

PROGRAMME DE CHIMIE (1BIOF):**La mesure en chimie**

CHAPITRE 1: L'importance de la mesure en chimie.	CHAPITRE 5: Mesure de la quantité de matière dans une solution à l'aide de mesure physique : mesure de la conductance.
CHAPITRE 2: Les grandeurs physiques liées à la quantité de matière.	CHAPITRE 6: Les réactions acido-basiques.
CHAPITRE 3: La concentration et les solutions électrolytiques.	CHAPITRE 7: Les réactions d'oxydo-réductions.
CHAPITRE 4: Suivi d'une transformation chimique.	CHAPITRE 8: Le dosage direct.

La chimie organique

CHAPITRE 1: Expansion de la chimie organique.	CHAPITRE 3: Changement de squelette carbonique.
CHAPITRE 2: Les molécules organiques et les squelettes carboniques.	CHAPITRE 4: Les groupes caractéristiques-réactivité des alcools

CHAPITRE 00 : RAPPELS & METHODES

Multiples & sous-multiples

Plutôt que d'utiliser systématiquement des puissances de 10, on utilise plus souvent des multiples ou sous-multiples.

Multiples Sous-multiples

- téra (T) = $\times 10^{12}$
- giga (G) = $\times 10^9$
- méga (M) = $\times 10^6$
- kilo (k) = $\times 10^3$
- milli (m) = $\times 10^{-3}$
- micro (μ) = $\times 10^{-6}$
- nano (n) = $\times 10^{-9}$
- pico (p) = $\times 10^{-12}$

Remarque n°1 : on utilise parfois le centi (c) = $\times 10^{-2}$
 Remarque n°2 : kilo s'écrit k minuscule, car K est le kelvin !

☞ Multiples → puissance de 10
 Il suffit de remplacer le symbole par la puissance de 10 correspondante
 $24 \mu s = 24 \times 10^{-6} s$
 $50 kV = 50 \times 10^3 V$

☞ Puissance de 10 → multiples
 Il faut faire apparaître une puissance de 10 correspondant à un multiple ou un sous-multiple
 $0,018 s = 0,18 \times 10^{-1} s = 1,8 \times 10^{-2} s = 18 \times 10^{-3} s = 18 ms$

Chiffres significatifs et arrondi

■ Définition

Un chiffre est appelé significatif s'il ne s'agit pas d'un zéro à gauche du premier chiffre non nul. La position de la virgule n'a aucune importance.

- ☞ Exemples
 0,0620 : 3 chiffres significatifs
 0,6020 : 4 chiffres significatifs
 6,200 : 4 chiffres significatifs

■ Signification

Le nombre de chiffres significatifs d'une valeur renseigne sur la précision avec laquelle on connaît cette valeur.

- ☞ Exemples
 Si on écrit $m = 20 \text{ kg}$, on indique que l'on connaît cette valeur à 1 kg près et donc que l'on est sûr que $19,5 \text{ kg} \leq m \leq 20,5 \text{ kg}$.
 Si on écrit $m = 20,0 \text{ kg}$, on indique que l'on connaît cette valeur à 0,1 kg près et donc que l'on est sûr que $19,95 \text{ kg} \leq m \leq 20,05 \text{ kg}$.

■ Usage

Les règles d'utilisation des chiffres significatifs sont assez complexes et ne seront vues qu'en terminale.
 En première S, contentez-vous d'exprimer vos résultats avec pas plus de chiffres significatifs que la donnée utilisée qui est la moins.
Arrondi : pour arrondir un nombre afin de l'exprimer avec trois chiffres significatifs, vous devez l'arrondir au supérieur si le 4^{ème} chiffre est supérieur ou égal à 5, et à l'inférieur sinon.

- ☞ Exemples
 33,48364 devient 33,5
 104,168 devient 104.

Masse, volume et quantité de matière

Mole : paquet de $6,02 \cdot 10^{23}$
 Masse molaire moléculaire : somme des masses molaires atomiques des atomes constituant la molécule (ou l'ion).
 m : masse d'un échantillon de corps pur
 M : masse molaire d'un corps pur

- n : quantité de matière d'un corps pur
- n_S : quantité de matière d'un soluté
- V_S : volume d'une solution
- V : volume d'un échantillon quelconque
- C : concentration en soluté d'une solution
- C_m : concentration massique d'un soluté en solution
- ρ (rhô) : masse volumique d'un échantillon
- d : densité d'un échantillon liquide ou solide (sans unité)



☞ À savoir impérativement

Masse - quantité de matière : $m = n \cdot M$
 Quantité de matière - concentration : $n_S = C \cdot V_S$
 Dilution : $C_M V_M = C_F V_F$
 Concentration massique - molaire : $C_m = C \cdot M$
 Masse volumique : $m = \rho \cdot V$
 Densité d'un corps condensé : $d = \rho / \rho_{\text{eau}}$
 d = valeur de ρ en $g \cdot mL^{-1}$, sans unité

Les unités de ces formules peuvent varier car les chimistes ne travaillent pas souvent en unités SI.

Unités

Unités fondamentales S.I

- Longueur : mètre (m)
- Température : kelvin (K)
- Quantité de matière : mole (mol)
- Masse : kilogramme (kg)
- Temps : seconde (s)
- Intensité courant : ampère (A)

Unités S.I dérivées des unités fondamentales

- Force : newton (N)
- Énergie : joule (J)
- Charge électrique : coulomb (C)
- Pression : pascal (Pa)
- Puissance : watt (W)

Conversion unité courante → unité SI

- Volume : $1 m^3 = 1000 L$; $1 cm^3 = 1 mL$
- Vitesse : $1 m \cdot s^{-1} = 3,6 km \cdot h^{-1}$
- Énergie : $1 W \cdot h = 3600 J$; $1 eV = 1,60 \cdot 10^{-19} J$

Lettres grecques à connaître

α	alpha	μ	mu
β	bêta	ν	nu
γ	gamma	ρ	rhô
Δ / δ	delta	τ	tau
θ	thêta	ϕ	phi
λ	lambda	ω	oméga

Utilisation de la calculatrice

Lorsque vous voulez entrer un nombre avec un puissance de 10 dans votre calculatrice (par exemple 2×10^{12}), il est préférable d'utiliser la touche [EXP], [EE] ou [$\times 10^x$] (selon les modèles). En effet, en utilisant cette touche, la calculatrice considère l'ensemble (2×10^{12}) comme un nombre et non pas comme une opération. Ce qui évite les problèmes de priorité lors d'un calcul.

☞ Exemple : vous voulez calculer $\frac{6}{2 \times 10^{12}}$. Si vous tapez sur votre calculatrice $6 \div 2 \times 10^{12}$, la calculatrice considère cela comme deux opérations à la suite et donnera $6 \div 2 = 3$, multiplié par $10^{12} = 3 \times 10^{12}$ ce qui n'est pas le résultat attendu ! Il faut donc entrer $6 \div 2 [EXP] 12$.

La touche [Ans] est également très pratique : elle rappelle la dernière valeur calculée.

Chpitre1 :L'importance de la mesure en chimie (1h)

Pourquoi mesurer en chimie

I- mesurer pour informer

Analyse moyenne en mg / L

Calcium	Ca ²⁺	36	Hydrogénocarbonate HCO ₃ ⁻	263
Magnésium	Mg ²⁺	22	Chlorure Cl ⁻	4
Sodium	Na ⁺	22	Sulfate SO ₄ ²⁻	4
Potassium	K ⁺	1.5	Nitrate NO ₃ ⁻	< 1

Résidu sec à 180°C 260 mg / L pH= 7,7



Pour informer le consommateur, le fabricant indique sur l'emballage la composition du produit.
- Il indique la nature et la masse des espèces qu'il contient.

II – mesurer pour le contrôle et analyse



analyse taux de l'alcool pour un conducteur



contrôler le taux de dioxyde de carbone présents dans les gaz d'échappement des voitures.

III- mesurer pour la surveillance et la protection



Pour lutter contre la pollution de l'air



pour connaître les quantités de matière de sucre

IV- mesure exacte et mesure approximative



Papier pH et indicateur coloré : ils donnent une valeur approximative du pH d'une solution aqueuse.

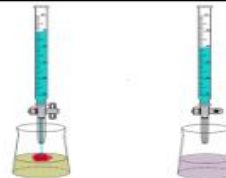


Le pH-mètre : il donne une valeur précise du pH d'une solution aqueuse

V-mesure destructive et non destructive



Certains contrôles peuvent être effectués sans détruire la le produit qui doit être contrôlé



il n'est pas possible de contrôler une caractéristique sans détruire le produit à contrôler

Chpitre2 : les grandeurs physiques liées à la quantité de matière (2h).

Les atomes, les molécules, les ions ont des masses beaucoup trop faibles (de l'ordre de 10^{-26} g) pour être mesurées à l'aide d'une balance. Il a fallu définir un nombre de ces entités très grand afin d'obtenir des masses de l'ordre de quelques grammes. Ce nombre est la **mole** (symbole : mol) et c'est l'unité de la quantité de matière.



I. La mole

1. Définition de la mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.

Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées. Ils peuvent être des atomes, des ions, des molécules, etc....

2. La constante d'Avogadro: Amé dao 1776-1856)

La constante ou nombre d'Avogadro noté \mathcal{N} est le nombre d'entités chimiques (atomes) contenu dans 12 g de carbone 12. On montre expérimentalement que $\mathcal{N} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Remarque: on peut calculer la valeur approchée de \mathcal{N} : la masse de l'atome de carbone 12 est voisine à la masse de 12 nucléons, soit $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg; d'où la valeur approchée de \mathcal{N}

$$\mathcal{N} = \frac{0,012}{12 \times 1,67 \times 10^{-27}} \approx 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Remarque: $\mathcal{N}_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ correspond à 602 mille milliard de milliard d'entités par mole.

Exemples:

- une mole d'eau contient $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau
- une mole de Na_2SO_4 contient $6,02 \cdot 10^{23}$ espèces Na_2SO_4 , soit $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ ions Na^+

3. Relation entre le nombre d'individus et la quantité de matière

Considérons un échantillon de matière contenant N individus (entités élémentaires). A chaque fois que l'on a $6,02 \cdot 10^{23}$ individus, on dit que l'on a une mole. Il y a donc proportionnalité entre le nombre N d'individus et la quantité de matière n .

$$\begin{matrix} N & = & N_A & \times & n \\ \text{nombre d'individus} & & \text{constante d'Avogadro} & & \text{quantité de matière} \\ \text{(sans unité)} & & \text{(mol}^{-1}\text{)} & & \text{(mol)} \end{matrix}$$

Application 1

- 1) Quel est le nombre de moles de molécules d'eau contenu dans $12,7 \cdot 10^{24}$ molécules d'eau?
- 2) Quel est le nombre d'ions chlorure Cl^- contenu dans 1,5 mol de chlorure de fer III?

- $n = \frac{N}{\mathcal{N}} = \frac{12,7 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 21,1 \text{ mol}$

- le chlorure de fer III: $FeCl_3$ et $(Fe^{3+} + 3Cl^-)$

- nombre d'ions Cl^- : $3 \times n \times \mathcal{N} = 3 \times 1,5 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 2,709 \cdot 10^{24}$ ions Cl^-

II. Les masses molaires

1. Définition générale

La masse molaire d'une espèce est la masse d'une mole d'entités de cette espèce. Elle s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$.

2. Détermination des masses molaires

a. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée.

Masse molaire approchée de quelques éléments chimiques	
Élément chimique X	$M_x (g \cdot mol^{-1})$
Hydrogène H	1
Carbone C	12
Azote N	14

b. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée. La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule (en tenant compte des coefficients dans la formule moléculaire).

Exemple: $M(NH_3) = M_N + 3M_H = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g mol}^{-1}$

c. Masse molaire ionique

La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée. On peut négliger la masse des électrons par rapport à la masse des noyaux.

$$M(PO_4^{3-}) \approx M_P + 4M_O = 31 + 4 \times 16 = 95 \text{ g mol}^{-1}$$

3. Masse molaire moyenne

Les corps naturels sont, en général, pour un élément donné, constitués de mélanges d'isotopes. Seul, l'or $^{197}_{79}Au$ et le phosphore $^{31}_{15}P$ sont formés à partir d'atomes absolument identiques. Le pourcentage d'un isotope dans l'échantillon est appelé *abondance relative ou isotopique*.

Ainsi pour déterminer la masse molaire moyenne notée \bar{M} d'un élément X constitué d'isotopes X_1, X_2, \dots, X_n ayant respectivement les pourcentages isotopiques $\%(X_1), \%(X_2), \dots, \%(X_n)$, on applique l'expression suivante:

$$\bar{M}(X) = \%(X_1)M(X_1) + \%(X_2)M(X_2) + \dots + \%(X_n)M(X_n)$$

Exemple: $\bar{M}(Cl) = \frac{75,4}{100} \times 35 + \frac{24,6}{100} \times 37 = 35,5 \text{ g mol}^{-1}$

Élément	Nombre de masse A	Abondance relative
Chlore $^{A}_{17}Cl$	35	75,4
	37	24,6
Soufre $^{A}_{16}S$	32	95,018
	33	0,750
	34	4,215
Uranium $^{A}_{92}U$	36	0,017
	234	0,006
	235	0,71
	238	99,284

4. Relation entre masse et quantité de matière

Une mole de matière a une masse égale à M (masse molaire). Donc n moles ont pour masse

$m = n \times M$. D'où la relation: $n = \frac{m(g)}{M(g \cdot mol^{-1})}$

Application 2:

- Calculer la quantité de matière (nombre de moles) contenue dans 28 g de fer. ($M_{Fe} = 55,8 \text{ g mol}^{-1}$).

III. Volume molaire.

1. Définition

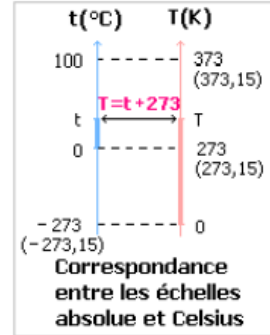
Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de gaz. Il est noté V_m et s'exprime en $L.mol^{-1}$.

2. Notion de température

Dans un gaz, les molécules sont éloignées les unes des autres. Elles sont indépendantes et se déplacent à grande vitesse en ligne droite dans toutes les directions.

La température absolue mesure l'agitation thermique des molécules d'une substance donnée. Son unité est le Kelvin (symbole: K) et sa relation avec la température à l'échelle Celsius est: $T(K) = t(^{\circ}C) + 273$

Remarque: le OK (zéro kelvin) représente l'absence totale d'agitation des molécules soit $-273^{\circ}C$.



3. Notion de pression

3. Notion de pression

La pression correspond au nombre de chocs entre les molécules et les parois du récipient qui les renferment par unité de temps par unité de surface. Son unité dans le SI est le Pascal (symbole: Pa) et elle est notée P .

$P = \frac{F}{S}$	P en pascal (Pa) F en newton (N) S en mètre carré (m^2)
-------------------	---

$1atm$ (atmosphere) = $1,013.10^5 Pa = 760 mmHg$ (millimeter de mercure) $1bar = 10^5 Pa$.

4. Équation d'état du gaz parfait

Un gaz est parfait lorsqu'il suit l'équation d'état suivante:

$$PV = nRT$$

- P (Pa): pression du gaz
- V (L): volume du gaz
- N (mol): nombre de moles du gaz
- $R=8,314 Pa.m^3.mol^{-1}K^{-1}$: constante des gaz parfait.
- T (K): température absolue.

Remarque: si le volume s'exprime en L et la pression en atmosphère on aura $R = 0,82 atm.L.mol^{-1}K^{-1}$

5. Loi d'Avogadro-Ampère.

Dans les mêmes conditions de température et de pression, le volume occupé par une mole de molécules d'un gaz est identique quel que soit la nature chimique du gaz.

Autrement dit: deux volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de moles.

6. Volume molaire

$PV = nRT$ et donc pour une mole de gaz $V = V_m = \frac{RT}{P}$: le volume molaire dépend de la température et de la pression.

On définit conventionnellement des conditions de référence appelées conditions normales de température et de pression (CNTP en abréviation)

Dans les CNTP $\left\{ \begin{array}{l} - \text{pression normale: } 1atm \\ - \text{température normale: } 0^{\circ}C \end{array} \right.$

V pour une mole: $V = \frac{nRT}{P} = \frac{1mol \times 8,314 \times 273}{1,013.10^5} = 22,4L$

Dans les CNTP le volume molaire vaut: $V_m = 22,4L.mol^{-1}$

7. Relation entre volume molaire et quantité de matière.

Pour une température et une pression données, une mole de gaz occupe un volume V_m (volume molaire). Dans les mêmes conditions, n moles de gaz occupent le volume $V = n \times V_m$.

$$n = \frac{V}{V_m}$$

n (mol): nombre de moles;

V (L): volume du gaz;

$V_m(\text{mol.L}^{-1})$: volume molaire

Application 3:

On considère un flacon de dichlore de 1L. Il est rempli de dichlore dans les conditions où le volume molaire vaut 24 L.mol^{-1}

- calculer le nombre de mole de dichlore
- en déduire la masse de dichlore contenu dans le flacon. On donne: $M_{Cl_2}=71 \text{ g.mol}^{-1}$

IV. Densité d'un gaz par rapport à l'air

Elle est définie par le rapport $d = \frac{\mu_{gaz}}{\mu_{air}}$ avec $\mu_{air} = 1,293 \text{ g.L}^{-1}$ à 0°C et 1 atm.

$$d = \frac{\mu_{gaz} \times V_m}{\mu_{air} \times V_m} = \frac{\text{masse d'une mole de gaz dans les CNTP}}{22,4 \times 1,293} = \frac{M}{29} \text{ avec } M = \text{masse molaire}$$

$$d = \frac{M}{29}$$

On peut noter la relation suivante: $PV=nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{mRT}{MV} = \frac{\rho VRT}{MV} = \frac{\rho RT}{M} \Rightarrow \rho = \frac{P}{RT} \times M \Rightarrow V_m = \frac{M}{\rho}$

Exercice: Le mercure a une densité $d = 13,6$. Quelle est la quantité de matière de mercure contenue dans 100mL de mercure ?

Exercice :

Compléter le tableau suivant:

états		solides		Liquides (conditions normales de température et de pression)		Gaz ($V_m=24.74 \text{ mol.L}^{-1}$)	
Espèce chimique	Nom	Glacé	Vitamine C (acide ascorbique)	Ethanol ou alcool éthylique	Octane (constituant de l'essence)	Méthane (gaz de la maison)	Butane
	Formule brute	H_2O	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	C_8H_{18}	CH_4	C_4H_{10}
Masse molaire moléculaire (g.mol^{-1})	
Masse volumique (g.mL^{-1})		0.917	...	0.789	...	?	?
Densité		...	1.65	...	0.703	?	?
masse		...	500mg	73g	...
Quantité de matière (mol)		1.35	3.2	...	2.75×10^{-3}
Volume (mL)		43.2

Chpitre3: la concentration et les solutions électrolytiques (3h).

S.P: En agriculture , la croissance de ces plantes est favorisée par l'apport d'engrais . L'engrais représenté ici est une solution aqueuse contenant des ions nitrates, potassium , phosphore ,...



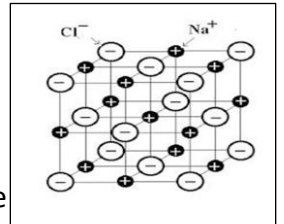
- Qu'est-ce qu'une solution aqueuse ionique ?
- Comment la préparer et déterminer sa concentration ?

Exemple :

I.Le solide ionique.

Un solide ionique est un solide composés d'ions. Etant donné qu'un tel solide est toujours électriquement neutre il associe toujours des cations et des anions dont les charges se compensent.

- La formule NaCl indique que le chlorure de sodium comporte autant d'ions sodium que d'ions chlorure. En effet chaque ion ne porte qu'une charge, une charge positive pour Na⁺ et une négative pour Cl⁻.



II.Les molécules polaires.

Une molécule est un ensemble d'atomes (au moins deux) identiques ou non, unis les uns aux autres par le biais de liaisons chimiques. Ces dernières sont les résultats de la mise en commun d'un certain nombre d'électrons gravitant sur la couche externe des atomes.

La liaison dite covalente simple lorsque deux atome mettent en commun un unique électron de leur couche externe chacun.

Dans une liaison, le doublet électronique peut ne pas être partagé équitablement entre les deux atomes : l'un des deux atomes peut avoir une force d'attraction sur le nuage électronique plus grande que l'autre.

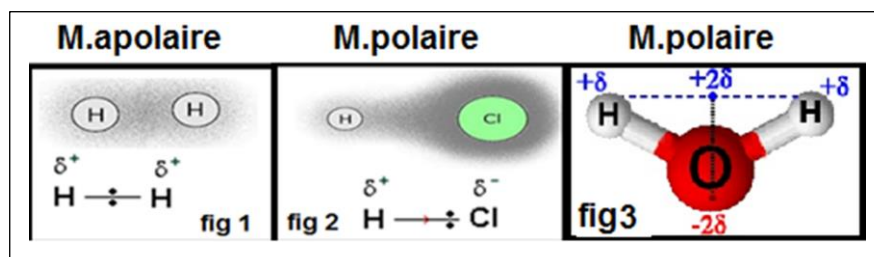
On appelle **électronégativité** cette capacité pour les atomes à attirer le nuage électronique. Ce partage inéquitable de la charge électronique transforme alors le couple atomique en dipôle.

Tout se passe alors comme s'il y avait un transfert électronique partiel de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif

- Lorsque la différence d'électronégativité est très faible, voire nulle, les charges partielles sont nulles ($\delta_e=0$) et la liaison est complètement apolaire : le doublet électronique est réparti équitablement entre les atomes, la liaison est dite covalente (fig 1).
- Si deux atomes impliqués dans une liaison de covalence sont d'électronégativités différentes, la répartition des charges est dissymétrique : les électrons de la

liaison sont délocalisés vers l'atome le plus électronégatif, qui porte alors une charge partielle négative notée δ^- . L'autre atome de la liaison porte, quant à lui, une charge partielle positive notée δ^+ (fig 2 et 3).

- Plus les charges sont réparties de façon asymétrique, plus une liaison ou molécule sera **polaire** la liaison perd alors de son caractère covalent pour tendre vers une liaison ionique pur. Ces liaisons est dites polarisées.



Remarque

- La polarité des molécules influe sur un certain nombre de caractéristiques physiques (températures de fusion et d'ébullition, solubilité, ...) ou chimiques (réactivité).
- **Electronégativité d'un atome** : Il s'agit de l'aptitude d'un atome, ou d'un groupe d'atomes, d'une entité moléculaire à attirer des électrons de liaison.

	H 2,1							He 0
	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne 0
	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar 0

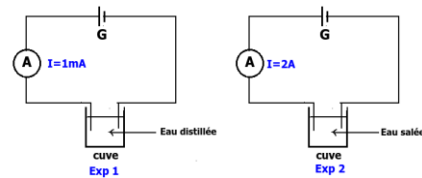
Echelle d'électronégativité pour quelques éléments chimiques

III. Les solutions aqueuses électrolytiques.

1. Dissolution d'un solide ionique dans l'eau.

Activité :

On prend une cuve contenant de l'eau distillée et on la relie à un circuit électrique contenant un générateur comme source de tension et un ampèremètre pour mesurer l'intensité du courant électrique lors du passage dans le circuit et les fils de connexion. et on fait les deux expériences indiquées dans la figure suivante :

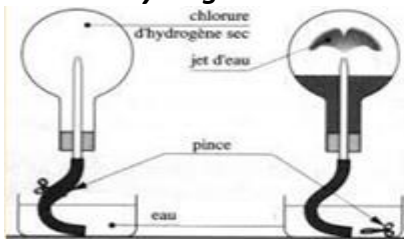


Exploitation:

L'expérience montre que lorsqu'on ajoute du chlorure de sodium à l'eau distillée, on obtient une solution de chlorure de sodium qui est un bon conducteur d'électricité. La solution de chlorure de sodium est **une solution électrolytique**, car elle contient des ions mobiles qui assurent le passage du courant.

2. Dissolution d'un gaz polaire dans l'eau.

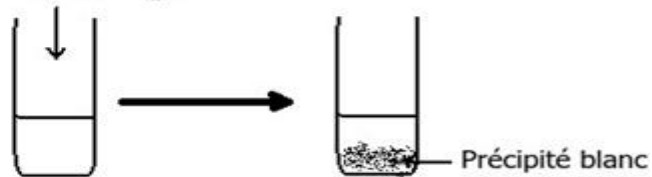
Activité : Expérience de jet d'eau - La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène est-elle électrolytique ?



Expérience de jet d'eau



Chlorure d'argent



test pour la mise en évidence des ions chlorures

le pH de la solution obtenue est très inférieure à 7

1. Comment expliquer l'apparition du jet d'eau ?

La dissolution des premières gouttes de chlorure de sodium dans l'eau entraîne une diminution de pression dans le ballon qui devient inférieure à la pression atmosphérique, l'eau pénètre dans le ballon d'où le jet observé.

Le chlorure d'hydrogène se dissout facilement dans l'eau.

2. La solution obtenue contient-elle des ions ?

$\text{pH} < 7$, la solution est donc acide i.e qu'il y a présence des ions H^+ ou H_3O^+ solvatés notés $\text{H}^+(\text{aq})$ ou $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Le précipité blanc de chlorure d'argent AgCl prouve que la solution contient aussi des ions de chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ solvatés.

Lors de cette dissolution, il se produit une transformation chimique due à l'interaction entre les molécules de chlorure d'hydrogène et l'eau. Cette transformation conduit à la formation des ions solvatés $\text{H}^+(\text{aq})$ et $\text{Cl}^-(\text{aq})$ d'où l'équation de la réaction associée à cette dissolution dans l'eau : $\text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ et la solution aqueuse de l'acide chlorhydrique est notée : $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

La solution aqueuse de chlorure de sodium ne contient pas les molécules HCl , elle contient seulement des ions solvatés mobiles. Donc **le chlorure d'hydrogène est une solution électrolytique.**

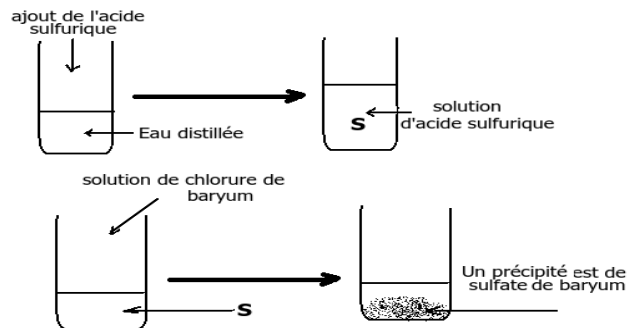
3. Dissolution d'un liquide polaire dans l'eau.

Activité : Dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau La solution de l'acide sulfurique est-elle une solution électrolytique ?

Dans un bécher contenant de l'eau distillée, on ajoute, à la pipette, et avec précaution quelques gouttes d'acide sulfurique pur $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$ et on agite.

Le test du pH de la solution obtenue montre que la solution est nettement acide.

On verse dans un tube à essai quelques millilitres de solution et on ajoute quelques gouttes de chlorure de baryum ($\text{Ba}^{2+}(\text{aq}), 2\text{Cl}^-(\text{aq})$), un précipité blanc se forme : c'est du sulfate de baryum $\text{BaSO}_4(\text{s})$.

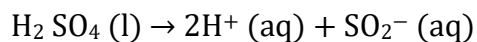


1. Quelle est la composition de cette solution ?

- L'acidité de la solution résulte de la présence des ions $\text{H}^+(\text{aq})$. Le précipité blanc de sulfate de baryum BaSO_4 indique la présence des ions SO_4^{2-} ions de sulfate.

2. En déduire l'équation de la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau.

- L'équation de la réaction associée à la transformation s'écrit :



La solution aqueuse d'acide sulfurique ne contient pas les molécules H_2SO_4 , elle contient seulement des ions solvatés mobiles : c'est une solution électrolyte. notée $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

Activité : Comment on calcul les concentrations molaires ?

On prépare dans une fiole jaugée un volume $V = 100\text{ml}$ d'une solution aqueuse contenant $n = 4,00 \times 10^{-3}\text{mol}$ de chlorure de cuivre (II) $\text{CuCl}_2(\text{s})$

1. Quelle est la concentration molaire de soluté apporté ?

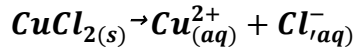
Par définition la concentration molaire de soluté apporté vaut :

$$C(\text{CuCl}_2) = \frac{n}{V} = \frac{4,00 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$$

2. Déterminer les quantités des ions effectivement présents en solution, puis leurs concentrations molaires respectives .

Lors de la dissolution, le solide ionique est totalement dissocié dans l'eau en ions de cuivre II ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$) et en ions de chlorure ($\text{Cl}^{-}(\text{aq})$) .

L'équation de la dissolution s'écrit :



Dans cette équation les quantités d'ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$; contenu dans cette solution sont telles que :

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n \quad \text{et} \quad n(\text{Cl}^{-}) = 2n$$

Les concentrations molaires de ces ions sont appelées *concentrations molaires effectives* et notée $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{Cl}^{-}]$ se calcule de la façon suivante :

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{V} = \frac{n}{V} = C$$

$$[\text{Cl}^{-}] = \frac{n(\text{Cl}^{-})}{V} = \frac{2n}{V} = 2C$$

Dans une solution non saturée, la concentration molaire de soluté a apporté, ou concentration molaire de la solution en A, notée $C(A)$:

$$C(A) = \frac{\text{quantité } n(A) \text{ de soluté introduit}}{\text{volume } V \text{ de la solution}} = \frac{n(A)}{V}$$

Pour l'ion X effectivement présent en solution, la concentration molaire effective est noté $[X]$.

$$[X] = \frac{\text{quantité } n(X) \text{ d'ion X présent}}{\text{volume } V \text{ de la solution}} = \frac{n(X)}{V}$$

Exercices :

I. La concentration molaire effective des ions sodium Na^{+} dans une solution aqueuse de sulfate de sodium est égale à $0,020 \text{ mol/L}$.

1. Écrire l'équation de réaction associée à la dissolution dans l'eau du sulfate de sodium $\text{Na}_2\text{SO}_4(s)$.
2. Quelle est la concentration molaire effective des ions sulfate dans cette solution ?
3. Quelle est la concentration en soluté apporté ?

II. Vous voulez préparer une solution A de chlorure d'aluminium de concentration en soluté apporté $C_A = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1) Exprimez et calculez la masse de chlorure d'aluminium à dissoudre dans 100 mL d'eau pour obtenir cette solution.

2) Exprimez les concentrations en ions en fonction de C_A .

3) Vous voulez préparer 50 mL d'une solution B de sulfate d'aluminium de concentration $C_B = 4,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution mère de concentration $C_0 = 0,80 \text{ mol.L}^{-1}$.

- a. Quel volume V de la solution mère devez-vous prélever ?
- b. Quelles verreries (nom et contenance) allez-vous utiliser ?
- c. Exprimez et calculez la masse de soluté m_B que vous auriez dû dissoudre pour obtenir 50 mL de solution de concentration C_B .
- d. Exprimez les concentrations en ions en fonction de C_B et la concentration en ions aluminium en fonction de celle en ions sulfate .

4) Vous mélangez la solution A avec la solution B. Exprimez et calculez la concentration des ions aluminium après le mélange.

Données : $M(\text{sulfate d'aluminium}) = M_B = 342,3 \text{ g.mol}^{-1}$

Chpitre4: Suivi d'une transformation chimique (2h).

S.P : La première photo montre un dispositif expérimental permet de mesurer le volume du gaz récupéré au cours d'une transformation chimique . Dans la deuxième photo nous observons une réaction du fer fondu avec le dioxygène qui produit des gerbes de lumière. **Comment Le chimiste réalise-t-il des**

transformations chimiques pour obtenir de nouveaux corps ?
Comment Le chimiste peut-il suivre des transformations chimiques ?



I. Transformation chimique et réaction chimique :

1. système chimique:

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles. Son état sera décrit en précisant :

La nature et la quantité de matière des espèces chimiques présentes ;

L'état physique : solide (s), liquide (l), gazeux (g), en solution aqueuse (aq)

La température T et la pression P du système

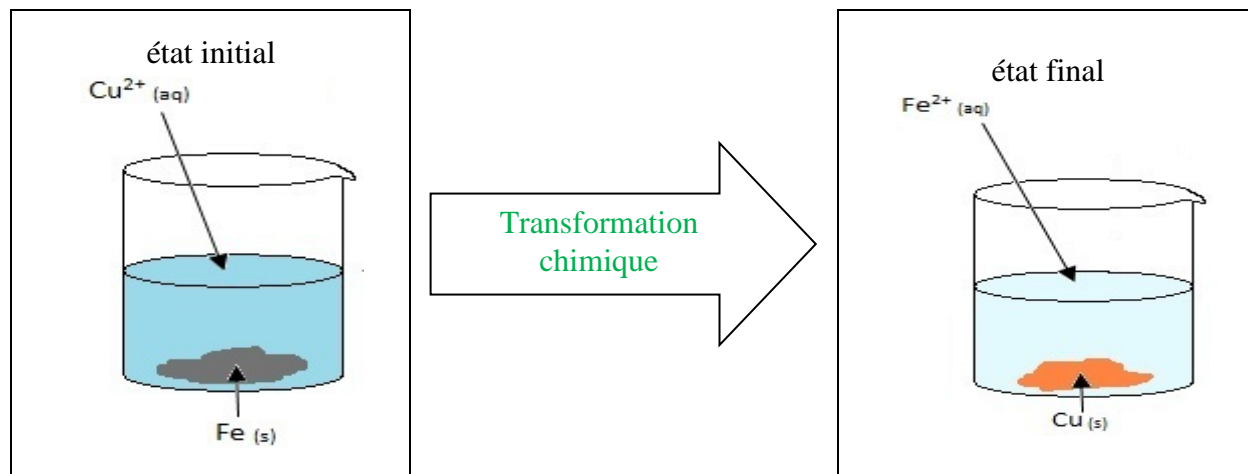
Un système chimique peut évoluer et subir une transformation chimique qui modifie son état.

2. Transformation chimique :

Une transformation chimique est un phénomène qui conduit un système chimique d'un état initial à un état final .

Les espèces introduites à l'état initial sont appelées « réactifs », les espèces obtenues après la transformation, à l'état final sont appelés « produits »

Exemple :



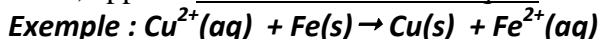
3. Réaction chimique :

Un réaction chimique est un modèle qui rend compte à l'échelle macroscopique de la transformation chimique

Au cours d'une transformation chimique, il y a conservation :

- des éléments chimiques : les éléments présents dans les réactifs et les produits sont identiques
- de la charge électrique : la somme des charges des réactifs est égale à la somme des charges des produits
- le nombre d'entités chimiques (atomes ou ion) de chaque élément présents dans les réactifs est identique au nombre d'entités chimiques de chaque élément dans les produits.
- la masse des réactifs est égale à la masse des produits

Pour obéir à ces lois de conservation, il faudra ajuster l'équation avec des nombres placés devant les symboles, appelés *nombres stœchiométriques* :



II. Evolution des quantités de matière au cours d'une transformation chimique

1. Avancement d'une réaction chimique:

L'avancement est une grandeur, qui permet de suivre l'évolution des quantités de matière au cours de la transformation

L'avancement est un nombre, noté x qui s'exprime en mole et qui permet de déterminer les quantités de réactifs transformés et les quantités de produits formés.

Considérons la transformation chimique d'équation : $aA + bB \rightarrow cC + dD$ avec a, b, c et d sont les coefficients stœchiométriques

Donc pour un avancement de x :

Pour un avancement de x , on perd $a x$ mol de A .	Pour un avancement de x , on gagne $c x$ mol de C .
Pour un avancement de x , on perd $b x$ mol de B .	Pour un avancement de x , on gagne $d x$ mol de D .

On regroupe toutes ces informations sur les quantités de matière dans un tableau d'évolution ou d'avancement.

2. Tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$aA + bB \rightarrow cC + dD$			
État du système	Avancement x (mol)	quantités des matières en mol			
État initial	0	$n_i(A)$	$n_i(B)$	0	0
État en cours de réaction	x	$n_i(A) - a.x$	$n_i(B) - b.x$	$c.x$	$d.x$
État final	x_{max}	$n_i(A) - a.x_{max}$	$n_i(B) - b.x_{max}$	$c.x_{max}$	$d.x_{max}$

- une réaction s'arrête si un des réactifs est entièrement consommé (sa quantité de matière est alors nulle).

- On définit l'**avancement maximal** (noté x_{max}) comme l'**avancement dans l'état final du système chimique, c'est-à-dire lorsqu'on ne constate plus d'évolution du système chimique.**

Remarques :

- Les quantités de matière à l'état initiale se calculent à l'aide des données de l'énoncé sans tenir compte des nombres stœchiométriques.

- Quand de l'eau intervient dans l'équation et que la réaction a lieu en solution aqueuse, l'eau étant l'espèce largement majoritaire en solution aqueuse, on ne calcule pas ses quantités de matière

3. Réactif limitant et l'avancement maximal :

On considère que **les réactions étudiées s'arrêtent lorsqu'au moins un réactif est consommé totalement.** Ce réactif est appelé **réactif limitant**. Le ou les autres réactifs sont donc en **excès**.

On calcule successivement l'avancement pour la disparition de chacun des réactifs :

Cas de B	Cas de A
On considère B réactif limitant Donc $n_i(B) - b.x_{max} = 0$ Alors : $x_{max} = \frac{n_i(B)}{b}$	On considère A réactif limitant Donc $n_i(A) - a.x_{max} = 0$ Alors : $x_{max} = \frac{n_i(A)}{a}$

Ensuite on prend la valeur de x_{max} la plus petite et elle devient l'avancement maximal de la réaction.

Le réactif qui a disparu est appelé le réactif limitant.

Remarque :

si les deux réactifs disparaissent pour le même avancement, on dit qu'ils sont dans les

proportions stœchiométriques. Donc, dans ce cas $x_{max} = \frac{n_i(B)}{b} = \frac{n_i(A)}{a}$

4. Bilan des quantités de matières finales:

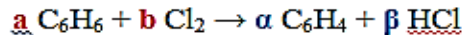
On appelle bilan de matière d'une transformation chimique, le calcul des quantités de matières des réactifs ayant disparu et des produits formés. Un bilan de matière est toujours effectué en mole ; La valeur de x_{\max} , permet de calculer le bilan des quantités de matières finales:

quantités de matières restant des réactifs en mol		quantités de matières des produits formés en mol	
Réactif A	Réactif B	Produit C	Produit D
$n_i(A) - a \cdot x_{\max}$	$n_i(B) - b \cdot x_{\max}$	$c \cdot x_{\max}$	$d \cdot x_{\max}$

Exercices :**Méthode générale pour équilibrer une équation chimique :**

Soit l'équation chimique suivante : $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_4 + HCl$

Afin que cette équation soit équilibrée, on utilise des coefficients stœchiométriques tels que, par exemple, a et b pour les réactifs et α et β pour les produits. L'équation devient alors :



✓ Pour que l'élément carbone « C » soit équilibré de part et d'autre de l'équation il faut que : $6a = 6\alpha$

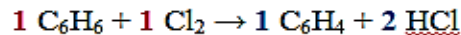
✓ Ainsi, pour l'élément Hydrogène « H » : $6a = 4\alpha + \beta$

✓ Pour l'élément Chlore « Cl » : $2b = \beta$

fiche
methode

Après on donne à l'un des coefficients stœchiométriques une valeur quelconque. Par exemple on donne $a=1$. Comme ça, On aura $\alpha = 1$; $\beta = 2$; et finalement $b = 1$.

Notre équation devient alors :



N.B : Dans le cas des équations chimiques dont les réactifs et/ou les produits sont des ions, il faut équilibrer la charge électrique de l'équation afin que la charge totale des réactifs soit égale à la charge totale des produits.

I. Un composé organique gazeux A, a pour formule C_xH_y où x et y sont des nombres entiers.

1) On réalise la combustion complète d'une masse $m=1g$ de composé A en présence d'un excès de dioxygène. La réaction produit $m_1=1,64g$ d'eau. Écrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.

2) L'échantillon A de masse $1g$ occupe un volume $V=545 mL$ dans les conditions de l'expérience où le volume molaire est $V_m = 24 L \cdot mol^{-1}$. Quelle est la masse molaire du composé A ? On suppose que le gaz se comporte comme un gaz parfait.

3) Déduire des résultats des questions précédentes la formule brute du composé A.

4) Quel volume minimal de dioxygène faut-il mettre en œuvre pour réaliser la combustion complète de $15 kg$ du composé A ?

La concentration molaire effective des ions sodium Na^+ dans une solution aqueuse de sulfate de sodium est égale à $0,020 mol/L$.

II. On mélange $32 g$ d'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 et $15 g$ de poudre d'aluminium. La réaction est amorcée grâce à un ruban de magnésium. Par une réaction vive, on obtient du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 .

1) Écrire l'équation bilan de cette réaction et déterminer le réactif en excès.

2) Quelle est la quantité de matière d'aluminium nécessaire pour réduire tout l'oxyde de fer?

3) Quelle est la masse d'aluminium correspondante?

4) Reste-t-il de la poudre d'aluminium? Si oui déterminer la masse restante?

Données : $M(O) = 16 g \cdot mol^{-1}$; $M(Al) = 27 g \cdot mol^{-1}$; $M(Fe) = 56 g \cdot mol^{-1}$

Chpitre5: déterminations des quantités de matière dans une solution à l'aide d'une mesure physique : mesure de la conductance (7h). devoir3

S.P : Pour surveiller le degré de pollution des mers, les experts utilisent des appareils des mesures qui sont placés dans des lieux différents des mers et des océans, pour mesurer quelques grandeurs physiques importants comme la conductance, la conductivité, etc

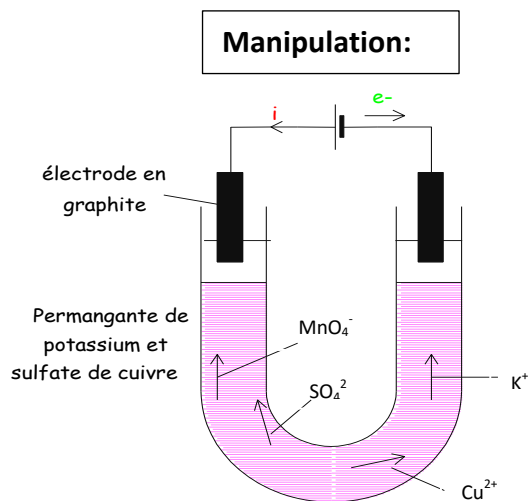
- ☞ Qu'est ce que la conductance et la conductivité d'une solution ?
- ☞ Comment les exploiter dans une étude chimique ?

Ce chapitre va nous permettre de déterminer, par une méthode physique, une quantité de matière. L'intérêt de celle-ci est qu'elle est non destructrice (pas de réactions chimiques en jeu).

Nous verrons aussi l'utilisation d'une courbe d'étalonnage. Et enfin la conductimétrie illustre l'un des modes de conduction de l'électricité.

I. Rappel

On rappelle qu'un courant électrique ne peut circuler dans une solution que si elle contient des ions. On appelle ces solutions des solutions électrolytiques ou électrolyte.



Observation:

- Au niveau de l'électrode reliée à la borne positive, on observe une coloration violette.
- Au niveau de la borne reliée à la borne négative, il se forme un anneau de couleur bleue.

Interpretation:

- Les ions permanganates, MnO_4^- de couleur violette, se dirigent vers l'électrode positive, appelée anode. Les ions MnO_4^- sont des anions.
- Les ions cuivre II, Cu^{2+} de couleur bleue, se dirigent vers l'électrode négative, appelée cathode. Les ions cuivre II sont des cations.

Conclusion:

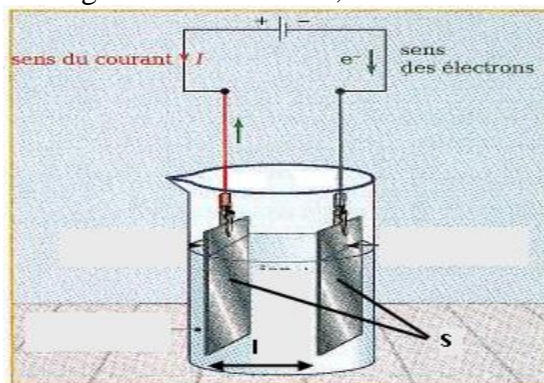
- Les ions MnO_4^- et Cu^{2+} subissent une double migration.
- Il en est de même pour les ions K^+ et SO_4^{2-} incolores.

Bilan : Le passage du courant électrique dans une solution résulte d'une double migration des anions et des cations se déplaçant en sens inverse.

II. conductance d'une solution ionique

1. cellule conductimétrie

C'est un ensemble de deux plaques (en cuivre ou en platine) qui trempe dans une solution ionique. S est leur surface immergée dans la solution, l est la distance entre les deux plaques.



Dans l'électrolyte, les ions positifs circulent dans le sens conventionnel du courant et les ions négatifs dans le sens inverse. Dans les conducteurs métalliques, les électrons circulent dans le sens contraire du sens conventionnel.

2. Résistance et conductance

On considère la colonne de liquide entre les deux plaques de la cellule. Il est possible de mesurer la résistance électrique de cette portion de liquide à l'aide du montage (fig 1).

On mesure l'intensité du courant passant entre les deux plaques et la tension entre les deux plaques et on accède à :

$$R = \frac{U}{I} \text{ mesurée en Ohm } (\Omega)$$

La conductance est donnée par l'inverse de cette résistance : G : Conductance mesurée en Ohm^{-1} (Ω^{-1}) ou en siemens (S).
 U : Tension entre les plaques en volt (V).
 I : intensité du courant en Ampère (A).

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$$

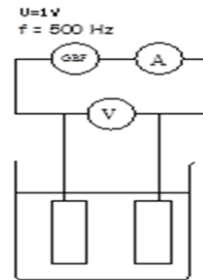


Fig 1

Remarque :

- ✓ On utilisera généralement des sous multiples du siemens (mS ou μS).
- ✓ Pour les mesures de conductance, on utilisera du courant alternatif (500Hz)

3. Quels facteurs peuvent influencer la conductance d'une solution

Activité : on mesure la conductance G des solutions (chacun a des conditions spécifiques) :

Influence des caractéristiques de la cellule		Influence de l'électrolyte		Influence de la température
L: la distance entre les plaques	S: la surface immergée des plaques	De sa nature	De sa concentration	
L(cm)=2 \Rightarrow G=70 μS	S (cm ²)=1 \Rightarrow G=137 μS	(Na ⁺ ;Cl ⁻) \Rightarrow G=3.2mS	(Na ⁺ ;Cl ⁻) de C=2*10 ⁻³ mol.L ⁻¹ \Rightarrow G=0.65mS	(Na ⁺ ;Cl ⁻) de C=10 ⁻³ mol.L ⁻¹ à $\theta = 9.2^\circ\text{C} \Rightarrow$ G=24.7 μS
L(cm)=4 \Rightarrow G=34 μS	S (cm ²)=3 \Rightarrow G=415 μS	(Na ⁺ ;OH ⁻) \Rightarrow G=6.2mS	(Na ⁺ ;Cl ⁻) de C=5*10 ⁻³ mol.L ⁻¹ \Rightarrow G=1.6mS	(Na ⁺ ;Cl ⁻) de C=10 ⁻³ mol.L ⁻¹ à $\theta = 18.7^\circ\text{C} \Rightarrow$ G=34.7 μS
L(cm)=5 \Rightarrow G=26 μS	S (cm ²)=5 \Rightarrow G=690 μS	(H ⁺ ;Cl ⁻) \Rightarrow G=10.8mS	(Na ⁺ ;Cl ⁻) de C=10 ⁻² mol.L ⁻¹ \Rightarrow G=3.2mS	la conductance d'une solution est d'autant plus élevée que sa température est grande.
La conductance est donc inversement proportionnelle à la distance entre les plaques car: $G \cdot L = 1.4 \cdot 10^{-6} \text{S} \cdot \text{m}$	La conductance est donc proportionnelle à la surface des plaques car $G/S = 1.4 \text{S} \cdot \text{m}^{-2}$	La conductance d'une solution dépend de la nature des ions qui la composent.	Plus la solution est concentrée, plus la conductance est grande. la conductance d'une solution est proportionnelle à sa concentration.	

N.B: Pour chaque colonne les autres conditions(S ; L ; température ; nature de solution....) sont les mêmes.

Conclusion : $G = k \frac{S}{L}$; k coefficient de proportionnalité noté σ appelée **conductivité** dépend de la nature du solution et sa concentration. Donc : $G = \sigma \frac{S}{L}$; $G(\text{S}) ; \sigma(\text{S} \cdot \text{m}^{-1}) ; S(\text{m}^2) ; L(\text{m})$.

Remarques :

- ✚ si on trace $G=f(c)$, on obtient une droite, cela permet donc de mesurer la concentration d'une solution grâce à une **courbe d'étalonnage**.
- ✚ On sait que G est proportionnel à c et ici on a G proportionnel à σ . Nous savons donc maintenant que **σ est proportionnel à c**.

4. Conductivité molaire ionique .

On peut décomposer la conductivité selon la **contribution de tous les ions** présents en solution.

$$\sigma = \sum (\lambda_i \cdot [X_i]) \quad \lambda_i \text{ désigne la conductivité molaire ionique de l'ion } i.$$

Quelle est son unité ?

Analyse dimensionnelle : pour un ion $\lambda = \frac{\sigma}{[X_i]} = \frac{\text{S} \cdot \text{m}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}} = \frac{\text{S} \cdot \text{m}^2}{\text{mol}} = \text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

Unité légale de concentration (S.I) est mol.m⁻³ parce que celle de volume est m³.

Application :

On dispose d'un volume $V_1=100\text{mL}$ d'une solution aqueuse S_1 de chlorure de potassium et d'un volume $V_2=50,0\text{mL}$ d'une solution aqueuse S_2 de chlorure de sodium. La concentration molaire de la solution S_1 est égale à $C_1=1,5 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$ et celui de S_2 est égale à $C_2=1,3 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$.

- 1) Calculer les conductivités σ_1 et σ_2 de chacune de ces solutions.
- 2) On mélange ces deux solutions.
 - a- Calculer la concentration molaire de chaque ion dans le mélange.
 - b- Calculer la conductivité σ du mélange.
 - c- Quelle serait la valeur de la conductance mesurée à l'aide d'électrodes de surface

$S=1,0\text{cm}^2$, distantes de $L=5,0\text{mm}$? Données : $\lambda_{(\text{K}^+)}=7,35 \cdot 10^{-3} \text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$; $\lambda_{(\text{Cl}^-)}=7,63 \cdot 10^{-3} \text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$; $\lambda_{(\text{Na}^+)}= 5,01 \cdot 10^{-3} \text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

Chpitre6 : réactions acido-basiques (4h). devoir3

Question : Qu'est-ce qu'une réaction acido-basique ?

C'est une réaction chimique au cours de laquelle il y a un transfert de protons H^+ entre 2 réactifs dont l'un est qualifié d'acide et l'autre de base.

Commençons par définir un acide et une base selon Brönsted.

I- UN ACIDE ET UNE BASE SELON BRÖNSTED

Définition d'un acide selon Brönsted et définition d'une base selon Brönsted

Questions :

- Donner la définition d'un acide selon Brönsted.
Un acide, au sens de Brönsted, est une entité chimique (molécule ou ion) susceptible de céder au moins un proton H^+
- Donner la définition d'une base selon Brönsted.
Une base, au sens de Brönsted, est une entité chimique (molécule ou ion) susceptible de capter au moins un proton H^+

Un acide et une base sont 2 entités chimiques qui peuvent constituer un couple acide/base. Passons à l'étude des couples acide/base selon Brönsted.

II- LES COUPLES ACIDE/BASE SELON BRÖNSTED

1- Définition et demi-équation acido-basique

Questions :

- Qu'est-ce qu'un couple acide/base ?
Un couple acide/base est constitué de deux entités chimiques susceptibles de s'échanger un proton H^+ .
- Quelle est la demi-équation associée au couple HA/A^- ? $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$

Question : Donner les 2 couples acide/base dans lesquels l'eau intervient.

Remarque : Les couples $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$ et $H_2O_{(l)}/HO^-_{(aq)}$ sont les couples acide/base appelés couples de l'eau.

Questions :

- Dans le 1^{er} couple, l'eau est-elle un acide ou une base ? une base
 - Dans le 2^{ème} couple, l'eau est-elle un acide ou une base ? un acide
- L'eau peut-être à la fois un acide ou une base, on qualifie l'eau d'ampholyte ou d'espèce chimique ayant un caractère amphotère.

2- Notion d'ampholyte

Question : Quelle définition donneriez-vous à un ampholyte ?

Un ampholyte est une espèce chimique qui se comporte soit comme un acide soit comme une base. C'est une espèce chimique qui intervient dans 2 couples acide/base.

Exemple :

L'eau H_2O : base du couple $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$ et l'acide du couple $H_2O_{(l)}/HO^-_{(aq)}$

Passons à l'étude des réactions acido-basiques et à l'écriture de l'équation d'une réaction acido-basique.

III- LES RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES

Une réaction acido-basique met en jeu l'acide d'un couple HA_1/A_1^- et la base d'un autre couple HA_2/A_2^- et traduit le transfert de protons H^+ de l'acide HA_1 vers la base A_2^- .

HA_1 est un acide, il cède un proton H^+ : $HA_1 = A_1^- + H^+$

A_2^- est une base, elle capte un proton H^+ : $A_2^- + H^+ = HA_2$

Pour établir l'équation de la réaction acido-basique, on combine les deux demi-équations de façon à ce que les protons transférés n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction : $HA_1 + A_2^- \longrightarrow A_1^- + HA_2$

Acide 1 + base 2 \longrightarrow base 1 + Acide 2

Passons à l'étude de quelques acides usuels.

IV- QUELQUES ACIDES USUELS

Nom de la solution acide	Formule de la solution acide	Couple acide/base qui intervient
Solution d'acide chlorhydrique	$(H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$	$H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$
Solution d'acide nitrique	$(H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)})$	$H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$
Solution d'acide sulfurique	$(2 H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)})$	$H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$
Solution d'acide éthanóïque (acétique)	$CH_3CO_2H_{(aq)}$	$CH_3CO_2H_{(aq)}/CH_3CO_2^-_{(aq)}$

Passons à l'étude de quelques bases usuelles.

V- QUELQUES BASES USUELLES

Nom de la solution basique	Formule de la solution basique	Couple acide/base qui intervient
Solution d'hydroxyde de sodium (soude)	$(Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)})$	$H_2O_{(l)}/HO^-_{(aq)}$
Solution d'hydroxyde de potassium (potasse)	$(K^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)})$	$H_2O_{(l)}/HO^-_{(aq)}$
Solution de carbonate de sodium	$(2 Na^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)})$	$HCO_3^-_{(aq)}/CO_3^{2-}_{(aq)}$
Solution d'ammoniac	$NH_3_{(aq)}$	$NH_4^+_{(aq)}/NH_3_{(aq)}$

Remarque : Ces produits sont très corrosifs \Rightarrow éviter tout contact avec la peau. La dilution de solutions aqueuses d'acide ou de base s'accompagne d'un échauffement brutal, qui peut donner lieu à des projections \Rightarrow verser l'acide ou la base dans l'eau.

Exercices :

Exercice 1 :

Parmi les réactions dont les équations sont données ci-dessous, quelles sont les réactions acido-basique ?

- $NH_4^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \longrightarrow NH_3_{(aq)} + H_2O$
- $Ag^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \longrightarrow AgOH(s)$
- $CH_3CO_2^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O(l)$
- $CH_3CO_2H_{(aq)} + NH_3_{(aq)} \longrightarrow NH_4^+_{(aq)} + CH_3CO_2^-_{(aq)}$

الصبر مفتاح
الخير

Exercice 2:

On considère l'acide éthanóïque (ou acide acétique) et l'ammoniac.

- 1- Quelles sont les espèces conjuguées de l'acide éthanóïque d'une part et de l'ammoniac d'autre part ? Ecrire les couples acido-basiques correspondants.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau.
- 3- A l'aide des demi-équations acido-basiques des couples mis en jeu, écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
- 4- On dispose de solutions aqueuses d'acide éthanóïque, d'ammoniac, d'éthanoate de sodium et de chlorure d'ammonium. Donner la formule de chacune de ces solutions.
- 5- Laquelle de ces solutions pourrait réagir avec la solution d'ammoniac ? Pourquoi ? Ecrire l'équation de la réaction.
- 6- Laquelle de ces solutions pourrait réagir avec la solution d'éthanoate de sodium ? Pourquoi ? Ecrire l'équation de la réaction.

Chpître7 : réactions d’oxydoréductions (4h). devoir4

S.P : La rouille est formée à cause d’une réaction chimique entre le métal fer et le dioxygène de l’air en présence de l’humidité. Même chose pour le métal de cuivre et d’autres métaux, ces types de réaction s’appellent réaction d’oxydoréduction, qui ne se limitent pas seulement pour les métaux. **Qu’est-ce qu’une réaction d’oxydoréduction ? Comment s’écrivent leur équation chimique ?**

I. Exemples de réactions d’oxydoréductions :

1. Réaction entre les ions cuivre II et le métal zinc :

❖ **Expérience :**

On plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre II (couleur bleue).

• Observations des élèves :

✚ La partie immergée de la plaque est recouverte d’un dépôt de couleur rouge brique.

• Caractérisons un des produits formés :

a. Bécher + sulfate de cuivre II + poudre de zinc.

On agite puis on filtre.

• Observations des élèves :

✚ La solution obtenue est incolore.

b. on ajoute la solution d’hydroxyde de sodium.

• Observations des élèves :

✚ Il se forme un précipité blanc qui se redissout dans un excès d’hydroxyde de sodium. Ce précipité est caractéristique des ions Zn^{2+} (on peut faire un témoin avec une solution de sulfate de zinc)

☞ **Interprétation :**

Réactifs : Cu^{2+} et Zn ; Un des produits : Zn^{2+} .

Le dépôt rouge brique sur la lame de zinc rappelle la couleur du cuivre métal il s’agit du deuxième produit.

✓ *Pourquoi la solution d’ions cuivre II s’est décolorée ?*

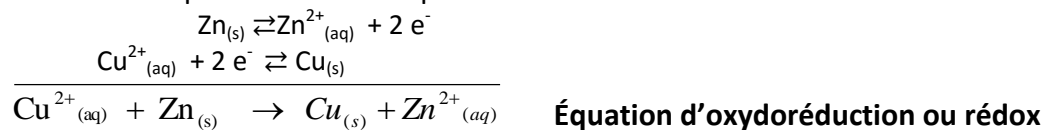
Ceci est dû au fait que les ions cuivre II constitue le réactif limitant de la réaction, ils ne sont donc plus présent à la fin de la réaction et ce sont tous transformés en métal cuivre.

❖ **Une analogie avec les réaction acide-bases : transfert de particules :**

Qu’a-t-il pu se passer ?

Pour passer d’ions à des atomes ou inversement il faut qu’il y ait eu transfert de charges électriques, des électrons.

On peut donc écrire deux demi-équations électroniques :



Les atomes de zinc ont cédé deux électrons, les ions cuivre II en ont accepté deux.

Définition : Lors d’une réaction d’oxydoréduction, il y a transfert d’électrons.

Remarque :

Les électrons n’existent pas à l’état libre en solution aqueuse.

2. Autre exemple : réaction entre le métal cuivre et les ions argent :

☞ **Expérience :**

Dans un erlenmeyer, on verse du nitrate d’argent et on ajoute de la tournure de cuivre.

• Observations des élèves :

La solution est devenue bleue.

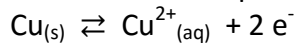
Donc :

Il y a eu production d'ions cuivre II et d'argent métallique.

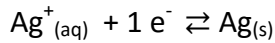
☞ **Interprétation :**

☞ **Demi équations électroniques :**

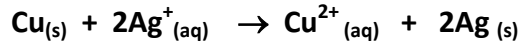
Chaque atome de cuivre perd 2 électrons pour se transformer en ion cuivre (II) :



Chaque ion argent gagne 1 électron pour se transformer en atome d'argent :



☞ **Equation d'oxydoréduction :**



II. Analogie avec les acides et les bases : oxydant et réducteur :

✚ **Réducteur (analogie à l'acide) :**

Un réducteur est une espèce chimique **susceptible de céder un ou plusieurs électrons.**

Ex de réducteur :

le métal zinc $\text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$, le métal cuivre $\text{Cu}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$

✚ **Oxydant (analogie à la base) :**

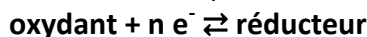
Un oxydant est une espèce chimique **susceptible de capter un ou plusieurs électrons.**

Ex d'oxydant :

Les ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$, les ions argent $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + 1 e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(s)}$

✚ **Couple oxydant/réducteur :**

Un couple oxydant / réducteur est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur qui se correspondent dans une demi équation électronique :



Ex : $\text{Cu}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$

Le cuivre est un réducteur et l'ion cuivre (II) capable de capter deux électrons est un oxydant.

On dit que l'ion cuivre (II) est l'oxydant conjugué du cuivre ou que le cuivre est le réducteur conjugué de l'ion cuivre (II).

III. Quels sont les oxydants, quels sont les réducteurs ?

1. Les couples à connaître et leur demi-équation :

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation rédox
$\text{H}^{+}_{(aq)} / \text{H}_{2(g)}$	ion hydrogène (aq)	dihydrogène	$2\text{H}^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)}$
$\text{M}^{n+}_{(aq)} / \text{M}_{(s)}$	cation métallique	métal	$\text{M}^{n+}_{(aq)} + ne^{-} \rightleftharpoons \text{M}_{(s)}$
$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} / \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$
$\text{MnO}_4^{-}_{(aq)} / \text{Mn}^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate	ion manganèse (II)	$\text{MnO}_4^{-}_{(aq)} + 5e^{-} + 8\text{H}^{+}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}$
$\text{I}_{2(aq)} / \text{I}^{-}_{(aq)}$	diode (aq)	ion iodure	$\text{I}_{2(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{I}^{-}_{(aq)}$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(aq)} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$	ion tétrathionate	ion thiosulfate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$	ion dichromate	ion chrome	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

2. Oxydants et réducteurs de la vie courante :

- L'eau de javel est un mélange équimolaire de chlorure de sodium ($\text{Na}^{+}_{(aq)}$, $\text{Cl}^{-}_{(aq)}$) et d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^{+}_{(aq)}$, $\text{ClO}^{-}_{(aq)}$). Ses propriétés désinfectantes et blanchissantes sont dues aux propriétés oxydantes de l'ion hypochlorite ($\text{ClO}^{-}_{(aq)}$).
- La production d'énergie dans les cellules sous forme d'ATP s'explique pour des transformations chimiques en chaîne, où interviennent des couples oxydant/réducteur tels que $\text{O}_{2(g)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ et $\text{NAD}^{+}/\text{NADH}$. Dans les muscles, par exemple, en fonctionnement normal, le glucose est converti en acide pyruvique, lequel est ensuite oxydé en dioxyde de carbone. Lors d'efforts violents (où manque le dioxygène), l'acide pyruvique est réduit par NADH en acide lactique, dont l'accumulation peut entraîner des crampes musculaires.

IV. Les réactions d'oxydoréduction :

Comme pour les acides et les bases, un oxydant réagit forcément avec un réducteur.

Définition :

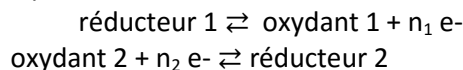
Une réaction d'oxydoréduction consiste en un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple et un réducteur d'un autre couple.

➤ Méthode d'écriture des demi-équations électroniques :

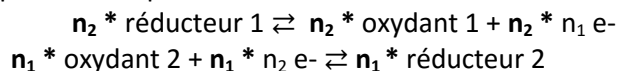
- a. Oxydant + n e- ⇌ réducteur
- b. Equilibrer tous les atomes autres que O et H.
- c. Equilibrer les O en ajoutant des molécules d'eau.
- d. Equilibrer les H en ajoutant des protons H+.
- e. Compléter le nombre d'électrons pour respecter les charges électriques.

➤ Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

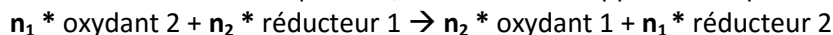
a. On écrit les deux demi équations :



b. On s'arrange pour avoir le même nombre d'électrons transférés dans les deux équations : pour cela, on multiplie par n2 la première et par n1 la seconde :



c. On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :



Exercices :

Exercice 1:

On introduit une masse $m_1 = 0,270$ g de poudre d'aluminium dans un volume $V_2 = 24$ mL de solution d'acide chlorhydrique ($H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) de concentration $C_2 = 1,00$ mol.L⁻¹. Des ions aluminium (III) $Al^{3+}_{(aq)}$ se forment et du dihydrogène $H_{2(g)}$ se dégage.

- 1) Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation observée.
- 2) Quelle espèce chimique joue le rôle d'oxydant ? De réducteur ?
- 3) Quelle espèce chimique est oxydée ? Réduite ?
- 4) Compléter littéralement le tableau d'avancement ci-dessous.

	Avancement + → +			
État initial	x = 0	n ₁ =	n ₂ = C ₂ .V ₂		
État intermédiaire	x				3x
État final	x _{max}				

En déduire la composition finale en quantité de matière (exprimée en mmol) du système étudié.

5) Quel est le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions de l'expérience à la température de 20°C sous la pression de 1,0 bar ?

Données : Couples Ox/réd : $Al^{3+}_{(aq)} / Al(s)$; $H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$.
 Constante des gaz parfaits : $R = 8,31$ Pa.m³ .K⁻¹.mol⁻¹ ;
 1bar = 10⁵ Pa ; M(Al) = 27,0 g.mol⁻¹

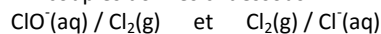
Exercice 2:

Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives aux couples suivants:

- $Al^{3+}_{(aq)} / Al(s)$
- $MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$ (en milieu acide)
- $NO_3^-_{(aq)} / NO(g)$ (en milieu acide)

Exercice 3:

L'eau de Javel, désinfectant d'usage courant, est fabriquée par action du dichlore gazeux sur une solution d'hydroxyde de sodium. Cette réaction d'oxydoréduction est mise en jeu entre les deux couples donnés ci-dessous.



- 1) Ecrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondantes.
- 2) A partir de ces deux demi-équations d'oxydoréduction, donner une équation chimique ayant pour seuls réactifs $Cl_2(g)$ et H_2O .

Chpitre8 : dosages(ou titrages) directs (3h). devoir4

S.P : Il est souvent nécessaire, dans certains cas, de déterminer la concentration d'une espèce chimique dans une solution en réalisant une analyse quantitative en faisant intervenir quelques espèces, de ces solutions, dans des réactions oxydoréduction ou acido-basique.

On appelle dosage, les réactions chimiques qui permettent de déterminer la concentration d'une solution ou la quantité de matière d'une espèce chimique donnée.

☞ **Quelle est le principe du dosage et comment le réaliser ?**

I. Le dosage.

1. définition :

Doser (ou titrer) une espèce chimique (molécule ou ion) en solution, c'est déterminer sa concentration molaire dans la solution considérée.

Exemples : Dosage des ions fer (II) dans une solution de sulfate de fer(II) .

Dosage du cholestérol dans le sang.

2. dosage direct :

Le dosage direct consiste à faire réagir la solution à doser contenant le réactif à titrer avec une solution contenant le **réactif titrant** (réactif dont on connaît la concentration).

II. Comment réalise un dosage direct?

1. Le matériel nécessaire au dosage:

- ❖ Un dispositif d'agitation magnétique
- ❖ Un bécher
- ❖ Une burette graduée

🔧 Déroulement d'un dosage direct :

On verse à l'aide de la burette la solution titrant dans la solution à titrer. Il se produit alors la réaction de dosage qui met en jeu le réactif titré et le réactif titrant. Celle-ci peut être soit acido-basique, soit d'oxydoréduction.

🔧 La réaction de dosage doit satisfaire à trois conditions suivantes .

Elle doit être :

- ✓ **unique**: (aucune autre réaction ne doit consommer l'un des deux réactifs titrant et titré),
- ✓ **totale**: (disparition au moins l'un des réactifs mis en présence),
- ✓ **rapide**: (atteint son état final rapidement).

2. L'équivalence

L'étude de la réaction du dosage permet la détermination de la concentration cherchée.

À l'équivalence les deux réactifs titré et titrant sont consommés totalement .

Comment on repère l'équivalence ?

L'objectif principal lors du dosage est le repérage de l'équivalence. Il y a plusieurs possibilités pour réaliser ce repérage . Parmi eux on trouve :

- ✓ Changement de couleur du milieu réactionnel;
- ✓ Changement de couleur d'indicateur coloré ;
- ✓ Traçage de la courbe de l'évolution d'une grandeur physique du milieu réactionnel (la conductance).

III. Exemple du dosage direct

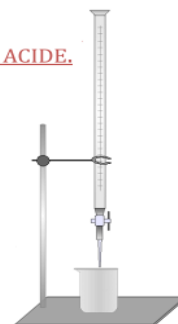
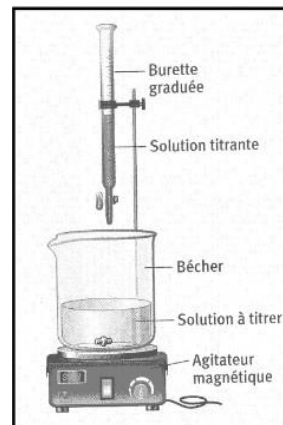
DOSAGE DES IONS FER (II) PAR UNE SOLUTION CONTENANT DES IONS PERMANGANATE EN MILIEU ACIDE.

1) Dispositif

Un volume connu (prélevé à la pipette jaugée) de la solution contenant l'espèce à titrer (solution contenant les ions Fe^{2+}) est, en général, placé dans un bécher.

La solution titrante (solution de permanganate de potassium acidifiée) est, en général, placée dans la burette graduée (burette de **Mohr**).

2) Tableau d'avancement de la réaction de dosage.



Ce tableau est dressé en supposant que nous avons placé un volume V_1 de solution d'ion fer (II) à la concentration cherchée C_1 . Et, à l'aide de la burette graduée, nous avons versé un volume V_2 de solution titrante acidifiée d'ions permanganate, de concentration connue C_2 . Dans ce tableau d'avancement nous ne faisons figurer que l'espèce titrante MnO_4^- et l'espèce titrée Fe^{2+} . Nous n'avons plus fait figurer la mention (aq) qui surcharge les écritures. Il n'en reste pas moins que les espèces sont en solution, donc hydratées.

Équation de la réaction	MnO_4^-	+	$5Fe^{2+}$	+	$8H^+ \longrightarrow$	Mn^{2+}	+	$5Fe^{3+}$	+	$4H_2O$
État initial (mol)	$n(MnO_4^-)_0 = C_2 V_2$		$n(Fe^{2+})_0 = C_1 V_1$							
État à la date t l'avancement est x	$n(MnO_4^-) = n(MnO_4^-)_0 - x$		$n(Fe^{2+}) = n(Fe^{2+})_0 - 5x$							
État final (mol) l'avancement est x_{max}	$n(MnO_4^-)_f = n(MnO_4^-)_0 - x_{max}$		$n(Fe^{2+})_f = n(Fe^{2+})_0 - 5x_{max}$							

3) Notion d'équivalence.

L'examen de l'état final dans le tableau d'avancement permet de dégager trois situations différentes.

- Les ions permanganates constituent le réactif limitant (alors: $n(MnO_4^-)_f = 0$).

$$n(MnO_4^-)_0 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = n(MnO_4^-)_0 \Rightarrow x_{max} = C_2 V_2$$

$$\text{et } n(Fe^{2+})_0 - 5x_{max} > 0 \Rightarrow n(Fe^{2+})_0 > 5x_{max} \Rightarrow n(Fe^{2+})_0 > 5n(MnO_4^-)_0$$

- Les ions fer (II) constituent le réactif limitant (alors: $n(Fe^{2+})_f = 0$).

$$n(Fe^{2+})_0 - 5x_{max} = 0 \Rightarrow 5x_{max} = n(Fe^{2+})_0 \Rightarrow x_{max} = \frac{n(Fe^{2+})_0}{5}$$

$$\text{et } n(MnO_4^-)_0 - x_{max} > 0 \Rightarrow n(MnO_4^-)_0 > x_{max} \Rightarrow n(Fe^{2+})_0 < 5n(MnO_4^-)_0$$

- L'espèce titrante et l'espèce titrée ont été mélangées dans les proportions stœchiométriques.

Il s'agit de la situation très particulière qui nous permet de déterminer la concentration C_1 recherchée. Cette situation est appelée: **équivalence**.

L'équivalence est atteinte lorsque les réactifs (espèce titrée et espèce titrante) ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques.

D'après ce qui précède, à l'équivalence, il y a changement de l'espèce limitante. Avant l'équivalence, l'espèce limitante est l'espèce titrante. Après l'équivalence, l'espèce limitante est l'espèce titrée.

L'équivalence se traduit donc par:

$$\begin{cases} n(MnO_4^-)_0 - x_{\text{éq}} = 0 \\ n(Fe^{2+})_0 - 5x_{\text{éq}} = 0 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} n(MnO_4^-)_0 = x_{\text{éq}} \\ n(Fe^{2+})_0 = 5x_{\text{éq}} \end{cases} \Rightarrow n(Fe^{2+})_0 = 5n(MnO_4^-)_0$$

A partir de cette dernière relation traduisant l'équivalence on en déduira la concentration cherchée:

$$n(Fe^{2+})_0 = 5n(MnO_4^-)_0 \Rightarrow C_1 V_1 = 5 C_2 V_{2\text{éq}} \Rightarrow C_1 = \frac{5 C_2 V_{2\text{éq}}}{V_1}$$

où $V_{2\text{éq}}$ représente le volume de la solution titrante versé à l'équivalence.

4) Repérage de l'équivalence.

Le repérage de l'équivalence se fait grâce au changement de couleur de la solution contenue dans le bécher.

- **Avant l'équivalence:** Le réactif limitant est la solution titrante. Ce réactif limitant disparaît totalement et sa couleur (violet) disparaît donc aussi. La couleur de la solution dans le bécher est donc celle de la solution titrée (vert pâle) à laquelle s'ajoute la couleur des espèces produites (rouille très pâle pour Fe^{3+} et quasi incolore pour Mn^{2+}). La solution dans le bécher est **pratiquement rouille très pâle**.
- **Après l'équivalence:** Le réactif limitant est la solution titrée. Ce réactif a totalement disparu et sa couleur (vert pâle) aussi. La couleur de la solution dans le bécher est donc celle de la solution

titrante (violet). Les couleurs des espèces produites sont beaucoup moins intenses que le violet.

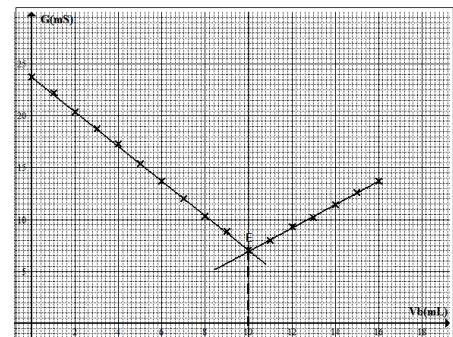
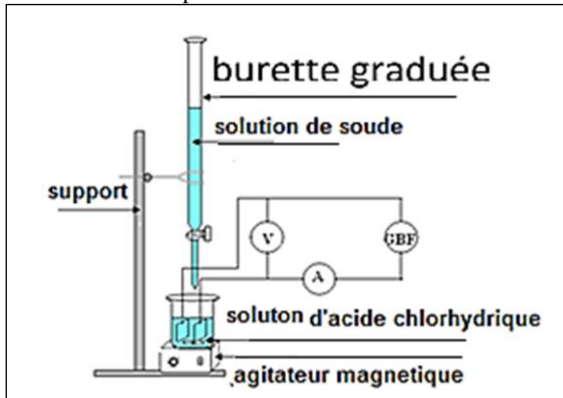
- L'équivalence est donc repérée, à une goutte près, par l'apparition de la teinte violet persistant de la solution titrante.

IV. Qu'est-ce qu'un dosage conductimétrique ?

1. Activité: Comment varie la conductance lors du dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium ?

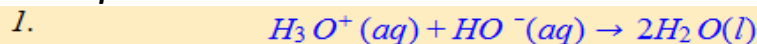
On réalise le montage ci-dessous, en introduisant dans le bécher, un volume $V_A = 100,0\text{ml}$ d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration $C_A = 0,0100\text{mol/l}$. On règle la tension à 1V et on mesure l'intensité I et on détermine la valeur de la conductance G . Tout en agitant, on introduit, mL par mL, la solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,100\text{mol/ml}$, on détermine, de la même façon, la conductance après chaque ajout.

On trace la courbe représentant la conductance G en fonction de volume V_B de solution d'hydroxyde de sodium ajoutée.



1. Écrire l'équation de la réaction de dosage. quelle est la nature de cette réaction ?
2. Dresser un tableau d'avancement décrivant l'évolution du système au cours du dosage.
3. Déterminer par le calcul, le volume V_{BE} versé à l'équivalence et comparer sa valeur à celle de l'abscisse du point d'intersection des deux portions de droites obtenues lors du tracé de la courbe $G = f(V_B)$.
4. Comment expliquer le changement de la conductance avant et après le point d'équivalence ?

2. exploitation



La nature de cette réaction : acido-basique.

2. Calcul de la quantité de matière des réactifs :

$$n_0(H_3O^+) = C_A V_A = 1\text{mmol}$$

$$n_0(HO^-) = C_B V_B$$

d'où le tableau d'avancement :

Équation chimique		$H_3O^+(aq) + HO^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$		
E.I	$x = 0$	$C_A V_A = 1\text{mmol}$	$C_B V_B$	Excès
E.F pour $V_B < V_{BE}$	x	$C_A V_A - x_{max} > 0$	$C_B V_B - x_{max} = 0$	Excès
E.F pour $V_B = V_{BE}$	x_E	$C_A V_A - x_E = 0$	$C_B V_B - x_E = 0$	Excès
E.F pour $V_B > V_{BE}$	x	$C_A V_A - x_{max} = 0$	$C_B V_B - x_{max} > 0$	Excès

3. À l'équivalence $C_A V_A - x_E = 0$ et $C_B V_{BE} - x_E = 0$ soit que $C_A V_A = C_B V_{BE}$, d'où

$$V_{B,E} = \frac{C_A \cdot V_A}{C_B} = 10,0\text{ml}$$

On constate bien que les deux portions de droites se coupent au point d'abscisse $V_{B,E} = 10\text{ml}$.

4. Les ions $Cl^-(aq)$ et $Na^+(aq)$ spectateurs, la quantité de $Cl^-(aq)$ reste constante alors que les ions Na^+ croît avec le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajoutée.

* Avant l'équivalence, HO^- réactif limitant, les ions H_3O^+ sont progressivement remplacés par des ions Na^+ dont la conductivité molaire ionique est plus faible : la conductance de la solution diminue. D'où la première portion de la courbe.

$$G_{\text{avt}} = \lambda_{H_3O^+} \cdot [H_3O^+] + \lambda_{Na^+} \cdot [Na^+] + \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-]$$

* Après l'équivalence, H_3O^+ le réactif limitant, qui sont totalement consommés, les concentrations des ions HO^- et Na^+ augmentent et la conductance aussi. D'où la deuxième portion de la courbe.

$$G_{\text{apres}} = \lambda_{HO^-} \cdot [HO^-] + \lambda_{Na^+} \cdot [Na^+] + \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-]$$

* La conductance à l'équivalence :

$$G_{\text{Equi}} = \lambda_{Na^+} \cdot [Na^+] + \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-]$$

3. conclusion

Au cours d'un dosage conductimétrique la courbe $G = f(V_B)$ est constituée de portion des droites.

Le changement de pente de la courbe qui caractérise l'équivalence du dosage permet de repérer le point d'équivalence et de déterminer le volume versé à l'équivalence $V_{B,E}$.

Exercices :

Exercice 1:

1. définir le titrage d'une espèce chimique ?
2. comment repérer l'équivalence d'un dosage colorimétrique ?

Exercice 2:

On désire par cet exercice déterminer la concentration molaire C_0 en acide acétique (CH_3COOH) du vinaigre du commerce, on prépare alors une solution diluée 100 fois de concentration C_A . Ensuite, on prélève un volume $V_A = 10,0$ mL de cette solution diluée que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) de concentration $C_B = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le volume de réactif titrant (hydroxyde de sodium) versé à l'équivalence vaut $V_{BE} = 9,7$ mL.

- 1) Identifier les deux couples acido-basiques mis en jeu dans ce titrage et écrire l'équation de la réaction.
- 2) Expliquer à quoi correspond l'équivalence.
- 3) Le titrage est suivi par une mesure de la conductivité de la solution dosée.
 - a. Expliquer pourquoi la conductivité augmente doucement du début du titrage jusqu'à l'équivalence.
 - b. Expliquer pourquoi la conductivité augmente fortement après l'équivalence.
- 4) En utilisant un tableau d'avancement simplifié, trouver la relation entre la quantité de matière d'acide acétique titrée n_A et la quantité de matière d'hydroxyde de sodium versé n_B à l'équivalence ?
- 5) Calculer la concentration en acide acétique C_A de la solution de vinaigre diluée.
- 6) En déduire la concentration C_0 en acide acétique du vinaigre commercial.

La chimie organique

CHAPITRE 1: Expansion de la chimie organique.	CHAPITRE 3: Changement de squelette carbonique.
CHAPITRE 2: Les molécules organiques et les squelettes carboniques.	CHAPITRE 4: Les groupes caractéristiques- réactivité des alcools

Chpitre1 : évolution et extension de la chimie organique (2h).devoir5

Chpitre2 : présentation des molécules organiques (4h). devoir5

الانضباط أساس
التحكم في النفس

Chpitre3 : les squelettes carboniques (4h).devoir5

Chpitre4 : Les groupes caractéristiques-réactivité des alcools (5h).devoir6

