser les deux béchers sur la table pendant toute la période et, à la fin, mesurer la quantité d'acétone qui reste dans chacun des béchers.
- Noter tes observations à la fin de la période.

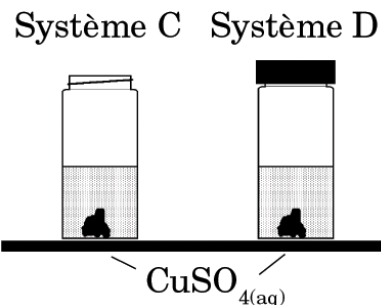
**OBSERVATIONS**

Système A :

Système B :

Partie II : Étude d'un système solide-liquide

- Prendre 2 flacons-échantillons et, dans chacun d'eux, déposer 1,50 gramme de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- Ajouter 5 mL d'eau dans chacun d'eux pour couvrir les cristaux.
- Boucher un des flacons avec le bouchon à vis.
- Noter tes observations après 15 min.

**OBSERVATIONS**

Système C :

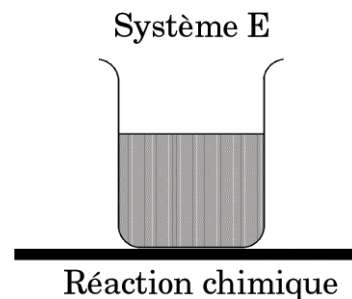
Système D :

Partie III : Réaction chimique se produisant dans un liquide

-Dans trois cylindres gradués mesurer :

- 1° 20 mL de KI
- 2° 10 mL $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- 3° 20 mL $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$

- Verser les trois solutions en même temps dans un bécher de 100 mL et noter ce qui se passe.

**OBSERVATIONS**

Système E :

ANALYSE DES RÉSULTATS

- 1- Identifier, parmi les systèmes observés, celui ou ceux qui sont «**ouverts**», «**fermés**» ou chimiquement «**isolés**»:

Système A : bécher + acétone _____

Système B : bécher + acétone + papier paraffine _____

Système C : flacon + $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$ _____

Système D : flacon + $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$ + bouchon à vis _____

Système E : bécher + mélange ($\text{KI} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$) _____

- 2- Après un certain temps, lequel ou lesquels des systèmes ont des propriétés macroscopiques constantes ? _____

- 3- Que peut-on dire de la température de chacun de ces systèmes, pendant tout le temps de leur observation ? _____

- 4- Identifier le seul système où la réaction inverse ne peut se faire. Expliquer pourquoi.

- 5- Identifier le seul système qui ne peut jamais atteindre un état d'équilibre. Expliquer pourquoi.

- 6- Un état d'équilibre implique toujours un aspect dynamique où deux réactions opposées se produisent en même temps et à la même vitesse. Pour chaque système, écrire l'équation réversible, sachant que dans le :

Système B : il y a équilibre entre l'acétone liquide CH_3COCH_3 et l'acétone gazeux CH_3COCH_3 .

Réaction d'équilibre : _____

Système C et D : il y a équilibre entre le $\text{CuSO}_{4(\text{s})}$ et les ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$.

Réaction d'équilibre : _____

- 7- L'équation d'équilibre du **système E** est une équation complexe se produisant en deux étapes (voir page 7-18, module 7). Quand peut-on dire que ce système est en équilibre ?

- 8- Expliquer pourquoi un système chimiquement isolé (C ou E) agit comme un système fermé.

Exercices 5-1

1- Donne la définition d'un :

a) système ouvert : _____

b) système fermé : _____

c) système chimiquement isolé : _____

2- Comment fais-tu pour reconnaître si un système est :

a) OUVERT: _____

b) FERMÉ : _____

c) chimiquement ISOLÉ : _____

3- Quelles sont les quatre (4) conditions qui nous permettent de dire qu'un système est en équilibre ?

4- Dis si les systèmes suivants sont ouvert, fermé ou isolé

a) Un thermomètre à mercure qui indique une température ambiante. _____

b) Une solution d'iode dans l'alcool contient quelques cristaux d'iode non dissous. _____

c) Un outil de fer qui rouille dans l'air. _____

d) Une tranche de pain qui brûle dans le grille-pain. _____

e) De l'eau dans une bouteille capsulée. _____

f) Une solution saturée de sel. _____

g) Un barrage hydroélectrique où le niveau d'eau est constant. _____

- 5- Quand un système en solution atteint-il un état d'équilibre ?
- Lorsque le soluté se dissout complètement.
 - Lorsqu'on chauffe la solution.
 - Lorsque des cristaux de soluté sont ajoutés à la solution.
 - Lorsque des particules de soluté demeurent à l'état solide dans la solution.
- 6- Laquelle des situations suivantes représente un état d'équilibre ?
- Une éprouvette est à demi remplie d'alcool, ouverte à l'air libre et maintenue à température de la pièce.
 - La couleur et la hauteur de la flamme d'un brûleur Bunsen sont constantes.
 - Une ampoule scellée contient un mélange de NO_2 coloré et de N_2O_4 incolore qui ne change pas de couleur pendant un certain temps.
 - On maintient de l'eau à ébullition dans un bécher, à température constante.
- 7- À quel moment l'équilibre est-il atteint lorsqu'un solide se dissout dans un liquide ?
- Lorsque les particules solides commencent à disparaître.
 - Au moment où les processus de dissolution et de précipitation cessent.
 - Quand la quantité de solide non dissout demeure constante.
 - Aussitôt que les particules de solide sont disparues dans la solution.
- 8- Lesquelles des situations suivantes ne sont pas considérées comme un système à l'équilibre ?
- Une solution d'iode dans l'alcool contient quelques cristaux d'iode non dissout. La couleur rouge de la solution et la quantité de cristaux ne changent pas d'une façon perceptible au cours d'une période de plusieurs heures.
 - La flamme d'une chandelle demeure constante dans sa forme, sa grandeur et sa couleur au cours d'une période de plusieurs heures.
 - Un gros ballon scellé contient quelques mL d'éther, liquide très volatil. La quantité d'éther liquide ne change pas au cours d'une période de plusieurs heures.
 - La température de l'eau bouillante dans un récipient ouvert demeure constante au cours d'une période de plusieurs heures.
- 9- Sur le comptoir du laboratoire, on retrouve les quatre systèmes illustrés ci-dessous. Identifie le système qui est en équilibre.



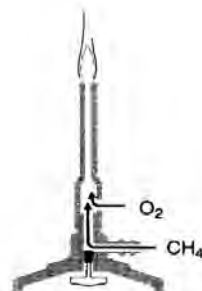
Des cubes de glace fondent dans un becher fermé. La température du local est de 23°C .



Une plaque de cuivre et une plaque d'argent émergent d'une même solution. Une ampoule, placée en série entre les deux plaques, s'allume.



Un fragment d'Alka-Seltzer repose au fond d'une éprouvette fermée, à demi remplie d'eau. Aucune effervescence n'est visible. Note: L'Alka-Seltzer réagit spontanément avec l'eau pour former un gaz.

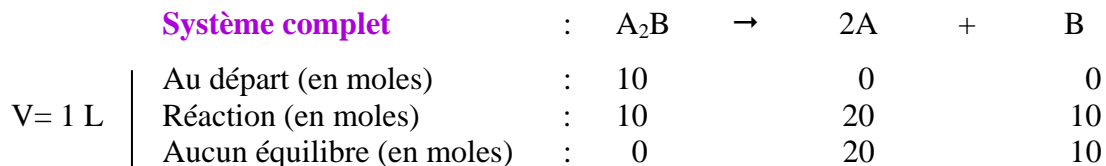


Un brûleur est allumé; la flamme est constante.

-Proportions stœchiométriques d'un état d'équilibre

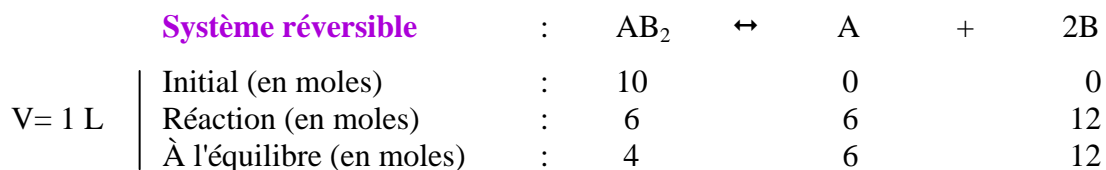
Nous avons vu qu'un système chimique pouvait être **complet** ou **réversible**.

Du point de vue **stœchiométrique** une réaction **complète** peut être symbolisée de la manière suivante :



Dans un système complet, comme tous les réactifs se transforment en produits, il ne peut pas y avoir équilibre. Ceci explique que les 10 moles de A_2B initiales se sont transformées en 20 moles de A et 10 moles de B (selon les proportions stœchiométriques de l'équation).

Par contre, du point de vue **stœchiométrique**, une réaction **réversible** peut être symbolisée de la manière suivante :



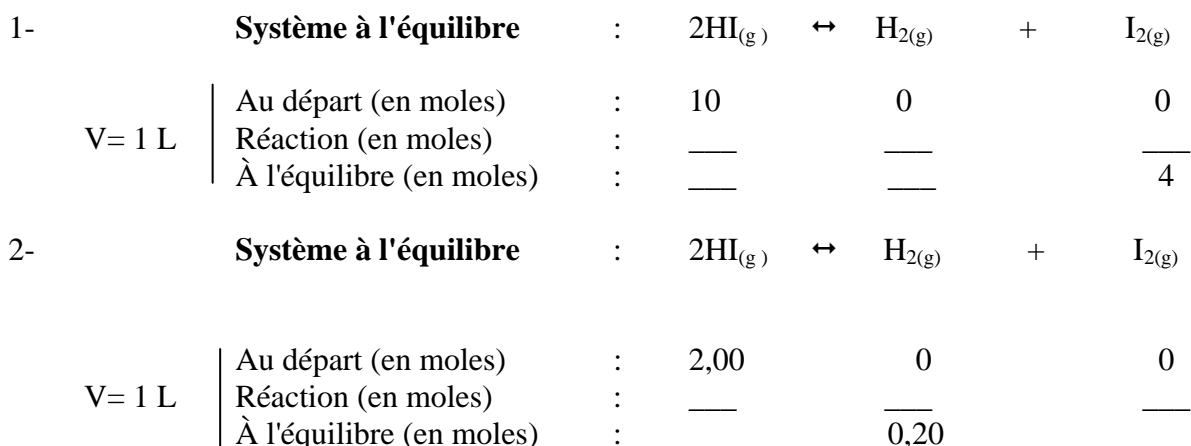
Dans le cas d'un système réversible, une partie des réactifs seulement se transforme en produits. On atteint un état d'équilibre dynamique lorsque la vitesse des réactions directe et inverse devient égale.

Ceci explique que dans l'exemple ci-haut 6 moles de réactifs se transforment en 18 moles de produits (6 moles de A et 12 moles de B), en suivant les proportions stœchiométriques de l'équation.

On retrouve donc, à la fin, un équilibre constant entre 4 moles de AB_2 et 6 moles de AB_2 qui se transforment en 6 moles de A et 12 moles de B.

Exercices 5-2

À partir des proportions stœchiométriques de l'équation chimique et des valeurs connues, complète le tableau, pour chacun des systèmes à l'équilibre suivants :



3-	Système à l'équilibre	:	$2\text{HI}_{(g)}$	\leftrightarrow	$\text{H}_{2(g)}$	+	$\text{I}_{2(g)}$
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	2,60		0
			Réaction (en moles)	:	—		—
			À l'équilibre (en moles)	:	2,08		—
4-	Système à l'équilibre	:	$2\text{HI}_{(g)}$	\leftrightarrow	$\text{H}_{2(g)}$	+	$\text{I}_{2(g)}$
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	2,50		0,20
			Réaction (en moles)	:	—		—
			À l'équilibre (en moles)	:	—		0,39
5-	Système à l'équilibre	:	$2\text{NH}_{3(g)}$	\leftrightarrow	$\text{N}_{2(g)}$	+	$3\text{H}_{2(g)}$
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	2,00		0
			Réaction (en moles)	:	—		—
			À l'équilibre (en moles)	:	—		2,94
6-	Système à l'équilibre	:	$2\text{NH}_{3(g)}$	\leftrightarrow	$\text{N}_{2(g)}$	+	$3\text{H}_{2(g)}$
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	6,00		0
			Réaction (en moles)	:	—		—
			À l'équilibre (en moles)	:	—		2,82
7-	Système à l'équilibre	:	$2\text{NH}_{3(g)}$	\leftrightarrow	$\text{N}_{2(g)}$	+	$3\text{H}_{2(g)}$
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	5,00		2,00
			Réaction (en moles)	:	—		—
			À l'équilibre (en moles)	:	—		4,33
8-	Système à l'équilibre	:	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	\leftrightarrow	$2\text{NO}_{2(g)}$		
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	0		6,00
			Réaction (en moles)	:	—		—
			À l'équilibre (en moles)	:	—		5,52
9-	Système à l'équilibre	:	$2\text{SO}_{3(g)}$	\leftrightarrow	$2\text{SO}_{2(g)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	1,00		2,90
			Réaction (en moles)	:	0,14		—
			À l'équilibre (en moles)	:	—		—
10-	Système à l'équilibre	:	$2\text{CO}_{2(g)}$	\leftrightarrow	$2\text{CO}_{(g)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$
	V= 1L		Au départ (en moles)	:	4,00		3,00
			Réaction (en moles)	:	—		—
			À l'équilibre (en moles)	:	—		1,07
				:			3,07

-Découverte du principe de Le Châtelier

Dans le module 4, nous avons vu que les facteurs : concentration, température, pression et catalyseur affectaient la vitesse d'une réaction.

La question qu'il faut se poser maintenant : ces mêmes facteurs affectent-ils aussi l'état d'équilibre ? C'est-à-dire permettent-ils de favoriser une réaction plutôt que l'autre ?

À l'aide d'un **simulateur**, les phénomènes décrits plus bas nous permettent de répondre à cette question et de découvrir le principe de Le Châtelier.

A) Influence d'un changement de CONCENTRATION sur l'état d'équilibre.

On modifie la concentration des réactifs ou des produits d'un système à l'équilibre, en augmentant ou en diminuant le nombre de moles.

FACTEUR MODIFIÉ			CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)			
[HI] initiale	(Système#1)		2HI _(g)	↔	H _{2(g)}	+ I _{2(g)}
4,20	Équilibre initial		4,20	↔	0,40	0,70
↗ 5,20	Nouvel état d'équilibre		5,00↘	→	0,50↗	0,80↗
↘ 3,20	Nouvel état d'équilibre		3,39↗	←	0,30↘	0,60↘

1- Comment la réaction évolue-t-elle, si on augmente la concentration de HI ?

L'équilibre est-il déplacé vers la «droite» ou vers la «gauche» ? _____

Quelle est la réaction favorisée, «directe» ou «inverse» ? _____

2- Comment la réaction évolue-t-elle, si on diminue la concentration de HI ?

L'équilibre est-il déplacé vers la «droite» ou vers la «gauche» ? _____

Quelle est la réaction favorisée, «directe» ou «inverse» ? _____

FACTEUR MODIFIÉ			CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)			
[H ₂] initiale	(Système#2)		2HI _(g)	↔	H _{2(g)}	+ I _{2(g)}
0,40	Équilibre initial		4,20	↔	0,40	0,70
↗ 0,80	Nouvel état d'équilibre		4,55↗	←	0,63↘	0,53↘
↘ 0,20	Nouvel état d'équilibre		3,98↘	→	0,31↗	0,81↗

3- Comment la réaction évolue-t-elle, si on augmente la concentration de H₂ ?

L'équilibre est-il déplacé vers la «droite» ou vers la «gauche» ? _____

Quelle est la réaction favorisée, «directe» ou «inverse» ? _____

4- Comment évolue la réaction, si on diminue la concentration de H_{2(g)} ?

L'équilibre est-il déplacé vers la «droite» ou vers la «gauche» ? _____

Quelle est la réaction favorisée, «directe» ou «inverse» ? _____

FACTEUR MODIFIÉ		CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)			
[I ₂]	initiale (Système#3)	2HI _(g)	↔	H _{2(g)}	+ I _{2(g)}
0,70	Équilibre initial	4,20	↔	0,40	0,70
↗ 1,40	Nouvel état d'équilibre	4,49↗	←	0,25↘	1,25↘
↘ 0,30	Nouvel état d'équilibre	3,91↘	→	0,54↗	0,44↗

5- Comment la réaction évolue-t-elle, si on augmente la concentration de I₂ ?

L'équilibre est-il déplacé vers la «droite» ou vers la «gauche» ? _____

Quelle est la réaction favorisée, «directe» ou «inverse» ? _____

6- Comment la réaction évolue-t-elle, si on diminue la concentration de I₂ ?

L'équilibre est-il déplacé vers la «droite» ou vers la «gauche»? _____

Quelle est la réaction favorisée, «directe» ou «inverse» ? _____

CONCLUSION (Si on change la concentration)

-Lorsqu'on augmente la concentration d'un côté d'un système chimique, celui-ci s'oppose toujours en partie à ce changement, en favorisant le côté opposé de l'équation où se produit le changement de concentration.

-Lorsqu'on diminue la concentration d'un côté d'un système chimique, celui-ci s'oppose toujours en partie à ce changement, en favorisant le côté de l'équation où se produit le changement de concentration.

B) Influence d'un changement de PRESSION sur l'état d'équilibre.

On modifie la pression d'un système à l'équilibre en augmentant ou en diminuant son volume.

(On peut faire varier la pression d'un système seulement s'il y a des *substances gazeuses*).

FACTEUR MODIFIÉ		CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)			
PRESSION	(Système#1)	(__) 2CO _(g)	+	O _{2(g)}	↔ 2CO _{2(g)} (__)
510,2 kPa	Équilibre initial	6,75		6,00	↔ 3,40
↗ 1010,2 kPa	Nouvel état initial	13,37		11,88	↔ 6,73
	Nouvel état d'équilibre	11,54↘		10,80↘	→ 7,80↗
↘ 210,2 kPa	Nouvel état initial	2,78		2,47	↔ 1,40
	Nouvel état d'équilibre	3,43↗		2,80↗	← 1,18↘

7- Inscris dans le tableau, au début et à la fin de l'équation, le nombre total de moles de gaz dans les réactifs et les produits.

8- Si on augmente la pression, comment la réaction évolue-t-elle ? _____

Vers quel côté de la réaction l'équilibre est-il déplacé, celui où le nombre de moles gazeuses est plus «grand» ou plus «petit» ? _____ .

9- Si on diminue la pression, comment la réaction évolue-t-elle ? _____

Vers quel côté de la réaction l'équilibre est-il déplacé, celui où le nombre de moles gazeuses est plus «grand» ou plus «petit» ? _____ .

FACTEUR MODIFIÉ		CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)			
PRESSION (Système#2)		(<u> </u>) $\text{COCl}_{2(g)}$	\leftrightarrow	$\text{CO}_{(g)}$ +	$\text{Cl}_{2(g)}$ (<u> </u>)
106,9 kPa	Équilibre initial	0,44	\leftrightarrow	5,56	6,86
\nearrow 1006,9 kPa	Nouvel état initial	4,14	\leftrightarrow	52,4	64,6
	Nouvel état d'équilibre	9,54 \nearrow	\leftarrow	23,5 \searrow	35,2 \searrow
\searrow 6,9 kPa	Nouvel état initial	0,03	\leftrightarrow	0,36	0,44
	Nouvel état d'équilibre	0,01 \searrow	\rightarrow	1,02 \nearrow	1,13 \nearrow

10- Inscris dans le tableau, au début et à la fin de l'équation, le nombre total de moles de gaz dans les réactifs et les produits.

11-Si on augmente la pression, comment la réaction évolue-t-elle ? _____

Vers quel côté de la réaction l'équilibre est-il déplacé, celui où le nombre de moles gazeuses est plus «grand» ou plus «petit» ? _____ .

12- Comment la réaction évolue-t-elle, si on diminue la pression ? _____

Vers quel côté de la réaction l'équilibre est-il déplacé, celui où le nombre de moles gazeuses est plus «grand» ou plus «petit» ? _____ .

FACTEUR MODIFIÉ		CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)				
PRESSION (Système#3)		(<u> </u>) $\text{SO}_{2(g)}$ +	$\text{NO}_{2(g)}$	\leftrightarrow	$\text{SO}_{3(g)}$ +	$\text{NO}_{(g)}$ (<u> </u>)
108.1 kPa	Équilibre initial	2,96	1,96	\leftrightarrow	3,04	5,04
\nearrow 1008,1 kPa	Équilibre initial	2,96	1,96	\leftrightarrow	3,04	5,04
\searrow 8,1 kPa	Équilibre initial	2,96	1,96	\leftrightarrow	3,04	5,04

13- Inscris dans le tableau, au début et à la fin de l'équation, le nombre total de moles de gaz dans les réactifs et les produits.

14- Comment la réaction évolue-t-elle, si on augmente ou diminue la pression, dans ce cas-ci ? _____

À l'aide de la théorie cinétique des gaz, expliquons, dans ce cas-ci, pourquoi la pression n'a aucun effet sur ce système en équilibre.

Dans ce cas-ci, comme le nombre de moles de gaz des réactifs est égal au nombre de moles de gaz des produits, ceci explique que la pression n'a aucun effet sur ce système. La théorie cinétique des gaz nous a démontré que, dans un même volume, une augmentation du nombre de molécules gazeuses augmente le nombre de collisions et, du même coup, la pression et vice versa.

CONCLUSION (Si on change la pression)

- Lorsqu'il y a une augmentation de la pression d'un système contenant des constituants gazeux, le système réagit toujours de manière à s'opposer en partie à cette augmentation de pression. Il favorise alors le côté de la réaction où le nombre de moles est plus petit, créant ainsi moins de collisions et de ce fait réduisant sa pression.
- Une diminution de pression d'un système contenant des constituants gazeux produit un effet contraire, c'est-à-dire que le système favorise le côté où le nombre de moles gazeuses est plus grand, pour augmenter sa pression.
- Par contre, dans un système où le nombre de moles de gaz des réactifs est le même que celui des produits, un changement de pression n'a aucun effet sur ce système.

C) Influence d'un changement de TEMPÉRATURE sur l'état d'équilibre.

FACTEUR MODIFIÉ		CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)			
TEMPÉRATURE (Système ENDO)		$2\text{HI}_{(g)} + \text{énergie} \leftrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$			
680 K	Équilibre initial	4,20	\leftrightarrow	0,40	0,70
↗ 780 K	Nouvel état d'équilibre	4,08 ↘	\rightarrow	0,46 ↗	0,76 ↗
↘ 580 K	Nouvel état d'équilibre	4,34 ↗	\leftarrow	0,33 ↘	0,63 ↘

16- Comment la réaction évolue-t-elle si on augmente la température ?

17- Comment la réaction évolue-t-elle si on diminue la température ?

CONCLUSION (Si on change la température)

- Lorsqu'on augmente la température d'un système, celui-ci réagit en partie à cette augmentation de température en favorisant le côté endothermique de la réaction (celui qui absorbe la chaleur), réduisant ainsi la température du système.
- Lorsqu'on diminue la température d'un système, celui-ci réagit en partie à cette diminution de température en favorisant le côté exothermique de la réaction (celui qui dégage la chaleur), augmentant ainsi la température du système.

D) Influence d'un CATALYSEUR sur l'état d'équilibre.

FACTEUR MODIFIÉ		CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE (Mol/L)			
CATALYSEUR		$2\text{HI}_{(g)} + \text{énergie} \leftrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$			
NON	Équilibre = 8 minutes	4,20	\leftrightarrow	0,40	0,70
OUI	Équilibre = 4 minutes	4,20	\leftrightarrow	0,40	0,70

18- Comment la réaction évolue-t-elle si on ajoute un catalyseur ?

19- Explique pourquoi un catalyseur n'affecte pas l'équilibre mais permet seulement de l'atteindre plus vite.

CONCLUSION (Si on ajoute un catalyseur)

- Un catalyseur n'a aucun effet sur les concentrations d'un système à l'équilibre. Il permet seulement d'atteindre l'équilibre plus rapidement car il augmente la vitesse des réactions directe et inverse au même taux.

-Principe de Le Châtelier

Dans tous les systèmes observés précédemment, on constate que le système réagit toujours en partie au changement qu'on lui impose.

-Si on augmente la concentration d'un constituant, le système diminue en partie ce constituant, en favorisant le côté de la réaction qui le consomme.

-Si on diminue la concentration d'un constituant, le système augmente en partie ce constituant, en favorisant le côté de la réaction qui le produit.

-Si on augmente la pression d'un système, celui-ci diminue en partie la pression en favorisant le côté où le nombre de moles gazeuses est plus petit.

-Si on diminue la pression d'un système, celui-ci augmente en partie la pression en favorisant le côté où le nombre de moles gazeuses est plus grand.

-Si on augmente la température d'un système, celui-ci diminue en partie cette température, en absorbant la chaleur (favorise la réaction endothermique).

-Si on diminue la température d'un système, celui-ci augmente en partie cette température, en dégageant la chaleur (favorise la réaction exothermique).

À partir de ces observations, Le Châtelier énonça un principe qui porte aujourd'hui son nom.

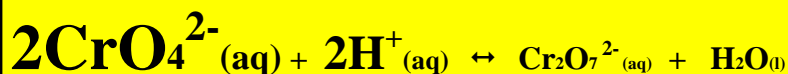
Principe de Le Châtelier

Si l'on modifie les conditions d'un système à l'équilibre, le système réagit, si possible, de manière à s'opposer en partie au changement qu'on lui impose.

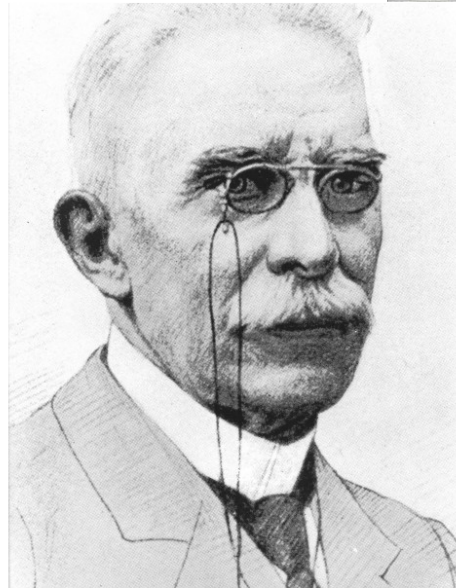
Dans l'expérience qui va suivre, nous allons étudier quelques réactions dont la réversibilité est observable. Il faut se rappeler que, dans un système à l'équilibre, il y a continuellement présence de réactifs et de produits. Dans certains systèmes, les réactifs donnent une coloration à la solution et les produits donnent une autre coloration à la solution.

Par exemple, dans une solution aqueuse contenant des ions chromate et bichromate, la prédominance des ions chromate (CrO_4^{2-}) donnera une coloration **jaune** à la solution tandis qu'une prédominance des ions dichromate ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) donnera une coloration **orange** à la solution.

Dépendant du fait que le système favorise les réactifs ou les produits, la coloration de la solution de ce système variera de jaune à orange.



Lorsque l'équilibre favorise les réactifs, comme il y a beaucoup plus d'ions CrO_4^{2-} (jaune) que d'ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (orange), ceci explique qu'à ce moment la coloration de la solution soit jaune.



Henri-Louis Le Châtelier
(1850-1936)



Lorsque l'équilibre favorise les produits, comme il y a beaucoup plus d'ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (orange), que d'ions CrO_4^{2-} (jaune), ceci explique qu'à ce moment la coloration de la solution soit orange.

Dans ce système on peut favoriser la formation des réactifs ou des produits en variant la concentration des ions $\text{H}^+(\text{aq})$. Pour augmenter la concentration des ions $\text{H}^+(\text{aq})$, il suffit d'ajouter quelques gouttes d'acide (du HCl par exemple). Par contre, pour diminuer la concentration de $\text{H}^+(\text{aq})$ il suffit d'ajouter quelques gouttes d'une base, ce qui a pour effet de diminuer la concentration de $\text{H}^+(\text{aq})$, en faisant réagir ceux-ci avec les ions $\text{OH}^-(\text{aq})$ de la base, pour former de l'eau ($\text{H}_2\text{O}(\text{l})$) et ainsi neutraliser l'acide.

Un autre exemple où la coloration nous permet de vérifier le côté de la réaction qui sera favorisé est le système gazeux dioxyde d'azote ($\text{NO}_2(\text{aq})$) (rouge brun) qui peut se transformer en tétraoxyde d'azote ($\text{N}_2\text{O}_4(\text{aq})$) (incolore) et vice-versa.



Lorsque l'équilibre favorise les réactifs, comme il y a beaucoup plus de molécules $\text{N}_2\text{O}_4(\text{aq})$ (incolore) que de molécules $\text{NO}_2(\text{aq})$ (rouge brun), ceci explique qu'à ce moment la coloration du gaz est presque incolore.

Gaz INCOLORE



Lorsque l'équilibre favorise les produits, comme il y a beaucoup plus de molécules $\text{NO}_2(\text{aq})$ (rouge brun) que de molécules $\text{N}_2\text{O}_4(\text{aq})$ (incolore), ceci explique qu'à ce moment la coloration du gaz est rouge brun.

Gaz ROUGE BRUN

Dans ce système, la variation de la température du gaz nous permet donc de favoriser la formation des réactifs ou des produits.

À partir de ces deux systèmes tu vas vérifier, dans l'expérience 19, la validité du principe de Le Châtelier concernant l'effet de la concentration et de la température sur un système à l'équilibre.

Pour démontrer qu'un catalyseur n'a aucun effet sur un système à l'équilibre, tu répéteras les réactions catalysée et non-catalysée que tu as effectuées dans l'expérience 17.

Pour chacune des parties du laboratoire 19 (concentration, température, catalyseur) tu dois :

- formuler une hypothèse,
- établir un protocole,
- analyser tes résultats,
- conclure sur la validité du principe de Le Châtelier.

RÉSULTATS

CONCLUSION

C) Effet catalyseur sur le système à l'équilibre suivant :**HYPOTHÈSE**

D'après Le Châtelier, anticiper l'effet d'un catalyseur sur un système à l'équilibre.

MATÉRIEL

- 1 bécher de 100 mL
- 1 cylindre gradué de 25 mL
- 1 cylindre gradué de 10 mL
- Solution A, B et C plus le catalyseur (Cu^{2+}).

PROTOCOLE

Mélanger les trois solutions : A,B et C une fois avec le catalyseur Cu^{2+} et une fois sans catalyseur.

- 20 mL de la solution A (KI, 0,20 mol/L + un peu d'amidon)
- 10 mL de la solution B ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,005 mol/L)
- 20 mL de la solution C ($(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, 0,1 mol/L)
- catalyseur ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$)

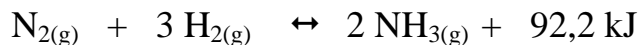
**RÉSULTATS**

CONCLUSION

- Application du principe de Le Châtelier (Procédé industriel Haber)

La principale méthode de fabrication industrielle de l'ammoniac, $\text{NH}_3(\text{g})$, est le **procédé Haber**, mis au point pendant la première guerre mondiale par un chimiste allemand, Fritz Haber, qui reçut le prix Nobel en 1918.

Le procédé consiste à combiner du diazote pur ($\text{N}_2(\text{g})$) et du dihydrogène pur ($\text{H}_2(\text{g})$), en présence d'un catalyseur (un mélange de fer et d'alumine).



D'après le principe de Le Châtelier, voici les meilleures conditions pour un bon rendement en $\text{NH}_3(\text{g})$:

- 1° Travailler à **haute concentration** de $\text{N}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2(\text{g})$ et à **basse concentration** de $\text{NH}_3(\text{g})$;
- 2° Pour favoriser la formation du $\text{NH}_3(\text{g})$, c'est-à-dire la réaction exothermique (dans ce cas-ci la réaction directe), il faut travailler à **basse température** ;
- 3° Pour favoriser la formation du $\text{NH}_3(\text{g})$, il faut forcer le système à favoriser le côté où le nombre de moles gazeuses est plus petit, c'est-à-dire, forcer le système à réduire sa pression. Il faut donc, au départ, travailler à **haute pression**.

En effet, on doit soumettre le système à une basse température et à une haute pression. En pratique, les vitesses de réaction sont lentes à basse température. Dans l'industrie, comme il coûte très cher de construire un appareil qui supporte de hautes pressions, on choisit le compromis suivant : on utilise une température intermédiaire d'environ 500°C et on utilise un bon catalyseur (un mélange de fer et d'alumine) pour communiquer à la réaction une vitesse raisonnable.

Dans ce cas-ci, on choisit une solution intermédiaire (une pression d'environ 350 atmosphères). À 500°C et 350 atm. on obtient un rendement acceptable de 30% pour la production de l'ammoniac. On sépare le $\text{NH}_3(\text{g})$ du mélange en le liquéfiant dans des conditions où le $\text{N}_2(\text{g})$ et le $\text{H}_2(\text{g})$ demeurent gazeux.

Le $\text{N}_2(\text{g})$ et le $\text{H}_2(\text{g})$ qui n'ont pas réagi recommencent le cycle pour former de nouveau de l'ammoniac. L'ammoniac, $\text{NH}_3(\text{g})$, est un gaz facilement condensable (P.E. = $-33,4^\circ\text{C}$, P.F. = $-77,7^\circ\text{C}$) et très soluble dans l'eau, donnant une solution alcaline d'hydroxyde d'ammonium, $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$, (communément appelée ammoniaque).

Une solution d'hydroxyde d'ammonium ou d'ammoniaque contient les espèces moléculaires $\text{NH}_3(\text{g})$ et $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$. Le $\text{NH}_3(\text{g})$, étant soluble dans l'eau, réagit avec celle-ci pour former du $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$, soluble dans l'excès d'eau. Comme le $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$ est une base faible, une partie seulement des molécules de $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$ se dissocie en ions $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ et $\text{OH}^-(\text{aq})$.

Exercices 5-3

(Identifier la bonne réponse et expliquer votre choix de réponse)

1- Parmi les facteurs suivants, lequel ne modifie pas l'état d'équilibre ?

- a) Une variation de concentration. c) Une variation de pression.
b) Une variation de température. d) La présence d'un catalyseur.

- Explique : _____

2- Dans le système à l'équilibre suivant :

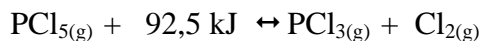


Lequel des changements suivants augmentera la concentration de $\text{CH}_3\text{OH}_{(aq)}$?

- a) Augmentation de la concentration de $\text{CO}_{(g)}$ c) Augmentation de la température.
b) Diminution de la concentration de $\text{H}_{2(g)}$ d) Diminution de la pression.

- Explique : _____

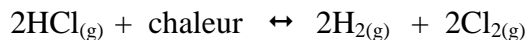
3- Quel sera l'effet d'une augmentation de pression sur le système à l'équilibre suivant :



- a) La réaction de décomposition $\text{PCl}_{5(g)}$ sera accélérée.
b) L'équilibre sera déplacé vers la substance réagissante.
c) Il n'y aura aucun changement.
d) L'équilibre favorisera la formation du plus grand nombre possible de molécules.

- Explique : _____

4- Si un industriel voulait augmenter sa production de chlore $\text{Cl}_{2(g)}$ dans la réaction représentée par l'équation :

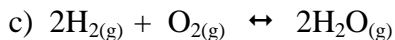
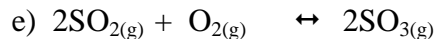
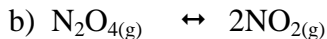
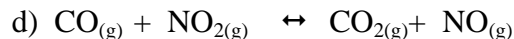


Parmi les moyens suivants, lequel lui conviendrait ?

- a) Une augmentation de la pression. c) Une augmentation de la température.
b) Une diminution de la pression. d) Une diminution de la température.

- Explique : _____

5- Lequel des systèmes suivants N'EST PAS influencé par une variation de pression, quand il est à l'équilibre ?



- Explique :

6- En appliquant le principe de Le Châtelier, que peux-tu prédire si l'on ajoute une substance catalytique à la réaction d'équilibre représentée par l'équation suivante :



a) Aucun changement observable.

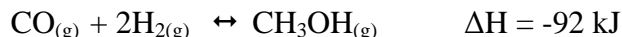
d) Une augmentation de la concentration de $\text{O}_2(\text{g})$

b) Une diminution de la concentration de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

c) Un abaissement de la pression totale.

- Explique :

7- L'équation suivante représente un système à l'équilibre.



Quelles sont les conditions expérimentales qui permettraient une meilleure production de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$?

a) Augmenter la température et augmenter la pression.

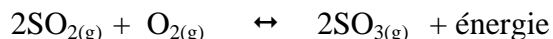
b) Augmenter la température et diminuer la pression.

c) Diminuer la température et augmenter la pression.

d) Diminuer la température et diminuer la pression.

- Explique :

8- Quel effet une augmentation de la pression aura-t-elle sur ce système ?



a) L'équilibre ne sera pas modifié.

c) La formation des réactifs sera favorisée.

b) La concentration de $\text{SO}_3(\text{g})$ augmentera.

d) La concentration de $\text{SO}_3(\text{g})$ diminuera.

- Explique :

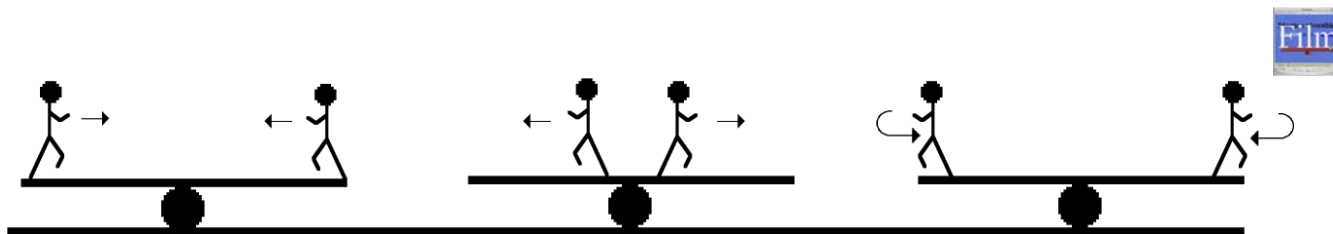
-Nature dynamique de l'équilibre (aspect microscopique de l'équilibre)

Dans tout système à l'équilibre, il existe un mouvement moléculaire réversible ayant des vitesses égales. Dans les réactions chimiques comme dans les changements de phases, la «**nature dynamique de l'équilibre**» est expliquée par *des processus microscopiques inverses qui se continuent à la même vitesse sans qu'on observe de changements macroscopiques*.

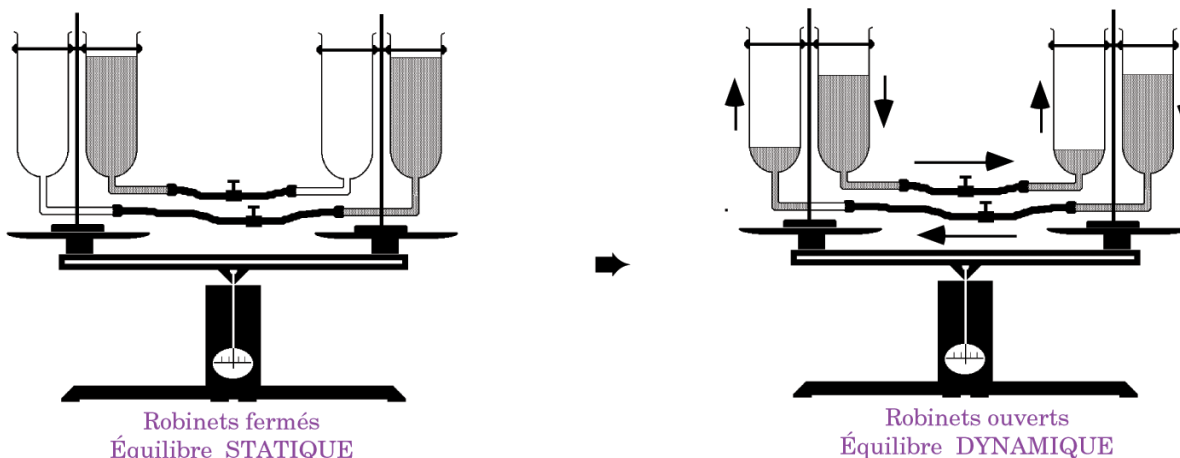
La réaction réversible d'un système à l'équilibre est toujours représentée par une double flèche (\rightleftharpoons), indiquant que la vitesse des réactions directe et inverse, est égale et, qu'à ce moment, la concentration des substances réagissantes et des substances produites ne varie plus.

Nous avons déjà comparé la **nature dynamique de l'équilibre** à deux personnes qui ont une même masse et qui marchent l'une vers l'autre à la même vitesse, sur une plate-forme centrée sur un pivot.

La plate-forme reste en équilibre, même s'il y a un mouvement de va-et-vient continu sur celle-ci.



La nature dynamique de l'équilibre peut aussi être comparée au système d'écoulement d'eau illustré par les figures suivantes :



Lorsque les robinets sont ouverts on se trouve vraiment devant un système à l'équilibre dynamique. Le système possède alors deux processus inverses qui se réalisent à la même vitesse. La quantité d'eau perdue d'un côté étant compensée par une même quantité d'eau provenant de l'autre côté, on peut dire qu'à tout moment on est en présence de propriétés macroscopiques constantes car la quantité d'eau, sur chaque plateau de la balance, est constante.

**EXPÉRIMENTATION 24****NATURE DYNAMIQUE DE L'ÉQUILIBRE**

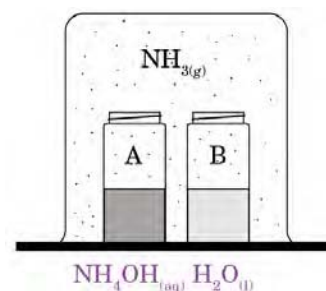
BUT : Observer la nature dynamique d'un système à l'équilibre.

**LISTE DE MATÉRIEL**

- | | |
|---|---------------------|
| -2 flacons-échantillons (26 mm x 60 mm) | -1 bécher de 250 mL |
| -Ammoniaque concentré ($\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$) | - Phénolphtaléine |
| - eau distillée | |

PROTOCOLE

- Verser 5 mL d'ammoniaque ($\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$) (environ 1 cm de hauteur), dans un flacon sec et propre (A),
- Verser 5 mL d'eau distillée (environ 1 cm de hauteur), dans un autre flacon sec et propre (B).
- Ajouter, dans chaque flacon, une goutte de phénolphtaléine. À ce moment, l'ammoniaque devient rose, et l'eau demeure incolore. Si l'eau devient rose c'est que le flacon est mal lavé. Vider alors l'eau, laver à nouveau le flacon et recommencer jusqu'à ce que l'eau reste incolore quand on ajoute la phénolphtaléine
- Placer les flacons côte-à-côte et renverse le bécher de 250 mL par dessus lorsque les deux solutions ont les bonnes couleurs.
- Noter tes observations pendant 15 min.

**OBSERVATIONS**

- 1- Au départ, quelle est la coloration du flacon ? (A) ($\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$) : _____
(B) ($\text{H}_2\text{O}_{(l)}$) : _____
- 2- Après avoir renversé le bécher de 250 mL sur les deux flacons, décrire exactement ce qui se passe :

- 3- Sachant qu'au début le $\text{NH}_3(g)$ quitte la solution de $\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$ en libérant de l'eau liquide, écrire l'équation chimique qui se produit dans le flacon (A).

- 4- Au fur et à mesure que cette réaction se fait, que dire de l'air emprisonné sous le bécher ?

- 5- Expliquer pourquoi, à ce moment, l'eau commence à se colorer en rose.

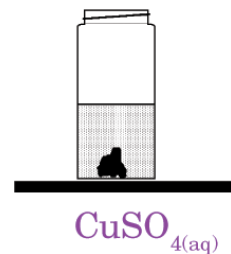
- 6- Sachant que lorsque le $\text{NH}_3(g)$ rencontre de l'eau liquide il réagit avec elle pour former du $\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$, écrire la réaction inverse. _____

7- Lorsque la coloration est identique dans les flacons, que dire de la vitesse des réactions directe et inverse, et de l'équilibre ? _____

8- Lorsque l'équilibre est atteint, écris l'équation réversible qui se fait dans chacun des flacons.

9- Décrire la nature dynamique de cet équilibre. _____

10- Expliquer la nature dynamique de l'équilibre d'une solution saturée de $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$ possédant au fond de la solution quelques cristaux de $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$ non dissouts (sous forme de précipité).



Écrire l'équation à l'équilibre. _____

-Loi de l'équilibre chimique ou Loi d'action de masse

La **loi d'action de masse** énoncée par deux norvégiens, GULDBERG et WAAGE, vers 1863 et formulée comme suit :

« La vitesse d'une réaction chimique est proportionnelle au produit des concentrations moléculaires des substances réagissantes. Chacune de ces concentrations est affectée d'un exposant égal au nombre de molécules qui participent à la réaction. »

Pour le système à l'équilibre : $2 \text{HI}_{(aq)} \leftrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$

La **loi d'action de masse** nous permet donc d'affirmer que la vitesse d'une réaction est égale à une constante k , multipliée par le produit des concentrations de chaque réactif, où chaque concentration est affectée d'un exposant égal au nombre de molécules qui participent à la réaction.

Pour la **réaction directe** : $2 \text{HI}_{(aq)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$, on a comme expression mathématique de la

vitesse directe : $v_d = k_d [\text{HI}]^2$

Pour la **réaction inverse** : $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HI}_{(aq)}$, on a comme expression mathématique de la

vitesse inverse : $v_i = k_i [\text{H}_2] \times [\text{I}_2]$

Sachant qu' à l'équilibre, la vitesse des deux réactions opposées est égale, on peut alors écrire :

$$v_d = v_i$$

$$\text{ou } k_d [\text{HI}]^2 = k_i [\text{H}_2] \times [\text{I}_2]$$

Si, dans le membre de gauche, on isole les constantes et, dans le membre de droite, les concentrations à l'équilibre, on a alors :

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = K_c$$

Comme k_d et k_i sont deux constantes, leur quotient sera également à une nouvelle constante que nous désignerons par K_c .

Pour le système : $2 \text{HI}_{(aq)} \leftrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$,

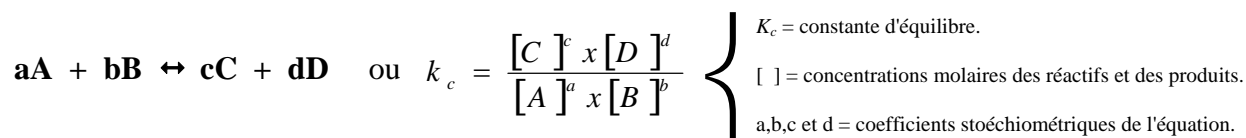
on a donc comme constante d'équilibre : $K_c = \frac{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$

IMPORTANT : Par définition, la valeur de K_c provient toujours du rapport k_d/k_i et non l'inverse.

Cette constante est la **constante d'équilibre** et, à une température donnée, elle ne peut varier.

On peut donc conclure *qu'à l'équilibre, pour une température donnée, il existe un rapport invariable entre les concentrations moléculaires des substances en présence. La température est donc le seul facteur qui peut changer ce rapport.*

A partir de cet exemple et de l'équation hypothétique suivante :



Cette dernière expression, appelée **LOI DE L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE** ou **LOI D'ACTION DE MASSE**, peut se lire de la façon suivante :

«À l'équilibre, le rapport du produit des concentrations moléculaires des substances produites sur le produit des concentrations moléculaires des substances réagissantes, est constant. Les substances produites et réagissantes doivent être affectées d'un exposant égal au nombre de molécules qui participent à la réaction.»

IMPORTANT

La concentration des substances **solide** et **liquide**, dans un système à l'équilibre, ne font jamais partie de l'expression de la constante d'équilibre. La masse volumique d'une substance pure, solide ou liquide, détermine la concentration molaire de cette substance ; elle ne peut être changée ni par les chimistes ni par la réaction. Puisque la concentration molaire d'un solide ou d'un liquide pur ne varie pas, quelle que soit la quantité de solide ou de liquide ajoutée, il n'est pas nécessaire de les introduire dans le calcul de la constante d'équilibre.

-Calcul de la constante d'équilibre K_c

Nous avons vu, qu'un système peut atteindre plusieurs états d'équilibre si l'on fait varier un des facteurs : concentration, pression ou température.

Pour le système (HI), voici 4 nouveaux états d'équilibre, lorsque l'on fait varier la concentration :

FACTEUR MODIFIÉ (concentration)	CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE			
		2 HI _(aq)	⇌	H _{2(g)} + I _{2(g)}
	Équilibre initial	4,20 mol/L		0,40mol/L 0,70 mol/L
[HI] ↗ à 5,20 mol/L	1° état d'équilibre	5,00mol/L	→	0,50 mol/L 0,80 mol/L
[HI] ↘ à 3,20 mol/L	2° état d'équilibre	3,39 mol/L	←	0,30 mol/L 0,60 mol/L
[H ₂] ↗ à 0,80 mol/L	3° état d'équilibre	4,55 mol/L	←	0,63 mol/L 0,53mol/L
[I ₂] ↘ à 0,35 mol/L	4° état d'équilibre	3,91mol/L	→	0,54mol/L 0,44 mol/L

Ce tableau montre bien l'action du principe de Le Châtelier qui stipule qu'un système s'oppose en partie au changement qu'on lui impose. Ainsi, une augmentation des réactifs ou une diminution des produits favorise la réaction directe, et une diminution des réactifs ou une augmentation des produits favorise la réaction inverse.

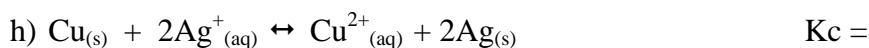
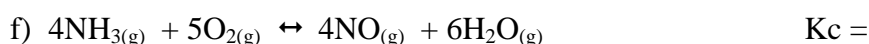
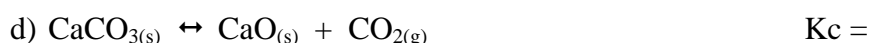
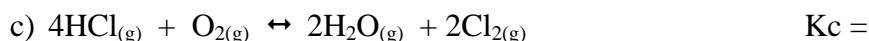
En examinant les 4 nouveaux états d'équilibre de ce système, même si les concentrations à l'équilibre sont différentes, en tenant compte des chiffres significatifs, vérifions si on obtient bien une constante d'équilibre K_c , pour ce système.

$$K_c = \frac{[H_2] \times [I_2]}{[HI]^2} = \frac{0,50 \times 0,80}{(5,00)^2} = \frac{0,30 \times 0,60}{(3,39)^2} = \frac{0,63 \times 0,53}{(4,55)^2} = \frac{0,54 \times 0,44}{(3,91)^2}$$

$$= 0,016 = 0,016 = 0,016 = 0,016 = \text{une constante}$$

Exercices 5-4

1- Écris l'expression de la constante d'équilibre, K_c des systèmes à l'équilibre suivants :



2- Le tableau suivant donne 4 états d'équilibre pour le système : $2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(g)}$

FACTEUR MODIFIÉ (concentration)	CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE			
		$2\text{CO}_{(g)}$	$+\text{O}_{2(g)}$	$\rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(g)}$
	Équilibre initial	6,75 mol/L	6,00 mol/L	3,40 mol/L
$[\text{CO}] \nearrow$ à 8,75 mol/L	1° état d'équilibre	8,15 mol/L	5,70 mol/L	$\rightarrow 4,00$ mol/L
$[\text{CO}] \searrow$ à 4,75 mol/L	2° état d'équilibre	5,37 mol/L	6,32 mol/L	$\leftarrow 2,78$ mol/L
$[\text{O}_2] \nearrow$ à 8,00 mol/L	3° état d'équilibre	6,44 mol/L	7,85 mol/L	$\rightarrow 3,71$ mol/L
$[\text{CO}_2] \searrow$ à 2,40 mol/L	4° état d'équilibre	6,14 mol/L	5,69 mol/L	$\leftarrow 3,01$ mol/L

a) Écris, pour ce système, l'expression de la constante d'équilibre :

b) À partir de l'expression de la constante d'équilibre et des concentrations à l'équilibre, vérifie si on obtient effectivement une constante, pour ces quatre états d'équilibre.

1° État d'équilibre :

2° État d'équilibre :

3° État d'équilibre :

4° État d'équilibre :

3- Le tableau suivant donne 2 états d'équilibre pour le système $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$

FACTEUR MODIFIÉ (concentration)	CONCENTRATION À L'ÉQUILIBRE			
		$\text{N}_{2(\text{g})}$	+ $3\text{H}_{2(\text{g})}$	\leftrightarrow $2\text{NH}_{3(\text{g})}$
	Équilibre initial	2,64 mol/L	6,64 mol/L	0,24 mol/L
$[\text{N}_2] \nearrow$ à 4,63 mol/L	1° état d'équilibre	4,60 mol/L	6,54 mol/L	\rightarrow 0,31 mol/L
$[\text{NH}_3] \nearrow$ à 2,24 mol/L	2° état d'équilibre	3,52 mol/L	9,31 mol/L	\leftarrow 0,46 mol/L

a) Vérifie si la loi d'action de masse s'applique également pour ce système.

1° État d'équilibre :

2° État d'équilibre :

4- Pour une réaction générale du type : $a\text{A} + b\text{B} \leftrightarrow c\text{C} + d\text{D}$

a) Comment écrire l'expression de la constante d'équilibre? $K_c =$ _____

b) Cette expression est appelée loi _____ ou loi _____ . Elle fut formulée vers 1863 par deux savants norvégiens :

c) Pourquoi, à cette époque, avait-on appelé cette loi « *Loi d'action de masse* » ?

5- Explique pourquoi les substances pures, solides ou liquides, dans un système à l'équilibre ne figurent pas dans l'expression de la constante d'équilibre.

6- Dans le système à l'équilibre suivant : $\text{HCH}_3\text{CO}_2(\text{aq}) \leftrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$
et les concentrations à l'équilibre : $(1,00 \times 10^{-1} \text{ mol/L})$ $(1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/L})$ $(1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/L})$
Écris l'expression de la constante d'équilibre et calcule la constante d'équilibre.

7- Soit le système à l'équilibre suivant : $\text{AgCl}(\text{s}) \leftrightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
et les concentrations à l'équilibre : (39 mol/L) $(1,1 \times 10^{-5} \text{ mol/L})$ $(1,1 \times 10^{-5} \text{ mol/L})$
Écrire l'expression de la constante d'équilibre et calculer la constante d'équilibre.

8- On chauffe une quantité de PCl_5 dans un récipient de 12 L, à 250°C . À l'équilibre on a :
0,20 mole de PCl_5 , 0,40 mole de PCl_3 et 0,40 mole de Cl_2 .

Réaction : $\text{PCl}_{5(\text{g})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$. Calcule la constante d'équilibre.

9- Dans le système suivant : $\text{CaCO}_{3(\text{s})} \leftrightarrow \text{CaO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$

Cette réaction se fait dans un ballon de 2,0 L. À l'équilibre, on retrouve 100 g de $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$,
28 g de $\text{CaO}_{(\text{s})}$ et 22 g de $\text{CO}_{2(\text{g})}$. Calcule la constante d'équilibre de ce système.

10- Au départ on utilise 1,00 mole de A et 1,50 mole de B. À l'équilibre, on obtient 0,500 mole de C. Sachant que la réaction se fait dans un ballon de 100 mL, trouve la constante d'équilibre de ce système si on a la réaction :

		$A_{(g)}$	+	$2B_{(g)}$	\leftrightarrow	$2C_{(g)}$
Volume =	Au départ (mol/L) :					
_____ L	Réaction (mol/L) :					
	À l'équilibre (mol/L) :					

11- On a le système suivant : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)}$

On chauffe 25,4 g de $I_{2(s)}$ et 0,50 g de $H_{2(g)}$ dans un ballon de 1,00 L. À l'équilibre, on retrouve 2,54 g de $I_{2(s)}$ qui n'ont pas réagi. Calcule la constante d'équilibre de ce système.

**EXPÉRIMENTATION 25****CONSTANTE D'ÉQUILIBRE**

BUT : Vérifier la validité de la loi d'action de masse sur une réaction.

HYPOTHÈSE :

LISTE DE MATÉRIEL

- pHmètre ou solutions-tampons de pH : 4,1; 4,3; 4,5; 4,7; 4,9; 5,1; 5,3; 5,5; 5,7 et 5,9; (à l'avant de la classe).
- 1 bécher de 250 mL.
- 1 cylindre gradué de 100 mL.
- 1 cylindre gradué de 25 mL.
- Une solution d'indicateur universel.
- Une solution de $\text{NaCH}_3\text{CO}_2(\text{aq})$, 1,00 mol/L.
- Une solution de $\text{HCl}(\text{aq})$, 1,00 mol/L.

PRÉPARATION DES SOLUTIONS-TAMpons		
PH	Volume en mL biphthalate de K 0,01 mol/L	Volume en mL NaOH 0,01 mol/L
4,1	50,0	1,3
4,3	50,0	4,7
4,5	50,0	8,7
4,7	50,0	13,6
4,9	50,0	19,4
5,1	50,0	25,5
5,3	50,0	31,6
5,5	50,0	36,6
5,7	50,0	40,6

PROTOCOLE

- Verser 100 mL de la solution de $\text{NaCH}_3\text{CO}_2(\text{aq})$, 1,00 mol/L, dans un bécher de 250 mL. Ce sera la source d'ions $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$.
- Ajouter 20,0 mL de la solution de $\text{HCl}(\text{aq})$, 1,00 mol/L. Ce sera la source d'ions $\text{H}^+(\text{aq})$.
- Mélanger très bien.
- Mesurer le pH de la solution à l'aide du pHmètre ou prélever 5 mL de cette solution dans une petite éprouvette. Ajouter quelques gouttes d'indicateur universel et déterminer le pH de cette solution en comparant sa couleur à celles des solutions-tampons à l'avant de la classe.
- Ajouter successivement 3 autres quantités de 20,0 mL de la solution de $\text{HCl}(\text{aq})$, 1,00 mol/l. À chaque ajout, bien mélanger et déterminer le pH en procédant de la même manière.

TABLEAU DE RÉSULTATS

Pour les calculs, donner aux élèves les pH, au centième près.

MÉLANGE		pH	$[\text{H}^+]$ mol/L	mol de H^+ dans
1° 100 mL de NaCH_3CO_2	+ 20 mL de HCl	_____	_____	0,12 L _____
2° 120 mL du mélange	+ 20 mL de HCl	_____	_____	0,14 L _____
3° 140 mL du mélange	+ 20 mL de HCl	_____	_____	0,16 L _____
4° 160 mL du mélange	+ 20 mL de HCl	_____	_____	0,18 L _____

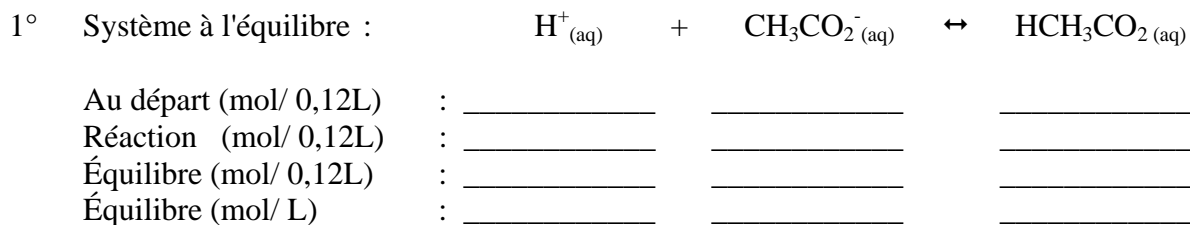
Comment calculer la concentration de l'ion hydrogène à partir de la valeur du pH :

Par définition, le pH d'une solution est égal à la valeur négative (-) du logarithme de la $[\text{H}^+]$,

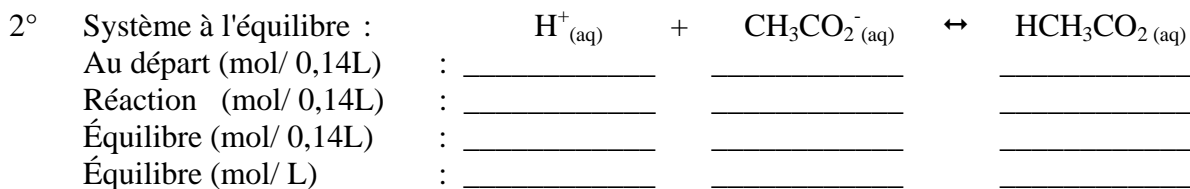
alors $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ et, si on isole l'exposant -pH, on obtient $-\text{pH} = \text{Log} [\text{H}^+]$ et **pH = - Log $[\text{H}^+]$**

Ex. si pH = 4,5, alors $[\text{H}^+] = 10^{-4,5}$ sur calculatrice : $\boxed{10} \boxed{Y^x} \boxed{4,5} \boxed{+/-} = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

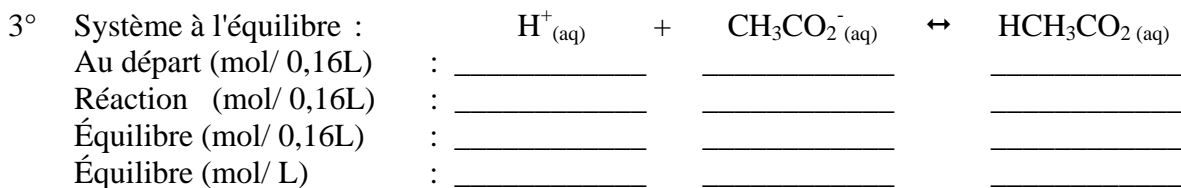
ou : $\boxed{4,5} \boxed{+/-} \boxed{\text{INV}} \boxed{\text{Log}} = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

ANALYSE DES RÉSULTATS

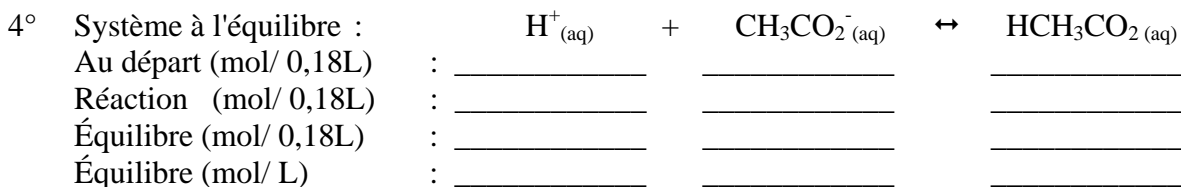
Kc =



Kc =



Kc =



Kc =

CONCLUSION

-Retour sur la notion de pH

Certains indicateurs, comme le tournesol, la phénolphthaléine ou un indicateur universel, nous permettent de savoir si une solution est acide, basique ou neutre, mais ne nous fournissent pas la valeur exacte de la concentration des ions $H^+_{(aq)}$ et $OH^-_{(aq)}$.

Sørensen a imaginé l'échelle du pH, une méthode simple de noter les $[H^+]$ et $[OH^-]$ dans une solution.

D'après son échelle :
 une solution **ACIDE** a un $pH < 7$
 une solution **NEUTRE** a un $pH = 7$
 une solution **BASIQUE** a un $pH > 7$

Mathématiquement, le pH équivaut au logarithme (négatif) de la concentration en ions $H^+_{(aq)}$.

$$pH = -\log [H^+] \text{ et, par le fait même, } [H^+] = 10^{-pH}$$

Le tableau qui suit nous donne la correspondance entre le pH et la concentration en ion $H^+_{(aq)}$.

pH (acide)	$[H^+]$	pH (neutre)	$[H^+]$	pH (basique)	$[H^+]$
1,0	$10^{-1,0} = 1,0 \times 10^{-1}$			8,0	$10^{-8,0} = 1,0 \times 10^{-8}$
2,0	$10^{-2,0} = 1,0 \times 10^{-2}$			9,0	$10^{-9,0} = 1,0 \times 10^{-9}$
3,5	$10^{-3,5} = 3,2 \times 10^{-4}$	7,0	$10^{-7,0} = 1,0 \times 10^{-7}$	10,5	$10^{-10,5} = 3,2 \times 10^{-11}$
5,0	$10^{-5,0} = 1,0 \times 10^{-5}$			12,0	$10^{-12,0} = 1,0 \times 10^{-12}$
6,0	$10^{-6,0} = 1,0 \times 10^{-6}$			14,0	$10^{-14,0} = 1,0 \times 10^{-14}$

D'après **Arrhénius**, nous avons vu l'an passé, qu'une solution neutre, acide ou basique contient toujours des ions $H^+_{(aq)}$ et $OH^-_{(aq)}$, et que :

- dans une solution **ACIDE** la $[H^+] > [OH^-]$
- dans une solution **NEUTRE** la $[H^+] = [OH^-]$
- dans une solution **BASIQUE** la $[H^+] < [OH^-]$

Le tableau montre la relation entre le pH et le pOH :

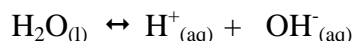
	pH	$[H^+]$	pOH	$[OH^-]$	(pH + pOH)	$([H^+] \times [OH^-])$
ACIDE →	2	10^{-2}	12	10^{-12}	14	10^{-14}
NEUTRE →	5	10^{-5}	9	10^{-9}	14	10^{-14}
	7	10^{-7}	7	10^{-7}	14	10^{-14}
BASIQUE →	9	10^{-9}	5	10^{-5}	14	10^{-14}
	12	10^{-12}	2	10^{-2}	14	10^{-14}

Dans une solution acide, neutre ou basique, la somme de (pH + pOH) est toujours égale à 14 et le produit ($[H^+] \times [OH^-]$) est toujours égal à 10^{-14} .

-Expression de la constante de dissociation de l'eau (K_{eau})

L'eau pure ne conduit pratiquement pas un courant électrique. Cependant, un appareil extrêmement sensible montre que l'eau la plus pure possède une petite conductibilité électrique. Pour conduire un courant électrique, quelques molécules d'eau se dissocient ($1,8 \times 10^{-7}$ %) , soit deux molécules sur un milliard de molécules), pour former des ions $H^+_{(aq)}$ et des ions $OH^-_{(aq)}$ à $25^\circ C$.

Voici l'équation de dissociation ionique de l'eau :



À partir de la loi d'action de masse, écrivons l'expression de la constante d'équilibre de l'eau, K_{eau} :

$$K_{eau} = [H^+] [OH^-]$$

Comme la concentration de l'eau liquide pure ne varie pas et est égale à sa masse volumique, elle ne figure pas dans l'expression de la constante d'équilibre (K_{eau}) et elle ne doit donc pas entrer dans le calcul de la constante d'équilibre de l'eau.

Sachant qu'à $25^\circ C$ la masse volumique de l'eau est égale à $1,00 \text{ g/mL}$, calculons la concentration molaire de l'eau pure en mol/L.

Si on a $1,00 \text{ g d'eau/mL}$, on a alors $1000 \text{ g d'eau/1000 mL}$ ou $1L$

Une mole de $H_2O_{(l)}$ pèse $18,0 \text{ g/mol}$

Donc, dans 1000 g d'eau , on a : $\frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,6 \text{ mol/L}$

Alors la concentration de l'eau liquide, $[H_2O_{(l)}] = 55,6 \text{ mol/L}$

Sachant aussi que l'eau pure a un $pH = 7$, calculons la concentration des ions $[H^+]$ dans $1,00 L$ d'eau :

Si $pH = 7$ alors $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-7}$ ou $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

Connaissant la concentration initiale de l'eau, ($[H_2O_{(l)}] = 55,6 \text{ mol/L}$) et la concentration en ions hydrogène, ($[H^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$) complétons le tableau suivant et calculons la constante de dissociation ionique de l'eau, K_{eau} :

Système à l'équilibre	:	$H_2O_{(l)}$	\leftrightarrow	$H^+_{(aq)}$	+	$OH^-_{(aq)}$
Au départ (mol/L)	:	55,6	← négligeable	0,0		0,0
Réaction (mol/L)	:	$1,0 \times 10^{-7}$		$1,0 \times 10^{-7}$		$1,0 \times 10^{-7}$
À l'équilibre (mol/L)	:	55,6		$1,0 \times 10^{-7}$		$1,0 \times 10^{-7}$

La perte de $1,0 \times 10^{-7}$ mole d'eau dissociée, sur une total de $55,6$ moles d'eau au départ, est négligeable. (Ceci peut être comparable à enlever 1¢ à quelqu'un qui possède $5\,560\,000 \text{ \$}$. Pourrait-on dire que sa fortune a varié ? non)

On peut donc considérer que la concentration de l'eau n'a pas varié à l'équilibre et que celle-ci demeure constante et fait partie de la constante de l'eau K_{eau} .

$$K_{eau} = [H^+] [OH^-] = (1,0 \times 10^{-7}) (1,0 \times 10^{-7}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_{eau} = 1,0 \times 10^{-14}$$

Exercices 5-5

- 1- Connaissant la concentration initiale de l'eau (55,6 mol/L) et la concentration de l'eau qui s'est dissociée (se brise en ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$) calcule le % de dissociation ou d'ionisation de l'eau.
- 2- On ajoute 0,010 mol de HCl dans de l'eau, pour faire 1 L de solution. Sachant que le HCl s'ionise à 100 % selon la réaction ionique $\text{HCl}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
- a) Calcule la concentration des ions hydrogène $[\text{H}^+]$.
- b) Calcule le pH de cette solution.
- c) Sachant que dans une solution acide, neutre ou basique, K_{eau} est toujours égale à $1,0 \times 10^{-14}$, calcule la concentration des ions hydroxyde $[\text{OH}^-]$.
- d) Calculer le pOH de cette solution.
- 3- On ajoute 0,10 mol de NaOH dans de l'eau pour faire 1 L de solution. Sachant que le NaOH s'ionise à 100 % selon la réaction ionique $\text{NaOH}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$, calcule :
- 1° $[\text{OH}^-]$ 2° pOH, 3° $[\text{H}^+]$ 4° pH

- 4- On ajoute 0,02 mol de NaCl dans de l'eau, pour faire 1 L de solution. Sachant que le NaCl s'ionise à 100 % selon la réaction ionique : $\text{NaCl}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, calcule :
- 1° [OH⁻] 2° pOH, 3° [H⁺] 4° pH
- 5- On ajoute 0,01 mol de HCH₃CO₂ dans de l'eau, pour faire 1L de solution. Sachant que le HCH₃CO₂ s'ionise à 10 % selon la réaction ionique : $\text{HCH}_3\text{CO}_2_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$ calcule :
- 1° [OH⁻] 2° pOH, 3° [H⁺] 4° pH
- 6- Une solution d'acide faible HA est étiquetée 0,01 mol/L. L'analyse révèle que le pH de cet acide est de 3,5. Quel est le % de dissociation de cet acide ?
- 7- On ajoute $1,0 \times 10^{-4}$ mol de H₂A dans de l'eau, pour faire 1L de solution. Sachant que le H₂A s'ionise à 0,05 % selon la réaction ionique : $\text{H}_2\text{A}_{(\text{aq})} \leftrightarrow 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^{2-}_{(\text{aq})}$, calcule la [H⁺] et le pH.

-Neutralisation et calcul sur le titrage

On sait que la neutralisation d'un acide par une base donne toujours un sel et de l'eau.



Dans le cas d'une neutralisation, il faut donc que le nombre d'ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ fourni par l'acide soit égal au nombre d'ions $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ fourni par la base.

Le phénomène de neutralisation peut être utilisé pour déterminer la concentration inconnue d'un acide ou d'une base.

L'ensemble des manipulations et des calculs qui servent à établir la concentration d'un acide ou d'une base constitue un «**Titrage**».

TITRAGE

Le titrage est une méthode d'analyse volumétrique rapide et pratique qui consiste à faire réagir l'un sur l'autre des volumes déterminés de solutions acides et basiques, en présence d'un indicateur, jusqu'à ce qu'un changement de couleur survienne.

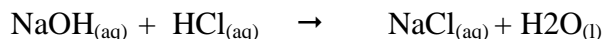
Pour réaliser un titrage, on se sert d'une burette, d'une pipette et d'une solution étalon, c'est-à-dire une solution dont la concentration exacte est connue. Ainsi, pour titrer une base, on se sert d'une solution acide étalon et inversement.

Supposons qu'on a une solution de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ de concentration inconnue. Si nous voulons connaître la concentration de cette solution par titrage, on doit avoir une solution acide standard (ou étalon) de concentration connue (par exemple 0,2 mol/L) et on procède comme suit :

- On prélève 10 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$, à l'aide d'une pipette, qu'on laisse par la suite écouler dans un vase conique propre.
- On ajoute alors quelques gouttes d'indicateur (phénolphtaléine) et la solution devient rosée.
- On place la solution de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ (0,2 mol/L) dans une burette.
- On laisse écouler lentement la solution de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ dans le vase conique en l'agitant légèrement.
- On laisse alors écouler le $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ goutte à goutte, jusqu'à ce que la coloration rose pâle disparaisse au point de virage et, que la solution demeure incolore.
- On notera à ce moment, que le volume de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ utilisé pour neutraliser 10 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ est exactement 5 mL.

CALCULS SUR LE TITRAGE

Pour calculer la concentration de la solution de NaOH on utilise la relation suivante :



$$V_{\text{acide}} \times [\text{H}^+] = V_{\text{base}} \times [\text{OH}^-]$$

$$5 \text{ mL} \times 0,2 \text{ mol/L} = 10 \text{ mL} \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = (5 \text{ mL} \times 0,2 \text{ mol/L}) / 10 \text{ mL} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Exercices 5-6

- 1- Sachant qu'il faut 10 mL d'une solution de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ (0,4 mol/L) pour neutraliser 40 mL d'une solution de NaOH , trouve la concentration de la solution de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$.
- 2- Quel volume d'une solution de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ (0,8 mol/L) faut-il pour neutraliser 20 mL d'une solution de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ (0,4 mol/L).
- 3- Sachant qu'il faut 20 mL d'une solution de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ (0,4 mol/L) pour neutraliser 40 mL d'une solution de $\text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$, trouve la concentration de la solution de $\text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$.

4- Sachant qu'il faut 30 mL d'une solution de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ (0,4 mol/L) pour neutraliser 15 mL d'une solution de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$, trouver la concentration de la solution de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$.

5- Quel volume d'une solution de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ (0,6 mol/L) faut-il pour neutraliser 40 mL d'une solution de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ (0,3 mol/L).

À NOTER :

Dans le LABORATOIRE 22 tu vérifieras le dosage du vinaigre commercial et le dosage de l'aspirine.

Tu dois apporter un échantillon de vinaigre (30 mL) et 3 comprimés d'acide acétylsalicylique (aspirine) de chez toi.

Prends en note, sur l'étiquette de chaque contenant, la concentration (exprimée en %) de l'acide acétique du vinaigre et la concentration (exprimée en mg) de l'acide acétylsalicylique de l'aspirine.

**EXPÉRIMENTATION 26****DOSAGE DU VINAIGRE ET DE L'ASPIRINE**

BUT : Déterminer la concentration en % de l'acide acétique dans le vinaigre et déterminer la concentration en mg/comprimé de l'acide acétylsalicylique de l'aspirine.

HYPOTHÈSE :

LISTE DE MATERIEL

VOUS DEVEZ APPORTER DE LA MAISON, 30 ML DE VINAIGRE BLANC ET 3 COMPRIMÉS D'ASPIRINE ORDINAIRE.

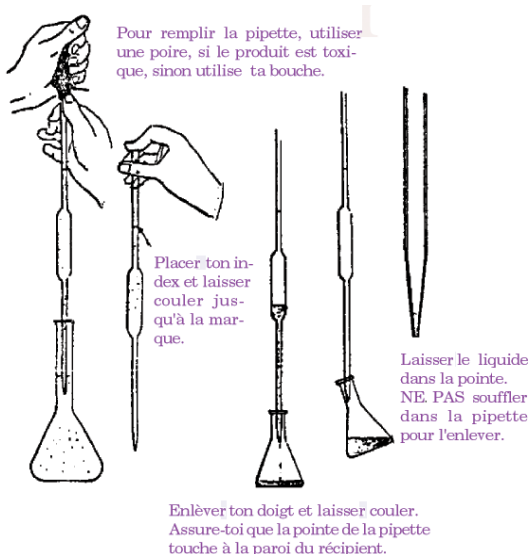
- Solution standardisée de $\text{NaOH}_{(aq)}$ de (0,10 mol/L).
- 1 burette de 50 mL à $\pm 0,1$ mL.
- 1 pipette volumétrique de 10 mL.
- 1 ballon volumétrique de 100 mL.
- 1 cylindre gradué de 25 mL.
- 1 bécher de 100 mL.
- 1 erlenmeyer de 125 mL.
- 1 balance à $\pm 0,01$ g.
- Phénolphtaléine
- Flacon-laveur.
- Méthanol.

PROTOCOLE :**A) Remplissage de la burette de $\text{NaOH}_{(aq)}$ standardisé.**

- S'assurer que le robinet de la burette est fermé.
- Verser du $\text{NaOH}_{(aq)}$ dans le bécher.
- Emplir la burette jusqu'à ce que le niveau dépasse environ de 2 cm la marque du zéro, à l'aide du bécher.
- Placer le bécher sous l'ouverture de la burette et ouvrir le robinet pour ajuster exactement le niveau du liquide à 0 mL.
- La burette est alors prête pour le premier essai de titrage.

**B) Dosage de l'acide acétique dans le vinaigre.**

- S'assurer que tout votre matériel est d'une propreté remarquable.
- Mettre exactement 10 mL de vinaigre dans une fiole jaugée 100 mL, à l'aide de la pipette volumétrique.
- Compléter le volume en ajoutant de l'eau distillée jusqu'à la jauge.
- Agiter la solution.
- De ce mélange, prélever environ 10 mL de cette solution, avec la pipette volumétrique, et laisser couler le contenu de la pipette dans l'évier (ceci a pour but de rincer la pipette).
- Prélever un autre 10 mL de solution du même mélange, avec la même pipette, et cette fois, laisser couler le contenu au complet dans l'erlenmeyer de 125 mL.
- Ajouter 4 gouttes de phénolphtaléine.

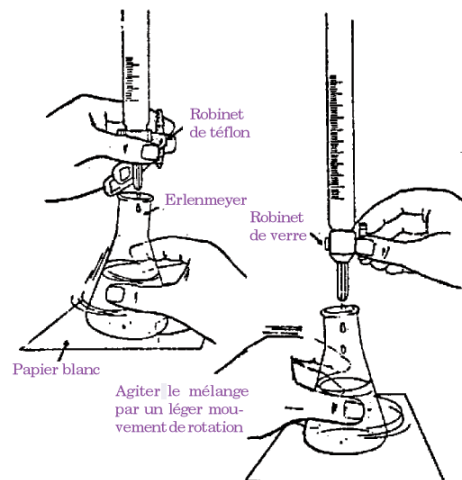


C) Méthode de titrage

- Placer l'erenmeyer sous la burette et glisser une feuille de papier blanc sous celui-ci.
- Laisser la solution d'hydroxyde de sodium s'écouler, quelques gouttes à la fois, dans le vinaigre. Après chaque addition, imprimer un léger mouvement circulaire à l'erenmeyer pour agiter la solution. Au moment où l'acide sera presque totalement neutralisé, une région rosâtre apparaîtra là où le NaOH pénètre dans l'acide. Cette première coloration disparaît en agitant l'erenmeyer, si la neutralisation est incomplète.

A CE STADE, IL NE FAUT AJOUTER QU'UNE GOUTTE À LA FOIS.

- Continuer d'ajouter le $\text{NaOH}_{(aq)}$ jusqu'à ce que le point de virage soit atteint, c'est-à-dire, qu'une teinte rose pâle persiste uniformément dans toute la solution pendant environ 15 s.
- Lire le volume de solution de $\text{NaOH}_{(aq)}$ ajouté, au dixième de mL.
- Remplir la burette de $\text{NaOH}_{(aq)}$, comme on l'a décrit au début et répéter les mêmes manipulations encore 2 fois de manière à avoir 3 essais au total.
- Inscrive tes résultats dans le tableau.



D) Dosage de l'acide acétylsalicylique dans un comprimé d'aspirine.

- Laver et bien assécher l'erenmeyer de 125 mL.
- Peser un comprimé d'aspirine à $\pm 0,01$ g. près. Noter la masse.
- Placer ce comprimé dans un erlenmeyer de 125 mL.
- Ajouter 15 mL de méthanol et agiter afin de dissoudre le composé (quelques minutes).
- Ajouter 3 gouttes de phénolphtaléine.
- Titrer avec la solution de $\text{NaOH}_{(aq)}$ en procédant de la même manière que dans la partie C.
- Répéter les mêmes manipulations avec les 2 autres aspirines.
- Inscrive tes résultats dans le tableau.
- LAVER ET RANGER LE MATERIEL

TABLEAUX DE RÉSULTATS

Acide acétique (vinaigre)		
Solution de $\text{NaOH}_{(aq)}$ standardisée de : _____		
TITRAGE	Volume ACIDE	Volume BASE
Essai 1:	_____	_____
Essai 2:	_____	_____
Essai 3:	_____	_____
Moyenne des 3 essais:	_____	_____

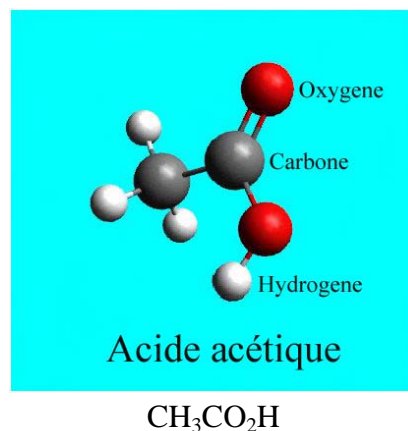
Acide acétylsalicylique (aspirine)

Solution de NaOH_(aq) standardisée de : _____

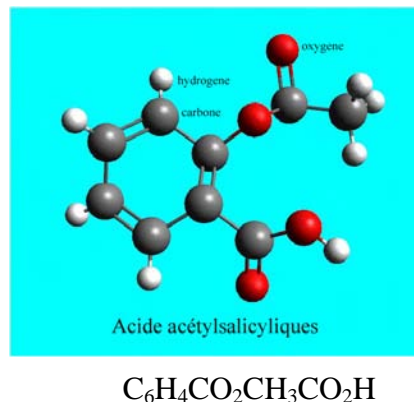
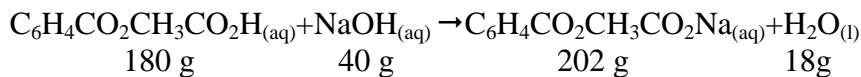
TITRAGE	Masse du comprimé	Volume BASE
Essai 1:	_____	_____
Essai 2:	_____	_____
Essai 3:	_____	_____
Moyenne des 3 essais :	_____	_____

CONCLUSION :

- 1- Sachant que le % d'acide acétique est le nombre de gramme(s) d'acide dans 100 g (ou 100 mL) de solution de vinaigre, quel est le % de l'acide acétique dans le vinaigre ?
 (NE PAS oublier que la solution que tu as titrée est du vinaigre dilué 10 fois)



- 2- Sachant que la concentration d'acide acétylsalicylique dans un comprimé est exprimée en (mg/comprimé), calculer le nombre de milligrammes d'acide acétylsalicylique par comprimé.



-Non-électrolyte et électrolyte

L'étude de la «*SOLUBILITÉ*» nous a démontré que les solutions saturées se forment à partir de deux types de *SOLIDES* :

- Solide moléculaire,
- Solide ionique.

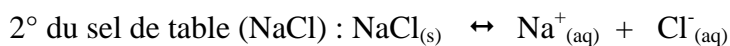
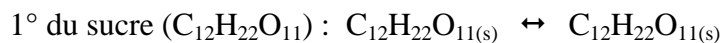
La liaison chimique qui retient les particules dans un solide moléculaire est appelée liaison *moléculaire (covalente)* et celle qui retient les particules dans un solide ionique est appelée liaison *ionique*.

Dans le cas d'un solide moléculaire on retrouve, en solution seulement, des *molécules* et, dans le cas d'un solide ionique, on retrouve, en solution seulement, des *ions*.

En solution les particules qui transportent les charges électriques sont les *ions* et celles qui ne les transportent pas sont les *molécules*.

On a déjà observé que dans une solution saturée, il existe un équilibre dynamique entre les molécules sous forme solide et les molécules sous forme dissoute.

Écrivons l'équation d'équilibre dans le cas,



Comme, en solution, les *molécules* ne peuvent pas transporter les charges électriques, on a attribué la propriété de *non-électrolyte* aux *solides moléculaires*.

Par contre, comme en solution, les *ions* peuvent facilement transporter les charges électriques, on a attribué la propriété de *électrolyte* aux *solides ioniques*.

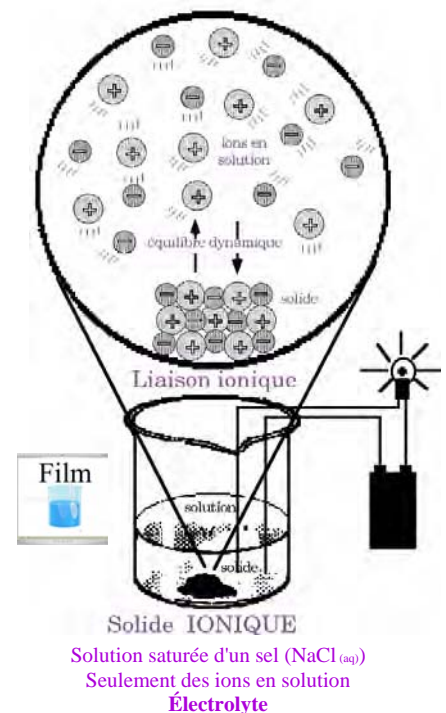
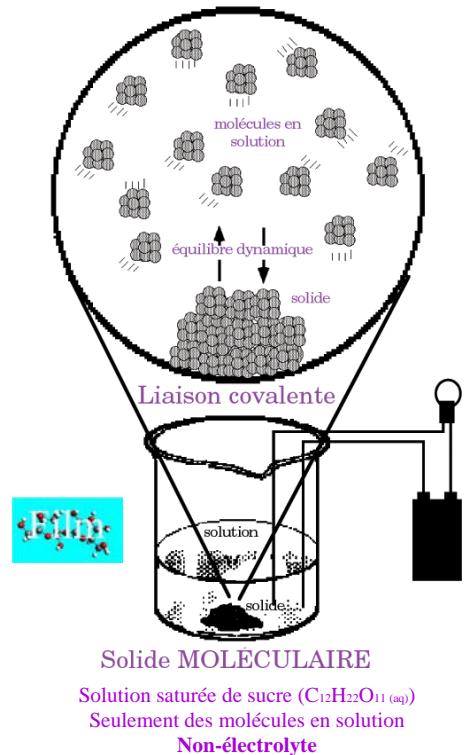
On peut alors définir :

Un *non-électrolyte* : comme une substance existant dans l'eau sous forme *moléculaire* et formant une solution *non-conductrice* d'électricité.

(Ex. du sucre, du gaz carbonique, de l'oxygène etc.).

Un *électrolyte* : comme une substance existant dans l'eau sous forme *ionique* et formant une solution *conductrice* d'électricité.

(Ex. du NaCl, du CuSO₄, etc.).



-Électrolyte FORT et électrolyte FAIBLE

Les solides qui ne sont ni un solide moléculaire pur, ni un solide ionique pur, mais un solide possédant les propriétés des deux, sont appelés *solides covalents polaires*.

Ces solides ont des *liaisons covalentes polaires* et sont susceptibles de former des électrolytes *forts* ou des électrolytes *faibles*.

Ces substances sont solubles dans l'eau et possèdent dans leurs molécules des *dipôles* plus ou moins forts. Dépendant de la force de ces dipôles, les molécules dissoutes se dissocieront complètement ou plus ou moins en ions. Dans la classification de la matière, ces substances sont généralement appelées des ACIDES et des BASES.

A) ÉLECTROLYTE «FORT» ou ACIDE «FORT»

Si on dissout 0,10 mol de HCl dans l'eau pour faire 1 L de solution et qu'à la fin la solution a un pH=1, on peut dire que la $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} = 1,0 \times 10^{-1}$ mol/L et :

(conc. en mol/L)	$HCl_{(aq)}$	\rightarrow	$H^+_{(aq)}$	+	$Cl^-_{(aq)}$
au départ :	$1,0 \times 10^{-1}$		0,0		0,00
réaction :	$1,0 \times 10^{-1}$		$1,0 \times 10^{-1}$		$1,0 \times 10^{-1}$
à la fin :	0,0		$1,0 \times 10^{-1}$		$1,0 \times 10^{-1}$

Comme à la fin la concentration des ions $H^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$, est égale à la concentration initiale du HCl, on peut conclure que toutes les molécules de HCl du départ se sont dissociées en ions et qu'il ne reste plus de molécule HCl en solution. Dans ce cas, il ne peut y avoir équilibre et le degré de dissociation est de 100%.

B) ÉLECTROLYTE «FAIBLE» ou ACIDE «FAIBLE»

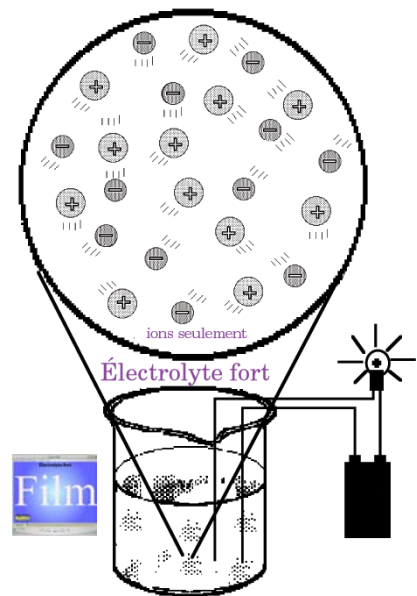
Si on dissout 0,10 mol de HF dans l'eau pour faire 1 L de solution et qu'à la fin la solution a un pH = 2,6, on peut dire que la $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,6} = 2,5 \times 10^{-3}$ mol/L et :

(conc. en mol/L)	$HF_{(aq)}$	\leftrightarrow	$H^+_{(aq)}$	+	$F^-_{(aq)}$
au départ :	$1,0 \times 10^{-1}$		0,0		0,0
réaction :	$2,5 \times 10^{-3}$		$2,5 \times 10^{-3}$		$2,5 \times 10^{-3}$
à l'équilibre :	$9,8 \times 10^{-2}$		$2,5 \times 10^{-3}$		$2,5 \times 10^{-3}$

Toutes les molécules du départ sont dissoutes dans l'eau. Il s'établit alors un équilibre dynamique dans la solution entre les molécules dissoutes qui existent sous forme moléculaire et les molécules qui existent sous forme ionique. On aura donc à l'équilibre 0,0025 mol/L d'ions $H^+_{(aq)}$ et $F^-_{(aq)}$ et (0,10 - 0,0025) donne 0,098 mol/L de HF non dissocié qui existera sous forme moléculaire dans la solution.

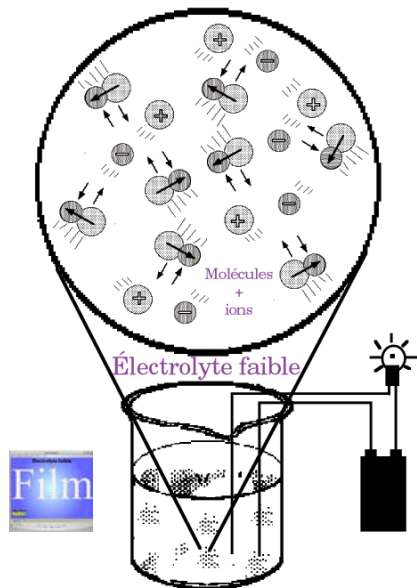
A partir de ces données il est facile de trouver le degré de dissociation ou le pourcentage d'ionisation de cet acide.

$$\begin{aligned} 0,10 \text{ mol} &= 100\% \\ 0,0025 \text{ mol} &= x\% \\ \% \text{ d'ionisation de l'acide HF} &= 2,5\% \end{aligned}$$



Acide fort
pas d'équilibre

Film



Acide faible
équilibre

Film

Exercices 5-7

- 1- En solution, quelles particules :
- ne permettent pas de transporter les charges électriques : _____
 - permettent de transporter les charges électriques : _____
- 2- Quelle différence y a-t-il entre :
- un non-électrolyte : _____

 - un électrolyte : _____

- 3- Dans le cas de la SOLUBILITÉ, entre quelles particules l'équilibre existe-t-il ? Donne un exemple en utilisant le $\text{AgBr}_{(s)}$.
- _____
- _____
- 4- Quelle différence y a-t-il entre :
- Un électrolyte fort : _____

 - Un électrolyte faible: _____

- 5- a) Quel test fait-on pour différencier un électrolyte FORT d'un électrolyte FAIBLE ?

- b) Pour que ce test soit valable, il faut qu'au départ la concentration des deux électrolytes soit :

- 6- Sachant qu'un acide et une base peuvent être des électrolytes forts ou des électrolytes faibles, dans quel cas peut-on avoir équilibre ?

- 7- Dans le cas d'un acide ou d'une base faible, entre quelles particules l'équilibre existe-t-il dans la solution ? _____

- 8- Sachant que le HNO_3 et le KOH sont respectivement un acide fort et une base forte :
- Ecris, dans chaque cas, l'équation de dissociation.

b) Ces systèmes peuvent-ils être en équilibre ? Pourquoi ?

- 9- Sachant que le HF est un acide faible :
- Ecris son équation de dissociation. _____
 - Dans ce cas, peut-il y avoir équilibre ? Pourquoi ? _____

10- Sachant qu'une base (A), de concentration (0,1 mol/L), a une conductibilité électrique plus grande qu'une base (B), de concentration (0,1 mol/L), dis laquelle des bases A ou B est la plus forte et pourquoi ? _____

11- Sachant qu'un acide (A) a une concentration de 0,001 mol/L, qu'un acide (B) a une concentration de 1 mol/L et que la conductibilité électrique de leur solution est la même, dis lequel des acides A ou B est le plus faible et pourquoi ? _____

12- On dissout 0,500 mol de $C_6H_5CO_2H$ dans 1,0 L de solution. À l'équilibre, on trouve que la concentration des ions $H^+(aq)$ est de 4×10^{-3} mol/L. Calcule la $[C_6H_5CO_2H]$ non dissociée à l'équilibre, et le % d'ionisation de cet acide.

13- On dissout 0,10 mol de H_2A dans 1,0 L de solution. À l'équilibre, on retrouve 0,02 mol/L d'ions $H^+(aq)$. Calcule, à l'équilibre, la $[H_2A]$ non dissociée et le % d'ionisation de cet acide.

-Calcul du pH d'une solution acide

Un acide fort (0,1 mol/L de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$), en solution, est complètement dissocié en ions. La concentration en ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ est donc égale à 0,1 mol/L. Une telle solution aura un $\text{pH} = 1$.

Par contre, un acide faible (0,10 mol/L de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$), en solution, s'ionise partiellement et contient une concentration beaucoup plus faible en ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$. Le $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$ est un acide faible et celui-ci retient le proton si fortement qu'une partie seulement des molécules dissoutes s'ionisent. Il se produit donc une réaction d'équilibre : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$

La loi d'action de masse s'écrit, pour cette réaction : $\frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = K_a$

La constante K_a , caractéristique de l'acide est appelée *constante d'acidité* ou *constante d'ionisation*. Dans le cas de l'acide acétique la valeur du K_a est égale à $1,80 \times 10^{-5}$. On détermine expérimentalement les valeurs des constantes d'acidité par la mesure du pH des solutions d'acide.

Une liste de ces constantes, pour les principaux acides, apparaît sur la page suivante. À partir de ces données on peut calculer le pH d'une solution d'acide fort et d'une solution d'acide faible.

Calculons le pH d'une solution d'acide **fort** ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$) 0,10 mol/L. ($K_a = \text{très grand}$)

(mol/L)	$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	\rightarrow	$\text{H}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
Départ	0,10		0		0
Réaction	0,10		0,10		0,10
À la fin	0		0,10		0,10
pH = $-\log [\text{H}^+] = -\log (10^{-1}) = 1$					

Dans ce cas, comme c'est un acide fort, l'acide s'ionise à 100%. La loi d'action de masse ne s'applique pas car il n'y a pas d'équilibre.

Calculons le pH d'une solution d'acide **faible** ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$) 0,10 mol/L. ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

(mol/L)	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$	\leftrightarrow	$\text{H}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$
Départ	0,10		0		0
Réaction	x		x		x
Équilibre	0,10 - x		x		x

Dans ce cas, comme c'est un acide faible, l'acide s'ionise partiellement. La loi d'action de masse s'applique car il y a équilibre.

On peut prévoir que x est très petit par rapport à 1 puisque l'acide est très peu ionisé ; on peut donc remplacer (1-x) par 1 en considérant que la partie acide ionisée est négligeable.

$$\frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = K_a$$

$$\frac{x^2}{(0,1 - x)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$\frac{x^2}{0,1} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = (1,8 \times 10^{-5}) \times 0,1 = 1,8 \times 10^{-6}$$

$$x = [\text{H}^+] = \sqrt{1,8 \times 10^{-6}} = 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,34 \times 10^{-3}) = 2,87$$

La quadratique peut aussi être utilisée pour calculer la $[\text{H}^+]$ et démontrer ainsi que, lorsqu'une constante est très petite, x est vraiment négligeable et qu'en le laissant tomber on réduit de beaucoup les calculs.

-Tableau donnant le K_a et la réaction de quelques acides

	RÉACTION	K_a
$H_2SO_{4(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + HSO_4^-_{(aq)}$	Grande (10^3)
$HSO_4^-_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	$1,2 \times 10^{-2}$
$H_2SO_{3(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + HSO_3^-_{(aq)}$	$1,7 \times 10^{-2}$
$H_3PO_{4(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + H_2PO_4^-_{(aq)}$	$7,5 \times 10^{-3}$
$HNO_{2(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + NO_2^-_{(aq)}$	$4,0 \times 10^{-4}$
$HF_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	$7,2 \times 10^{-5}$
$CH_3CO_2H_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + CH_3CO_2^-_{(aq)}$	$1,8 \times 10^{-5}$
$HC_2O_4^-_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + C_2O_4^{2-}_{(aq)}$	$6,1 \times 10^{-5}$
$H_2CO_{3(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)}$	$4,3 \times 10^{-7}$
$H_2S_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + HS^-_{(aq)}$	$5,7 \times 10^{-8}$
$H_2PO_4^-_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}_{(aq)}$	$6,2 \times 10^{-8}$
$HCN_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$	$7,2 \times 10^{-10}$
$HPO_4^{2-}_{(aq)}$	$\leftrightarrow H^+_{(aq)} + PO_4^{3-}_{(aq)}$	$1,0 \times 10^{-12}$

D'après ce tableau : - l'acide le plus **fort** est $H_2SO_{4(aq)}$ car il a le plus grand K_a .
- l'acide le plus **faible** est $HPO_4^{2-}_{(aq)}$ car il a le plus petit K_a .

La valeur de la constante de dissociation ionique d'un acide (K_a) nous donne alors une indication sur la force des acides.

-Ionisations successives d'un polyacide

Un polyacide possède plusieurs constantes d'acidité correspondant à la dissociation des différents ions $H^+_{(aq)}$. Pour l'acide phosphorique $H_3PO_{4(aq)}$ il y a trois réactions successives et trois expressions d'équilibre.



Expression d'équilibre : $K_{a1} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7,5 \times 10^{-3} = K_{H_3PO_4}$



Expression d'équilibre : $K_{a2} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6,2 \times 10^{-8} = K_{H_2PO_4^-}$



Expression d'équilibre : $K_{a3} = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 1,0 \times 10^{-12} = K_{HPO_4^{2-}}$

On voit que l'acide phosphorique : -vis-à-vis son premier hydrogène, est modérément fort ;
-vis-à-vis son second hydrogène, il est faible ;
et -vis-à-vis son troisième hydrogène il est très faible.

**DÉMONSTRATION 9****FORCE DES ACIDES**

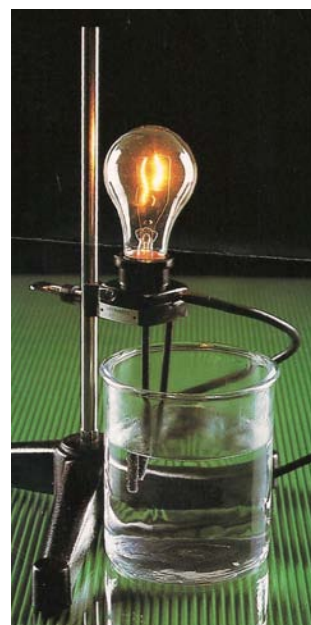
BUT : Vérifier expérimentalement la force de l'acide chlorhydrique (HCl) et de l'acide acétique ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$).

HYPOTHÈSE :**MATÉRIEL**

- | | |
|--|---|
| -pHmètre ou papier hydriion | -HCl concentré (11,7 mol/L) |
| -Appareil de conductibilité électrique | - $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ concentré (17,6 mol/L) |
| -4 béchers de 100 mL | -Eau distillée déminéralisée |
| -2 cylindres gradués 10 mL | -Flacon laveur |
| -2 ballons volumétriques de 1000 mL | -Lunettes + gants jetables |

PROTOCOLE :**1° Mesure de la conductibilité électrique des acides concentrés.**

- Porter les lunettes
- Verser environ 50 mL de HCl et $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ dans deux béchers de 100 mL identifiés.
- Mesurer la conductibilité électrique de chaque acide.
- Bien rincer les électrodes entre chaque mesure.
- Noter les résultats dans le tableau.

**2° Préparation d'une solution 0,10 mol/L de chaque acide.**

- Mesurer 8,5 mL de HCl concentré dans un cylindre de 10mL.
- Mesurer 5,7 mL de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ concentré dans un cylindre de 10 mL.
- Verser environ 500 mL d'eau distillée déminéralisée dans chaque ballon volumétrique pré-identifié.
- Verser l'acide concentré des cylindres gradués dans l'eau de chaque ballon.
- Mélanger et compléter le volume à 1 L.
- Si le ballon est chaud, refroidir en laissant couler de l'eau froide sur celui-ci.
- Faire remarquer aux élèves, que le niveau d'eau baisse en refroidissant.** Compléter à nouveau le volume à 1 L dans chaque ballon lorsque les solutions sont à la température de la pièce.

**3° Mesure de la conductibilité électrique et du pH des acides dilués (0,10 mol/L).**

- Faire les mêmes manipulations que dans 1°.
- Noter les résultats dans le tableau.

**TABLEAU DE RÉSULTATS**

	ACIDES CONCENTRÉS conductibilité	ACIDES DILUÉS (0,10 mol/L) conductibilité	pH
HCl	_____	_____	_____
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	_____	_____	_____

ANALYSE DES RÉSULTATS

1- Expliquer pourquoi il faut mesurer 8,5 mL de HCl et 5,7 mL de CH₃CO₂H par litre de solution, pour obtenir une concentration de 0,10 mol/L.

2- Expliquer pourquoi un acide faible concentré ne conduit pas l'électricité.

3- Calculer la [H⁺] de la solution de HCl. _____

4- Démontrer, à partir du tableau suivant, que le HCl s'ionise à 100%.

(mol/L)	HCl _(aq)	→	H ⁺ _(aq)	+	Cl ⁻ _(aq)
Départ	0,10		0		0
Réaction	_____		_____		_____
À la fin	_____		_____		_____

5- Expliquer pourquoi la solution diluée de HCl conduit fortement l'électricité.

6- Expliquer pourquoi, dans ce cas, il ne peut y avoir équilibre dynamique.

7- Calculer la [H⁺] de la solution de CH₃CO₂H. _____

8- Démontrer, à partir du tableau suivant, que le CH₃CO₂H s'ionise partiellement.

(mol/L)	CH ₃ CO ₂ H _(aq)	↔	H ⁺ _(aq)	+	CH ₃ CO ₂ ⁻ _(aq)
Départ	1,0 x 10 ⁻¹		0		0
Réaction	_____		_____		_____
Équilibre	_____		_____		_____

9- Expliquer pourquoi la solution diluée de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, conduit faiblement l'électricité.

10- Expliquer pourquoi, dans ce cas, il y a équilibre dynamique.

11- Que l'on considère la partie dissociée comme négligeable ou non, démontrer que le calcul de la constante d'équilibre, dans le cas d'un acide faible, ne varie que très peu ou pas du tout.

12- Comme le $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ se dissocie partiellement, calculer son % d'ionisation.

13- Pour l'acide sulfurique H_2SO_4 (polyacide) il y a deux réactions successives et deux expressions d'équilibre. À l'aide du tableau, page 8-54, complète ce qui suit.

1° réaction (départ du premier H^+) : _____

Expression d'équilibre :

2° réaction (départ du deuxième H^+) : _____

Expression d'équilibre :

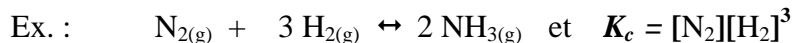
a) Quelle réaction représente l'acide le plus fort ? Pourquoi ?

b) Quel ion H^+ est le plus difficile à arracher ? Pourquoi ?

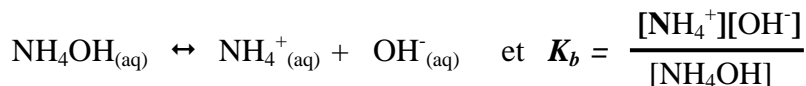
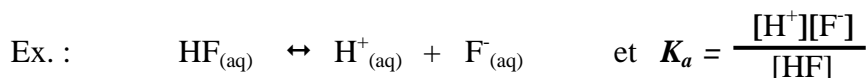
(Se souvenir qu'un acide ayant un petit K_a s'ionise peu, et un grand K_a s'ionise beaucoup.)

-Phénomènes où l'équilibre peut exister

L'état d'équilibre peut exister à l'intérieur de trois phénomènes :

1° Une réaction chimique K_c :

Dans ce système chimique il existe un équilibre dynamique entre la formation et la décomposition du $\text{NH}_{3(g)}$. Dans ce cas, la constante d'équilibre est symbolisée par K_c .

2° Un acide ou une base faible, selon la théorie d'Arrhénius K_a ou K_b :

Dans ce système de dissociation ionique il existe dans la solution, un équilibre dynamique entre la dissociation des molécules HF ou AgOH en ions et l'association des ions en molécules HF ou AgOH. Dans ce cas, la constante d'équilibre est symbolisée par K_a ou K_b (constante de dissociation acide ou basique).

3° Une solution saturée (solubilité) K_{ps} :

Dans ce système de solubilité, quand la solution est saturée, il existe un équilibre dynamique entre la dissolution et la précipitation du $\text{AgCl}_{(s)}$. Dans ce cas, la constante d'équilibre est symbolisée par K_{ps} (constante du produit de solubilité) .

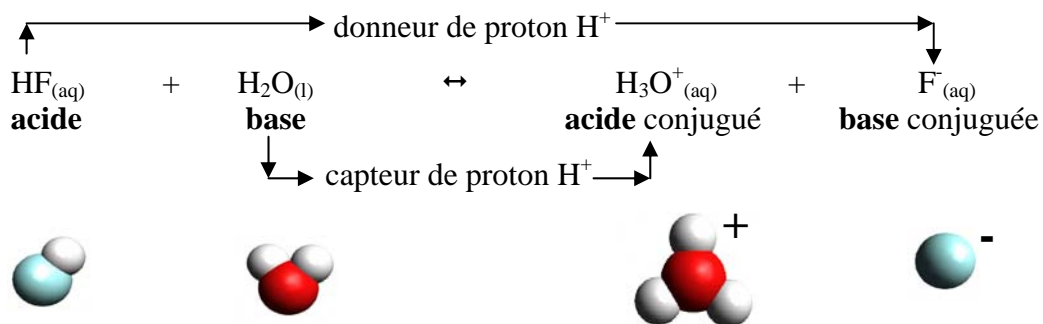
Constante du produit de solubilité (K_{ps}) de quelques composés ioniques :

<u>Composés</u>	<u>Formule chimique</u>	K_{ps}
Bromure d'argent	AgBr	3.3×10^{-13}
Carbonate de calcium	CaCO ₃	3.8×10^{-9}
Chlorure d'argent	AgCl	1.8×10^{-10}
Cromate de baryum	BaCrO ₄	2.0×10^{-10}
Difluorure de calcium	CaF ₂	3.9×10^{-11}

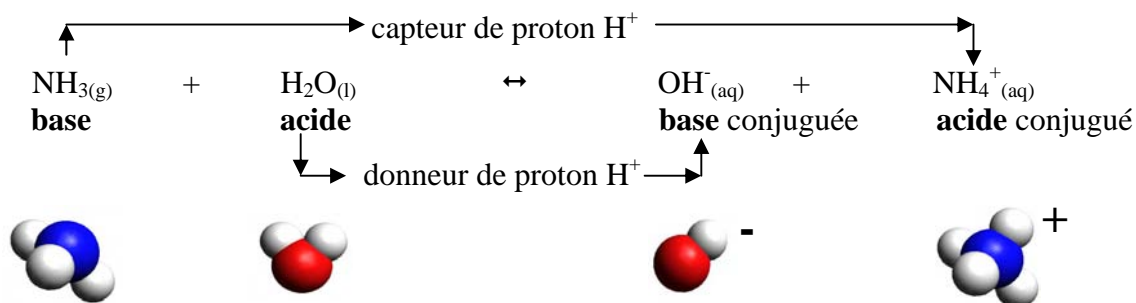
-Acide et base selon la théorie de Brønsted-Lowry

Selon la théorie de Brønsted-Lowry, un *acide* ou une *base* est une substance capable de donner ou de capter un ou plusieurs protons (ion H^+), sous forme d'ion hydronium (H_3O^+).

Ex. : **acide** dans l'eau ; selon la théorie de Brønsted-Lowry, l'eau agit comme une base :

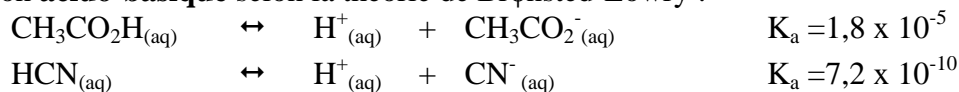


Ex. : **base** dans l'eau ; selon la théorie de Brønsted-Lowry, l'eau agit comme un acide

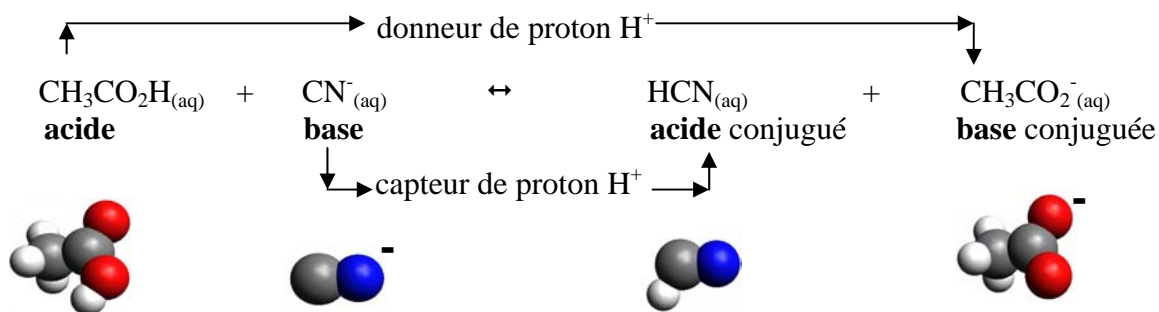


Comme l'eau joue à la fois le rôle de base et d'acide, on dit alors qu'elle est une substance **amphotère**

Ex. : réaction **acido-basique** selon la théorie de Brønsted-Lowry :

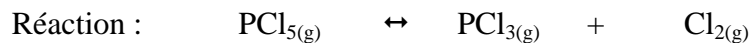


Si on fait réagir ces deux acides, comme le CH_3CO_2H a une plus grande constante K_a que le $HCN_{(aq)}$, le CH_3CO_2H agit comme un acide et le $HCN_{(aq)}$ agit comme base.



Exercices 5-8

- 1- On introduit 2,6 moles de $\text{PCl}_{5(g)}$ dans un ballon de 2 L. À l'équilibre, on retrouve une concentration de $\text{Cl}_{2(g)}$ égale à 0,10 mol/L. Calcule la constante d'équilibre K_c de cette réaction.



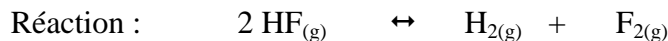
- 2- Pour le système suivant : $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{HI}_{(g)} + \text{chaleur}$

Si la constante d'équilibre est de 49 à 448°C et que tu doubles la température, que deviendra la valeur numérique de la constante ? Explique. _____

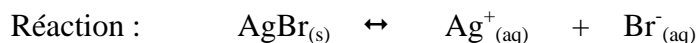
- 3- La constante d'équilibre K_c du système hypothétique suivant est de 0,25. Si, à l'équilibre, on retrouve 0,1 mol/L de $\text{A}_{(s)}$ et 0,6 mol/L de $\text{B}_{(g)}$, quelle sera la concentration de $\text{C}_{(g)}$?



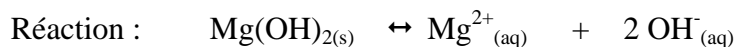
- 4- La constante d'équilibre K_c de ce système est $6,7 \times 10^{-4}$. Calcule la valeur de $[\text{HF}]$ initiale et de $[\text{F}_2]$ à l'équilibre si, à l'équilibre, $[\text{HF}] = 2,0 \text{ mol/L}$.



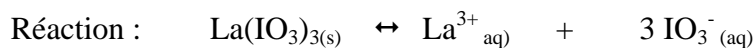
- 5- La solubilité du $\text{AgBr}_{(s)}$ est de $7,2 \times 10^{-7}$ mol/L. Calcule la valeur de la constante d'équilibre aussi appelée constante du produit de solubilité, K_{ps} .



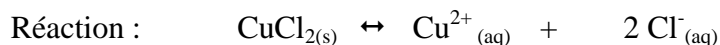
- 6- La solubilité du $\text{Mg(OH)}_{2(s)}$ est de $1,5 \times 10^{-4}$ mol/L à 18°C . Calcule la valeur du K_{ps} , à cette température.



- 7- La solubilité du $\text{La(IO}_3)_3(s)$ est de $6,9 \times 10^{-4}$ mol/L à 20°C . Calcule la valeur du K_{ps} à cette température.



- 8- La solubilité du $\text{CuCl}_2(s)$ est de 71 g/100 mL. Calcule la valeur de son K_{ps} .

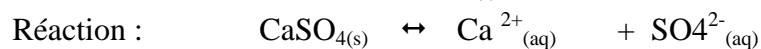


- 9- La concentration de l'ion $\text{Ag}^+_{(aq)}$, dans une solution de $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4(aq)$, est égale à $2,2 \times 10^{-4}$ mol/L. Calcule le K_{ps} du $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

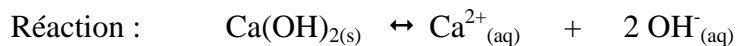
10- Calcule la solubilité en mol/L du $\text{AgCl}_{(s)}$, sachant que son K_{ps} est $1,2 \times 10^{-10}$.

11- Calcule la solubilité en g/100 mL du $\text{PbCl}_{2(s)}$, sachant que son K_{ps} est $1,0 \times 10^{-4}$.

12- Si on met $9,0 \times 10^{-3}$ mol de $\text{CaSO}_{4(s)}$ dans l'eau pour faire 1,0 L de solution, sachant que le $K_{ps} = 6,1 \times 10^{-5}$, trouve la masse du précipité de $\text{CaSO}_{4(s)}$ en excès au fond du contenant.

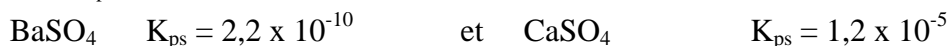


13-Si, après avoir saturé 2,0 L de solution de $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$, on retrouve 0,34 g de $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ en excès, trouve la quantité, en grammes, de $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ que l'on a mise au départ, sachant que le K_{ps} est $1,3 \times 10^{-6}$.



14-On ajoute $1,0 \times 10^{-3}$ mole d' $\text{AgNO}_{3(\text{s})}$ dans 10,0 L d'eau du robinet contenant des ions $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$. Si le K_{ps} du $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ est $1,2 \times 10^{-10}$, pour éviter qu'il se forme un précipité de $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ dans l'eau, la concentration des ions $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ de l'eau doit être inférieure à :

15-Voici le K_{ps} de deux substances :



Indique laquelle des interprétations suivantes est FAUSSE ?

- a) Le CaSO_4 est plus soluble que le BaSO_4 .
- b) Une solution saturée de CaSO_4 est plus conductrice qu'une solution de BaSO_4 .
- c) Une solution saturée de CaSO_4 donnera plus d'ions $\text{SO}_4^{2+}_{(\text{aq})}$ qu'une solution de BaSO_4 .
- d) Une solution saturée de CaSO_4 contient $1,1 \times 10^{-5}$ mole d'ions $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$.

16-On ajoute $1,0 \times 10^{-3}$ mol de HCl dans l'eau pour faire 1,0 L de solution. Sachant que le HCl s'ionise à 100 %, trouve la $[\text{H}^+]$, la $[\text{OH}^-]$, le pH et le pOH de cette solution.

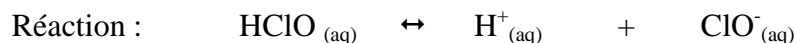
17- On dissout 6,0 g de HCH_3CO_2 dans 10,0 L d'eau. Sachant que cet acide s'ionise à 10%, calcule le pH de la solution.

18- Sachant qu'il faut 30,0 mL d'une solution de NaOH, 0,4 mol/L, pour neutraliser 10,0 mL d'une solution de H_2SO_4 , trouve la concentration de la solution de H_2SO_4 .

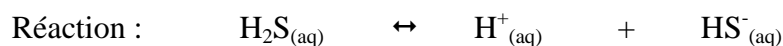
19- On a une solution de $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$, 0,10 mol/L. Sachant que cet acide s'ionise à 0,21%, calcule le K_a de cet acide. Réaction : $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} \leftrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$

20-À 40°C, une solution de NH_4OH , 0,1 mol/L, a un pH de 12. Calcule la constante de dissociation de cette base ainsi que son % de dissociation. Réaction : $\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$

21-On dissout $1,0 \times 10^{-3}$ mol de HClO dans l'eau pour faire 100 mL de solution. À l'équilibre, on retrouve une $[H^+] = 1,9 \times 10^{-5}$ mol/L. Calcule le K_a de cet acide.



22-On dissout 3,40 g de H_2S dans l'eau pour faire 1,0 L de solution. Calcule le pH de cette solution si le K_a de cet acide est de $5,7 \times 10^{-8}$.



23-Un acide faible HA, 0,1 mol/L, a un $K_a = 1,0 \times 10^{-9}$. Calcule le pH et le % de dissociation de cet acide.

Tableau donnant le K_a et la réaction de quelques acides

RÉACTION			K_a
$H_2SO_4(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$	Grande (10^3)
$HSO_4^-(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$1,2 \times 10^{-2}$
$H_2SO_3(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + HSO_3^-(aq)$	$1,7 \times 10^{-2}$
$H_3PO_4(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$	$7,5 \times 10^{-3}$
$HNO_2(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + NO_2^-(aq)$	$4,0 \times 10^{-4}$
$HF(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + F^-(aq)$	$7,2 \times 10^{-5}$
$CH_3CO_2H(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + CH_3CO_2^-(aq)$	$1,8 \times 10^{-5}$
$HC_2O_4^-(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$	$6,1 \times 10^{-5}$
$H_2CO_3(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$	$4,3 \times 10^{-7}$
$H_2S(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + HS^-(aq)$	$5,7 \times 10^{-8}$
$H_2PO_4^-(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$	$6,2 \times 10^{-8}$
$HCN(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + CN^-(aq)$	$7,2 \times 10^{-10}$
$HPO_4^{2-}(aq)$	\leftrightarrow	$H^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$	$1,0 \times 10^{-12}$

24- À partir du tableau ci-dessus, donne la réaction **acido-basique** selon la théorie de Brønsted-Lowry, si on mélange les acides suivants :

a) H_2S et HCN

b) $HC_2O_4^-$ et HNO_2

AUTOÉVALUATION

- 1- Dire si les systèmes suivants sont : *ouvert, fermé* ou *chimiquement isolé*.
 - a) Évaporation de l'essence dans le réservoir d'une auto en marche. _____
 - b) Dissolution du sucre dans un café. _____
 - c) Évaporation du mercure dans un thermomètre. _____

- 2- Dire si les propriétés suivantes sont *macroscopique* ou *microscopique*.
 - a) Nombre d'atomes dans une molécule. _____
 - b) Conductibilité électrique d'une solution. _____
 - c) La molécule d'eau est angulaire. _____
 - d) La solubilité. _____

- 3- Dire, parmi les énoncés suivants, lesquels caractérisent un système en équilibre.
 1. Avoir un système ouvert.
 2. Avoir un système chimiquement isolé.
 3. Constance des propriétés macroscopiques.
 4. La température du système doit être uniforme. Rép. _____
 5. Les particules qui existent dans le système ne bougent pas.
 6. Le processus microscopique s'opère sans changement macroscopique.

- 4- On a le système à l'équilibre suivant : $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{NH}_{3(g)} + 102 \text{ kJ}$
 Pour chaque modification des facteurs qui suivent, dire si le système favorisera les produits (réaction directe) ou les réactifs (réaction inverse).
 - a) Augmentation de la concentration de NH_3 . _____
 - b) Diminution de la concentration de H_2 . _____
 - c) Augmentation de la température. _____
 - d) Diminution de la température. _____
 - e) Augmentation de la pression par diminution de volume. _____
 - f) Diminution de la pression par augmentation de volume. _____
 - g) Ajout d'un catalyseur. _____

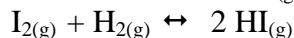
- 5- On a le système suivant : $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{HI}_{(g)} + \text{chaleur}$
 Quels sont les deux facteurs qui n'ont aucune influence sur ce système à l'équilibre ? Pourquoi ?
 - 1° _____

 - 2° _____

- 6- Énonce le principe de Le Châtelier. _____

- 7- Choisis, parmi les modifications suivantes, celles qui permettent d'avoir un rendement optimum pour la production du gaz C. Réaction : $A_{(g)} + B_{(g)} + \text{chaleur} \leftrightarrow C_{(g)}$
1. Augmenter la concentration de A et de B.
 2. Travailler à basse pression.
 3. Diminuer la concentration de A et de B.
 4. Travailler à haute température.
 5. Travailler à basse température.
 6. Travailler à haute pression.
 7. Augmenter la concentration de C. Rép. _____
- 8- Indique lequel des énoncés suivants définit la nature dynamique de l'état d'équilibre d'un système chimique ?
- a) Les réactifs se transforment complètement en produits.
 - b) Les propriétés macroscopiques du système demeurent constantes.
 - c) La masse totale des réactifs est égale à celle des produits.
 - ✓ d) La vitesse de la réaction directe est égale à celle de la réaction inverse.
- 9- Nous plaçons 1,00 mole de $HCl_{(g)}$ dans un ballon de 1,0 L, à une température suffisamment élevée pour qu'il y ait décomposition en $H_{2(g)}$ et $Cl_{2(g)}$. Si 8,00% de HCl se décompose, trouve les concentrations, à l'équilibre, de toutes les substances.
- 10- À l'équilibre, on retrouve : 3,0 moles de $NH_{3(g)}$, 2,0 moles de $Cl_{2(g)}$, 1,0 mole de $HCl_{(g)}$ et 2,0 moles de $N_{2(g)}$, dans un récipient de 1,0 L, selon la réaction :
- $$2 NH_{3(g)} + 3 Cl_{2(g)} \leftrightarrow 6 HCl_{(g)} + N_{2(g)}$$
- Quelle est la valeur de la constante d'équilibre, K_c ?

11- La constante d'équilibre du système qui suit est 8. Calcule la concentration de $\text{HI}_{(g)}$ si la concentration de $\text{I}_{2(g)}$ est $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ et celle de $\text{H}_{2(g)}$ est $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ à l'équilibre.



12- Nous plaçons 1,00 mole de $\text{NH}_{3(g)}$ dans un ballon de 1,00 L. Si 0,04 mole de $\text{NH}_{3(g)}$ s'est dissocié en $\text{N}_{2(g)}$ et $\text{H}_{2(g)}$, trouve la constante d'équilibre K_c de ce système.



13- Dis si ce sont les réactifs ou les produits qui sont favorisés, si la constante d'équilibre est :

a) $K_c > 1$: _____

b) $K_c < 1$: _____

14-Quelle est l'influence des facteurs suivants sur la vitesse de dissolution et la solubilité d'une substance solide dans l'eau ?

a) Surface de contact : _____

b) Température : _____

15- Quelle différence y a-t-il entre une solution aqueuse contenant un *solide moléculaire* et une solution aqueuse contenant un *solide ionique* ?

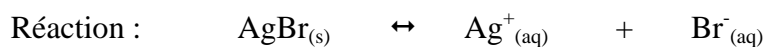
a) Au niveau des liaisons intramoléculaires.

b) Au niveau des particules en solution.

c) Au niveau de la conductibilité électrique de la solution.

d) Au niveau de l'équilibre, lorsque la solution est saturée.

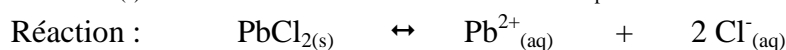
16- Calcule le K_{ps} du $\text{AgBr}_{(s)}$ si, à l'équilibre, on retrouve $7,0 \times 10^{-7}$ mol/L de $\text{Br}^{-}_{(aq)}$.



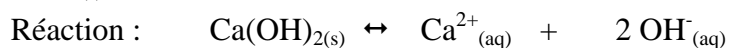
17- La solubilité du $\text{MgCO}_{3(s)}$ à 25°C est de $4,2 \times 10^{-2}$ g/100 mL. Calcule la valeur du K_{ps} .



18- La solubilité du $\text{PbCl}_{2(s)}$ est $2,9 \times 10^{-2}$ mol/L. Calcule son K_{ps} .



19- Le K_{ps} du $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$ est $1,3 \times 10^{-6}$. Calcule sa solubilité en g/100 mL.



20- On dissout 3,4 g de $\text{CaSO}_{4(s)}$ dans l'eau pour faire 1,0 L de solution. Sachant que le K_{ps} de $\text{CaSO}_{4(s)}$ est de $6,1 \times 10^{-5}$, calcule la masse du précipité au fond de la solution.

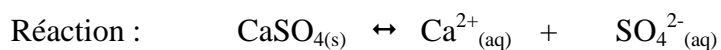
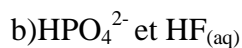
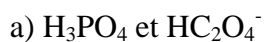


Tableau donnant le K_a et la réaction de quelques acides

RÉACTION		K_a
$H_2SO_4(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$	Grande (10^3)
$HSO_4^-(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$1,2 \times 10^{-2}$
$H_2SO_3(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + HSO_3^-(aq)$	$1,7 \times 10^{-2}$
$H_3PO_4(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$	$7,5 \times 10^{-3}$
$HNO_2(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + NO_2^-(aq)$	$4,0 \times 10^{-4}$
$HF(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + F^-(aq)$	$7,2 \times 10^{-5}$
$CH_3CO_2H(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + CH_3CO_2^-(aq)$	$1,8 \times 10^{-5}$
$HC_2O_4^-(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$	$6,1 \times 10^{-5}$
$H_2CO_3(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$	$4,3 \times 10^{-7}$
$H_2S(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + HS^-(aq)$	$5,7 \times 10^{-8}$
$H_2PO_4^-(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$	$6,2 \times 10^{-8}$
$HCN(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + CN^-(aq)$	$7,2 \times 10^{-10}$
$HPO_4^{2-}(aq)$	$\leftrightarrow H^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$	$1,0 \times 10^{-12}$

21- À partir du tableau ci-dessus, donne la réaction **acido-basique** selon la théorie de Brønsted-Lowry, si on mélange les acides suivants :



22- Une substance qui agit à la fois comme un acide et comme une base est appelée : _____

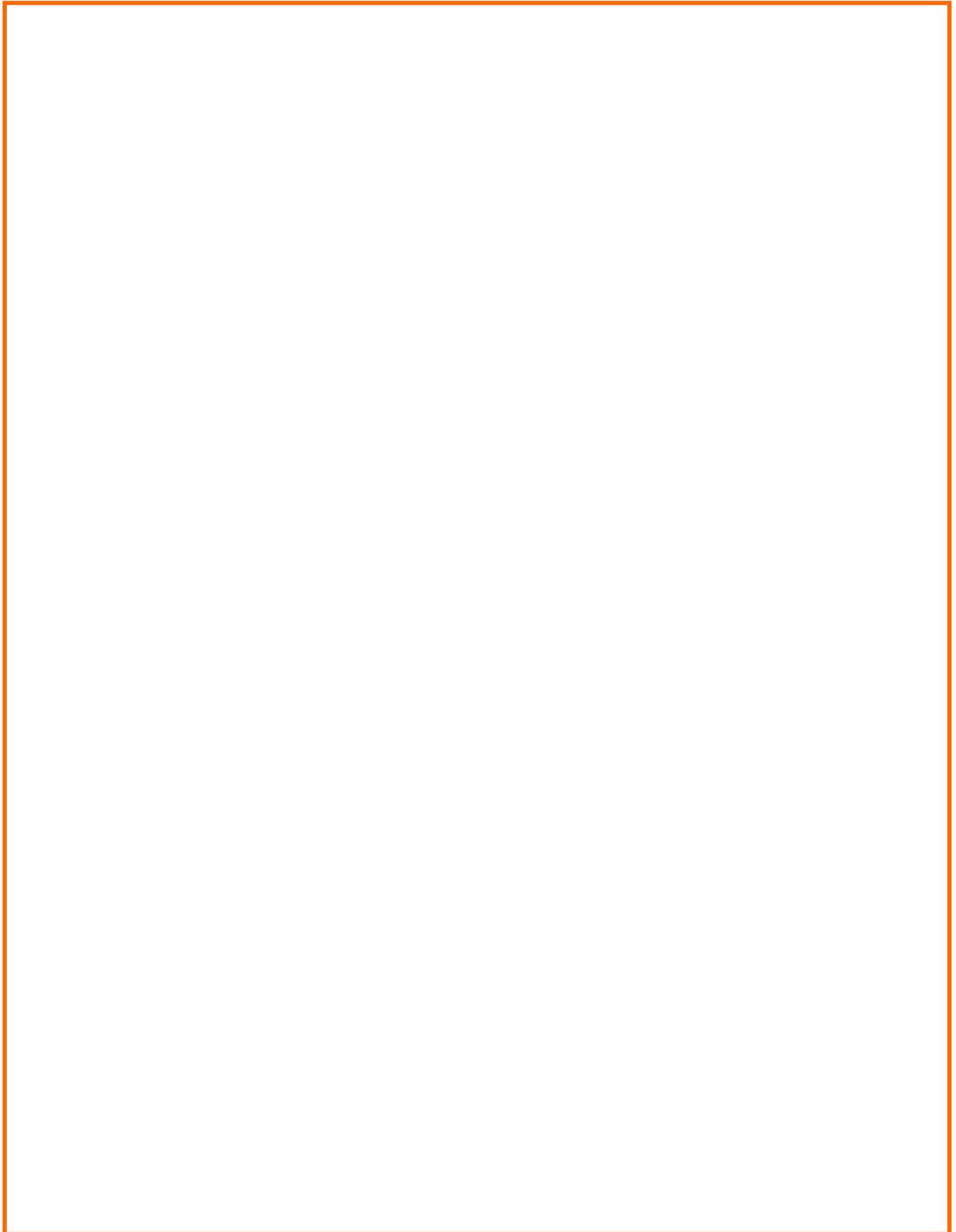


TABLEAU périodique des éléments

- Éléments solides
- Éléments liquides
- Éléments gazeux
- Éléments synthétiques

Hydrogène

1
H H₂ ○
 D₁
 (Hydrogène)
 1,01

Métaux légers
Alcalins
et
Alcalino terreux

IA 1
 IIA 2
 IIA

3
Li Lithium
 6,94

4
Be Béryllium
 9,01

5
Na Sodium
 22,99

6
Mg Magnésium
 24,31

7
Ca Calcium
 40,08

8
K Potassium
 39,10

9
Rb Rubidium
 85,47

10
Sr Strontium
 87,62

Métaux de première transition

IIIA 3
 IIB 3

11
Sc Scandium
 44,96

12
Y Yttrium
 88,91

13
Ti Titane
 47,88

14
Zr Zirconium
 91,22

15
Hf Hafnium
 178,49

16
Ta Tantale
 180,95

17
Nb Niobium
 92,91

18
Mo Molybdène
 95,94

Les triades
Métaux de deuxième transition

VIA 6
 VIB 6

19
Cr Chrome
 52,00

20
Mn Manganèse
 54,94

21
Fe Fer
 55,85

22
Ru Ruthénium
 101,07

23
Rh Rhodium
 102,91

24
Pd Palladium
 106,42

25
Cd Cadmium
 112,41

26
Zn Zinc
 65,39

Métaux de troisième transition

VIIA 7
 VIIB 7

27
Co Cobalt
 58,93

28
Ni Nickel
 58,69

29
Cu Cuivre
 63,55

30
Zn Zinc
 65,39

31
Ga Gallium
 69,72

32
Ge Germanium
 72,61

33
As Arsenic
 74,92

34
Se Sélénium
 78,96

Famille de l'Azote et de l'Oxygène

VB 15
 VIA 16

35
Br Brome
 79,90

36
Kr Krypton
 83,80

37
Rb Rubidium
 85,47

38
Sr Strontium
 87,62

39
Y Yttrium
 88,91

40
Zr Zirconium
 91,22

41
Nb Niobium
 92,91

42
Mo Molybdène
 95,94

Famille du Bore et du Carbone

IVB 14
 IVA 14

43
Tc Technétium
 98,91

44
Ru Ruthénium
 101,07

45
Rh Rhodium
 102,91

46
Pd Palladium
 106,42

47
Ag Argent
 107,87

48
Cd Cadmium
 112,41

49
In Indium
 114,82

50
Sn Étain
 118,71

Famille de l'Azote et de l'Oxygène

VIB 16
 VIIA 17

51
Sb Antimoine
 121,76

52
Te Tellure
 127,60

53
I Iode
 126,90

54
Xe Xénon
 131,29

55
Cs Césium
 132,91

56
Ba Baryum
 137,33

57
La Lanthane
 138,91

58
Ce Cérium
 140,12

Gaz inertes

VIII 18
 VIIIA 18

59
Pr Praséodyme
 140,91

60
Nd Néodyme
 144,24

61
Pm Prométhium
 (145)

62
Sm Samarium
 150,36

63
Eu Europium
 151,97

64
Gd Gadolinium
 157,25

65
Tb Terbium
 158,93

66
Dy Dysprosium
 162,50

Famille de l'Azote et de l'Oxygène

VIB 16
 VIIA 17

67
Ho Holmium
 164,93

68
Er Erbium
 167,26

69
Tm Thulium
 168,93

70
Yb Ytterbium
 173,04

71
Lu Lutécium
 174,97

72
Hf Hafnium
 178,49

73
Ta Tantale
 180,95

74
W Tungstène
 183,85

Famille de l'Azote et de l'Oxygène

VIB 16
 VIIA 17

75
Re Rhénium
 186,21

76
Os Osmium
 190,20

77
Ir Iridium
 192,22

78
Pt Platine
 195,08

79
Au Or
 196,97

80
Hg Mercure
 200,59

81
Tl Thallium
 204,38

82
Pb Plomb
 207,20

Gaz inertes

VIII 18
 VIIIA 18

83
Bi Bismuth
 208,98

84
Po Polonium
 208,98

85
At Astate
 209,99

86
Rn Radon
 222,02

87
Fr Francium
 223,02

88
Ra Radium
 226,03

89
Ac Actinium
 227,03

90
Th Thorium
 232,04

Famille de l'Azote et de l'Oxygène

VIB 16
 VIIA 17

91
Pa Protactinium
 231,04

92
U Uranium
 238,03

93
Np Neptunium
 237,05

94
Pu Plutonium
 244,06

95
Am Américium
 243,06

96
Cm Curium
 (247)

97
Bk Berkéllium
 247,07

98
Cf Californium
 251,08

Famille de l'Azote et de l'Oxygène

VIB 16
 VIIA 17

99
Es Einstéinium
 (254)

100
Fm Fermium
 257,10

101
Md Mendélévium
 258,10

102
No Nobélium
 259,10

103
Lr Lawrencium
 260,11

104
Rf Rutherfordium
 261,10

105
Db Dubnium
 262,10

106
Sg Seaborgium
 263,10

Famille de l'Azote et de l'Oxygène

VIB 16
 VIIA 17

107
Bh Bohrium
 264,10

108
Hs Hassium
 265,10

109
Mt Meitnerium
 266,10

110
Ds Darmstadtium
 267,10

111
Rg Roentgenium
 268,10

112
Cn Copernicium
 269,10

113
Nh Nihonium
 270,10

114
Fl Fleroum
 271,10

Gaz inertes

VIII 18
 VIIIA 18

115
Mc Moscovium
 270,10

116
Lv Livermorium
 277,10

117
Ts Tennessine
 289,10

118
Og Oganesson
 294,10

Orbitales p^{1 à 6}

Orbitales f^{1 à 14}

Lanthanides

Actinides

