

L'objectif principal de ce travail est de se réappropriier les notions étudiées en classe de 1G afin de mieux appréhender le programme de Terminale, de gagner en efficacité et rapidité de rédaction

Programme de révision : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 01 : Composition d'un système

Chapitre 02 : Evolution d'un système

Chapitre 03 : Suivi d'une transformation



Pour bien travailler, vous avez besoin :

1) De votre livret de Première G

2) D'un accès à un internet

(www.physchileborgne.free.fr/1.cours_premiere_2020.php)

3) De ce document de travail comprenant exercices et liens vers des vidéos explicatives



Non sécurisé | physchileborgne.free.fr/1.cours_premiere_2020.php

Physique Chimie
Le Borgne Concept

Accueil Seconde 2020 Ens Scientifique Première Ens Scientifique Terminale GPN

Documents Devoirs Surveillés Session 2021 Devoirs Surveillés Session 2022

Présentation des cours
 Programme officiel
 Calendrier prévisionnel
 Accès à PRONOIE
 Accès Toutatice
 Accès Toutapod

Résumés des cours
 Achat du livret "Fiches de cours manuscrites"
 FICHES COURS CHIMIE manuscrites
 FICHES COURS PHYSIQUE manuscrites
 FICHES COURS CHIMIE vectorisées
 FICHES COURS PHYSIQUE vectorisées
 Spirale du savoir

BADGES
 Conversion d'unités
 Chiffres significatifs

THEME 1 - Constitution et transformation de la matière

Suivi de l'évolution d'un système Transformation

CH01 COMPOSITION DU SYSTÈME CHIMIQUE
Intro Vidéo Cours TP

CH02 EVOLUTION DU SYSTÈME CHIMIQUE
Intro Vidéo Cours TP

CH03 SUIVI D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE
Intro Vidéo Cours TP

Structure des entités Propriétés physiques de la matière

CH04 STRUCTURE ET POLARITÉ
Intro Vidéo Cours TP

CH05 SOLUBILITÉ ET MISCIBILITÉ
Intro Vidéo Cours TP

Le cours en vidéo



Correction exercice 1 en vidéo



1) Revoir le cours du livret (ou regarder la vidéo cours)

CH01 Composition d'un système chimique

Quantité de matière
SOLIDE, LIQUIDE, GAZ

SOLIDE

$$n = \frac{m}{M}$$

mol = n, m = g, M = g.mol⁻¹

LIQUIDE

$$n = C \cdot V$$

$$m = \rho \cdot V$$

mol = n, C = mol.l⁻¹, V = l, m = g, ρ = g.ml⁻¹

$m = C_m \cdot V$
 g = g.l⁻¹ · l

à la même valeur que la densité d

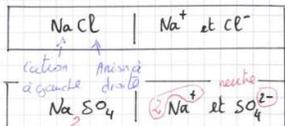
GAZ

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

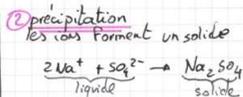
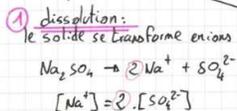
mol = n, V = l, V_m = l, ρ = g.l⁻¹ à 0°C

n : quantité de matière
 m : masse
 M : masse molaire
 C : concentration molaire
 V : volume
 V_m : volume molaire
 ρ : masse volumique
 C_m : concentration massique

solide ionique : composé d'ions électriquement neutre



réactions associées



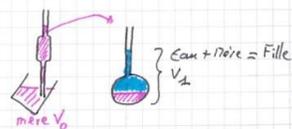
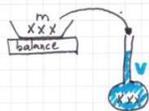
masse m de Na₂SO₄ dissout dans un volume V d'eau forme une solution de concentration c

$$n = \frac{m}{M} \quad c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

mol.l⁻¹ g.mol⁻¹ l

Dilution

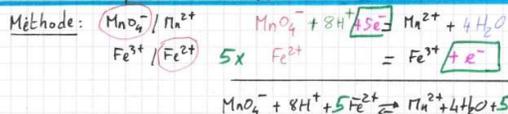
pas de réaction chimique
 solution mère C₀ V₀
 solution fille C₁ V₁
 relation : C₀ · V₀ = C₁ · V₁



③ Réaction d'oxydoréduction

Echange d'électrons.

Données : MnO₄⁻ réagit avec Fe²⁺
 couples redox : MnO₄⁻/Mn²⁺ et Fe³⁺/Fe²⁺



- ordre :
- ① red
 - ② H₂O
 - ③ H⁺
 - ④ e⁻
 - ⑤

2) Faire les exercices suivants

EXERCICE 1 – Autour du nitrate d'ammonium

Le nitrate d'ammonium est un solide ionique de formule NH_4NO_3 . Il est utilisé en grande quantité comme engrais mais il a aussi des applications courantes, on le trouve par exemple dans les poches de froid instantané utilisées pour soulager les douleurs musculaires.

Données :

- Masses molaires : $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Préparation d'une solution d'acide nitrique nécessaire à la synthèse du nitrate d'ammonium

Pour réaliser la synthèse du nitrate d'ammonium, on utilise une solution aqueuse d'acide nitrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire égale à $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ que l'on souhaite préparer à partir d'une solution d'acide concentré.

L'étiquette d'une solution S_1 d'acide nitrique concentré indique que le pourcentage massique en acide nitrique dans la solution est de 58 % c'est-à-dire que 100 g de solution contiennent 58 g d'acide nitrique. Afin de déterminer la masse volumique de la solution S_1 , on mesure la masse de 25,0 mL de solution contenue dans une fiole jaugée et on obtient la masse de 33,76 g.

1.1. Déterminer la valeur de la masse volumique notée ρ_1 de la solution S_1 .

1.2. Déterminer le volume de 100 g de solution S_1 .

1.3. En déduire que la valeur de la concentration molaire en acide nitrique dans la solution S_1 est d'environ $12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1.4. La concentration molaire de la solution S_1 étant trop élevée, notamment pour des raisons de sécurité, on dilue celle-ci pour obtenir 200,0 mL de solution S_2 d'acide nitrique de concentration molaire égale à $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Déterminer le volume V_1 de solution S_1 d'acide nitrique à prélever pour réaliser cette dilution.

1.5. Dans la liste suivante, choisir les éléments de verrerie appropriés pour réaliser cette dilution. Justifier.

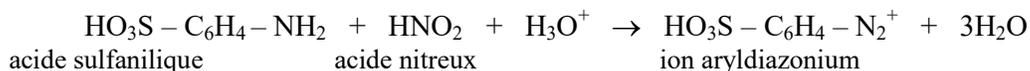
Liste de matériel : pipette jaugée de 20,0 mL, pipette graduée de 20 mL, éprouvette graduée de 200 mL, éprouvette graduée de 20 mL, fiole jaugée de 200,0 mL, fiole jaugée de 20,0 mL

EXERCICE 2 : Première étape de la synthèse de l'hélianthine

La synthèse de l'hélianthine comporte deux étapes :

- une réaction de diazotation de l'acide sulfanilique,
- une réaction de copulation sur la N, N-diméthylaniline.

La première étape est une réaction de diazotation entre l'acide sulfanilique et l'acide nitreux dont l'équation est la suivante :



Le protocole de cette étape est décrit ci-dessous :

- Préparation de la solution d'acide sulfanilique
 - Dans un erlenmeyer de 100 mL, introduire 1,0 g d'acide sulfanilique pur sous forme solide. Ajouter 20 mL d'eau.
 - Refroidir cette solution dans un bain eau-glace et mettre sous agitation durant 5 minutes.
- Préparation de l'acide nitreux
 - Dans un erlenmeyer de 100 mL, introduire 10 mL d'une solution aqueuse de nitrite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_2^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire égale à $2,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et refroidir cette solution dans un bain eau-glace.

- Ajouter 20 mL d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire égale à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Diazotation
 - Ajouter la solution précédente goutte à goutte à la solution d'acide sulfanilique.

1. Choisir parmi les trois termes suivants celui qui qualifie l'étape de préparation de la solution d'acide sulfanilique : addition, dissolution, dilution.

2. L'acide nitreux est instable. Il est donc préparé à froid et juste avant utilisation par action de l'acide chlorhydrique sur le nitrite de sodium.

2.2. Parmi la verrerie proposée ci-dessous, laquelle semble la plus adéquate pour mesurer le volume de 20 mL de la solution d'acide chlorhydrique ?

«bêcher 100 mL» ; «pipette jaugée 20 mL» ; «éprouvette graduée 25 mL» ; «fiolle jaugée 20 mL»

3) Regarder la correction

EXERCICE 1 – Autour du nitrate d'ammonium (5 points)

1.1) On cherche la valeur de la masse volumique notée ρ_1 de la solution S1 :

$$\text{On a } \rho_1 = \frac{m}{V}$$

$$\rho_1 = \frac{33,76 \text{ g}}{25 \text{ mL}} = 1,35 \text{ g/mL}$$

1.2) On cherche le volume V pour $m=100\text{g}$:

$$\text{On a } \rho_1 = \frac{m}{V} \Leftrightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

$$V = \frac{100}{1,35 \times 10^3} = 7,41 \times 10^{-2} \text{ L} = 74,1 \text{ mL} \text{ (Calcul avec la valeur exacte de } \rho)$$

1.3) On cherche la concentration molaire en acide nitrique de la solution S1 :

On a $V=7,41 \times 10^{-2} \text{ L}$ et on cherche n

$$\text{Or } n = \frac{m}{M} \text{ alors on a } c = \frac{\frac{n}{V} \cdot \frac{m}{M}}{V} = \frac{58}{63 \cdot 7,41 \times 10^{-2}} = 12,4 \text{ mol/L}$$

1.4) On a solution mère

$$V_1 = ?$$

$$c_1 = 12,4 \text{ mol/L}$$

Lors d'une dilution la quantité de matière est conservée, on a alors $n_1 = n_2$

$$\text{Donc } c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2 \text{ alors } V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1}$$

$$V_1 = \frac{1,0 \times 200,0}{12,4} = 16,1 \text{ mL}$$

Solution fille :

$$V_2 = 200,0 \text{ mL}$$

$$c_2 = 1,0 \text{ mol/L}$$

1.5) Pour réaliser cette dilution le matériel nécessaire est le suivant :

-Pipette graduée de 20 mL, qui permet d'ajuster le volume à 16,1 mL, contrairement à la pipette jaugée de 20,0 mL. Et elle est plus précise qu'une éprouvette.

-Fiolle jaugée de 200,0 mL. On choisit cela car la fiolle jaugée de 20 mL est trop petite et l'éprouvette graduée ne convient pas à une dilution.

EXERCICE 2: Première étape de la synthèse de l'hélianthine

1. (0,25) La solution d'acide sulfanilique a été préparée par **dissolution** (solide dans de l'eau).

2.2. (0,5) Pour mesurer un volume de 20 mL (donc peu précis), il faut utiliser une éprouvette graduée de 25 mL. La pipette jaugée et la fiolle jaugée de 20,0 mL sont certes utilisables, mais elles sont d'une grande précision inutile ici.

Le cours en vidéo



Correction exercice 3 en vidéo



Correction exercice 4 en vidéo

1) Revoir le cours du livret (ou regarder la vidéo cours)

CH02 Evolution système chimique

tableau d'avancement: permet de faire un bilan de matière en fin de réaction, de prévoir les quantités de matière à l'état final

Equation	Réactifs		Produits	
	2H^+	Mg	H_2	Mg^{2+}
	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Mg})$	$n(\text{H}_2)$	$n(\text{Mg}^{2+})$
Etat Initial EI	3,0	2,0	0,0	0,0
En cours	$3,0 - 2x$	$2,0 - x$	x	x
Etat Final	$3,0 - 2x_p = 0,0$	$2,0 - x_p = 0,5$	$x_p = 1,5$	$x_p = 1,5$

Quantités initiales données.

coeff. stoechiométriques

bilan de matière: c'est calculer les quantités de matière à l'état final.

Pour cela on calcule x_p

$$x_p = 1,5 \text{ mol} = \frac{3,0}{2} = \frac{n(\text{H}^+)}{2} < \frac{n(\text{Mg})}{1} = \frac{2,0}{1} = 2,0 \text{ mol}$$

→ diviser les qtés initiales par leur coeff. stoechiométriques

→ la plus petite valeur détermine x_p

ici H^+ impose x_p : H^+ est réactif limitant

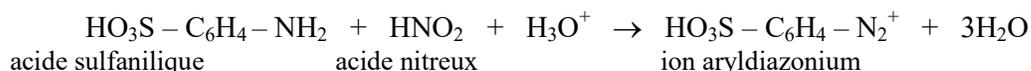
2) Faire les exercices suivants

EXERCICE 3: Première étape de la synthèse de l'hélianthine

La synthèse de l'hélianthine comporte deux étapes :

- une réaction de diazotation de l'acide sulfanilique,
- une réaction de copulation sur la N, N-diméthylaniline.

La première étape est **une réaction de diazotation** entre l'acide sulfanilique et l'acide nitreux dont l'équation est la suivante :



Le protocole de cette étape est décrit ci-dessous :

- Préparation de la solution d'acide sulfanilique
 - Dans un erlenmeyer de 100 mL, introduire 1,0 g d'acide sulfanilique pur sous forme solide. Ajouter 20 mL d'eau.
 - Refroidir cette solution dans un bain eau-glace et mettre sous agitation durant 5 minutes.
- Préparation de l'acide nitreux
 - Dans un erlenmeyer de 100 mL, introduire 10 mL d'une solution aqueuse de nitrite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_2^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire égale à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ et refroidir cette solution dans un bain eau-glace.
 - Ajouter 20 mL d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire égale à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Diazotation
 - Ajouter la solution précédente goutte à goutte à la solution d'acide sulfanilique.

2. L'acide nitreux est instable. Il est donc préparé à froid et juste avant utilisation par action de l'acide chlorhydrique sur le nitrite de sodium.

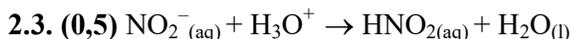
2.3. La réaction de formation de l'acide nitreux $\text{NO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{HNO}_2_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ est une transformation **totale**.

Montrer que la valeur de la quantité de matière d'acide nitreux formé lors de sa préparation est égale à $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$. On fera un tableau d'avancement pour cela.

3. Quel est le réactif en défaut dans l'étape de diazotation ? En déduire la quantité d'ions aryldiazonium formés.

3) Regarder la correction

EXERCICE 3: Première étape de la synthèse de l'hélianthine



Pour déterminer la quantité de matière de produit HNO_2 , il faut connaître les quantités de matière initiales des réactifs.

Notons NS le nitrite de sodium et AC l'acide chlorhydrique :

$$n(\text{NO}_2^-)_i = C_{NS} \cdot V(\text{NS})_i \quad \text{AN : } n(\text{NO}_2^-)_i = 2,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 20 \text{ mmol}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = C_{AC} \cdot V(\text{AC})_i \quad \text{AN : } n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = 2,0 \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 40 \text{ mmol}$$

En tenant compte des nombres stœchiométriques de l'équation de réaction, on a $\frac{n(\text{NO}_2^-)_i}{1} < \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_i}{1}$ donc les ions NO_2^- constituent le réactif limitant.

La transformation étant totale, on peut écrire : $\frac{n(\text{HNO}_2)_f}{1} = \frac{n(\text{NO}_2^-)_i}{1}$

$$\text{Ainsi, } n(\text{HNO}_2)_f = n(\text{NO}_2^-)_i = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 20 \text{ mmol}$$

On peut aussi traiter cette question à l'aide d'un tableau d'avancement.

équation chimique		$\text{NO}_2^-_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$	$\text{HNO}_{2(\text{aq})} +$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mmol)			
État initial	$x = 0$	$C_{NS} \cdot V(\text{NS})_i = 20$	$C_{AC} \cdot V(\text{AC})_i = 40$	0	0
En cours de transformation	x	$20 - x$	$40 - x$	x	x
État final	$x_{\text{max}} = 20$	$20 - x_{\text{max}} = 0$	$40 - x_{\text{max}} = 20$	20	20

3. (0,75) L'équation de la réaction de diazotation est :



La quantité de matière initiale d'ions oxonium est égale à la quantité de matière de H_3O^+ restante à l'issue de la réaction précédente de synthèse du HNO_2 . Soit $n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = 20 \text{ mmol}$

La quantité de matière initiale d'acide nitreux HNO_2 est égale à celle formée lors de la réaction précédente.

Soit $n(\text{HNO}_2)_i = 20 \text{ mmol}$.

Déterminons la quantité de matière initiale d'acide sulfanilique : notons AS l'acide sulfanidique,

$$n(\text{AS})_i = \frac{m(\text{AS})_i}{M(\text{AS})}$$

$$n(\text{AS})_i = \frac{1,0}{173,1} = 5,8 \times 10^{-3} \text{ mol} = 5,8 \text{ mmol}$$

En tenant compte des nombres stœchiométriques de l'équation de réaction,

on a $\frac{n(\text{AS})_i}{1} < \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_i}{1} = \frac{n(\text{HNO}_2)_i}{1}$ et donc l'acide sulfanilique AS est le réactif limitant.

La transformation étant totale, il se forme autant d'ions aryldiazonium, qu'il y a initialement d'acide sulfanilique :

$$\frac{n(\text{HO}_3\text{S}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{N}_2^+)_f}{1} = \frac{n(\text{AS})_i}{1} = 5,8 \text{ mmol}$$

EXERCICE 4 : Les ions ferreux essentiels pour le transport du dioxygène dans le sang

1. Oxydation des ions ferreux.

1.1. On a mélangé une solution violette (en raison de la présence des ions MnO_4^-) avec une solution verdâtre (en raison de la présence des ions Fe^{2+}).

On a obtenu une solution orangée.

L'apparition de cette coloration montre la formation d'ions Fe^{3+} ; et la disparition de la coloration violette montre la consommation des ions MnO_4^- .

1.2. MnO_4^- est l'oxydant consommé.

Fe^{2+} est le réducteur consommé.

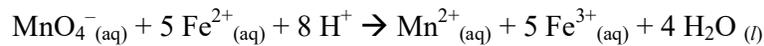
Fe^{3+} est l'oxydant formé.

Mn^{2+} est le réducteur formé.

1.3.1. $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$

1.3.2. Oxydation de Fe^{2+} : $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} = \text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^-$) X5

Réduction de MnO_4^- : $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$) X1



1.3.3. Si les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques alors $n_{\text{MnO}_4^-} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5}$.

Déterminons les quantités de matière de chacun des réactifs.

$$n_{\text{MnO}_4^-} = C.V$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 1,0 \times 10^{-1} \times 20 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,0 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = C.V$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 2,5 \times 10^{-1} \times 40 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} = 10 \text{ mmol}$$

Ces valeurs permettent de vérifier qu'on a bien $n_{\text{MnO}_4^-} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5}$.

Le cours en vidéo



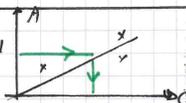
Correction exercice 5 en vidéo

1) Revoir le cours du livret (ou regarder la vidéo cours)

CH03 Suivi d'une transformation: le dosage

Doser = chercher
la concentration
d'une espèce

Dosage par étalonnage: voir CH01



Dosage par titrage

mis en jeu d'une transformation rédox (en 1e) destruction de l'espèce à doser

la réaction doit être : totale (le titré complètement consommé)

rapide

unique

L'équivalence

def: les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques
(on change de réactif limitant)

équation: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b}$$

relation vérifiée à l'équivalence

burette graduée
réactif titrant

bécher: réactif titré → celui dont on cherche la concentration
Agitateur Magnétique.

au labo on verse le titrant dans le titré

à l'équivalence, un changement de couleur apparaît

on lit le volume V_E de titrant versé.

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} \text{ devient } \frac{C_A \cdot V_A}{a} = \frac{C_B \cdot V_E}{b} \text{ (B titrant)}$$

$$\text{on en déduit } C_A = \frac{C_B \cdot V_E \cdot a}{V_A \cdot b}$$

2) Faire l'exercice suivant

EXERCICE 5: CONTRÔLE D'UN VIN (5 points)

Données :

- Masse molaire de l'acide tartrique AH_2 : $M = 150 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Un vin de table est propre à la consommation si son acidité totale ne dépasse pas $9,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ d'acide tartrique équivalent.
- Incertitude sur la mesure d'un volume :

Lors de la mesure d'un volume à l'aide de la verrerie du laboratoire, il est possible d'évaluer l'incertitude U_V sur cette mesure avec un intervalle de confiance de 95 %. Pour cela, on utilise la relation : $U_V = 2 u_V$ où la valeur de u_V dépend du matériel utilisé.

Utilisation d'une pipette jaugée ou d'une fiole jaugée	$u_V = 0,75 a$ où a est la valeur de l'incertitude d'étalonnage donnée par le constructeur
Utilisation d'une burette graduée ou d'une pipette graduée	$u_V = 0,5 g$ où g est la valeur de la graduation de l'instrument utilisé

2. Détermination de l'acidité totale du vin

Dans la réglementation européenne, l'acidité totale correspond à la masse équivalente d'acide tartrique par litre ; c'est à dire la masse d'acide tartrique qui nécessiterait la même quantité de base pour ramener son pH à 7.

Pour déterminer l'acidité totale, on mesure le volume de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) qu'il faut ajouter à un volume V de vin, préalablement décarboniqué, pour ramener son pH à 7.

Après avoir décarboniqué le vin (élimination du dioxyde de carbone), on titre un volume $V = 10,00 \pm 0,04 \text{ mL}$ de vin par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = (4,2 \pm 0,2) \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en présence de quelques gouttes de bleu de bromothymol.

L'équivalence est repérée pour un volume versé $V_E = 15,5 \text{ mL}$.

2.1. Faire un schéma annoté du montage à réaliser pour effectuer le titrage et préciser la verrerie à utiliser pour prélever le volume V de vin.

2.2. Estimer l'incertitude sur la mesure de U_{VE} sachant que la verrerie contenant la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est graduée tous les 0,1 mL.

2.4. Dans l'hypothèse où l'acidité du vin est due au seul acide tartrique noté $\text{H}_2\text{A}_{(\text{aq})}$, l'équation de la réaction support de titrage s'écrit : $\text{H}_2\text{A}_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^{2-}_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Montrer que la concentration massique C_m en acide tartrique équivalent dans le vin est donnée par la relation :

$$C_m = \frac{C_B \cdot V_E \cdot M}{2V} \text{ où } M \text{ désigne la masse molaire de l'acide tartrique.}$$

2.5. Donner un encadrement de la valeur de la concentration massique.

On considère que l'incertitude relative pour la concentration massique est donnée par la relation :

$$U_{C_m} = 2C_m \sqrt{\left(\frac{U_{C_B}}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{U_{V_E}}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{U_V}{V}\right)^2}$$

2.6. Ce vin est-il propre à la consommation ?

3) Regarder la correction

EXERCICE 5: CONTRÔLE D'UN VIN Correction

2. Détermination de l'acidité totale du vin

2.1. (0,5) Pour prélever un volume $V = 10,00 \pm 0,04$ mL de vin, il faut utiliser de la verrerie de précision, soit ici une **pipette jaugée de 10,00 mL**.

Voir schéma du montage de titrage page suivante.

2.2. (0,5) On a la relation : $U_{VE} = 2 u_{VE}$ avec, pour une burette graduée, $u_{VE} = 0,5$ g et $g = 0,1$ mL.

Donc : $U_{VE} = 2 \times 0,5 \times 0,1 = 0,1$ mL.

Par conséquent : $V_E = 15,5 \pm 0,1$ mL.

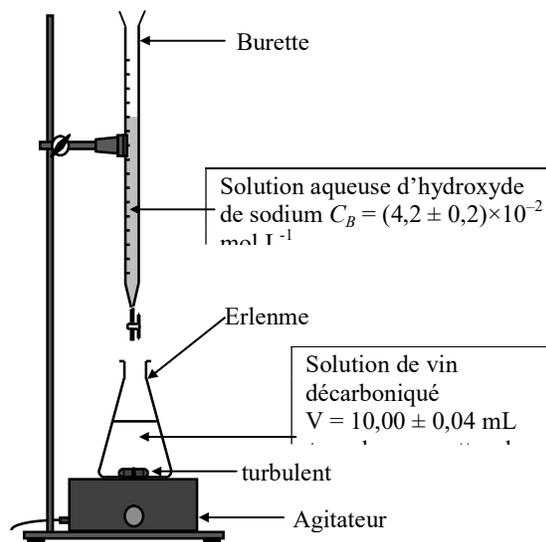


Schéma de montage pour un dosage

2.4. (0,75) À l'équivalence du titrage, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage : $H_2A + 2 HO^-_{(aq)} \rightarrow A^{2-}_{(aq)} + 2 H_2O$.

$$\text{Ainsi : } \frac{n_0(H_2A)}{1} = \frac{n_E(HO^-)}{2} \quad \text{soit } \frac{C \cdot V}{1} = \frac{C_B \cdot V_E}{2}$$

et comme la concentration massique est $C_m = C \cdot M$ il vient : $\frac{C_m \cdot V}{M} = \frac{C_B \cdot V_E}{2}$

soit finalement : $C_m = \frac{C_B \cdot V_E \cdot M}{2V}$.

2.5. (1) $C_m = \frac{4,2 \times 10^{-2} \times 15,5 \times 150}{2 \times 10,00} = 4,8825 = 4,9 \text{ g.L}^{-1}$. *(en laissant les volumes en mL)*

Déterminons l'incertitude sur la concentration massique :

$$U_{C_m} = 2C_m \sqrt{\left(\frac{u_{C_B}}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{u_{V_E}}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u_V}{V}\right)^2}$$

$$U_{C_m} = 2 \times 4,8825 \times \sqrt{\left(\frac{0,2}{4,2}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{15,5}\right)^2 + \left(\frac{0,04}{10,00}\right)^2} = 0,47 \text{ g.L}^{-1} \text{ majoré à } 0,5 \text{ g.L}^{-1} \text{ car on ne conserve qu'un}$$

seul chiffre significatif.

Donc : $C_m = 4,9 \pm 0,5 \text{ g.L}^{-1}$.

2.6. (0,25) Comme C_m est inférieur à $9,0 \text{ g.L}^{-1}$, ce vin est propre à la consommation.

Utiliser le logarithme décimal et sa réciproque

1 Définition

Soit a un nombre réel strictement positif ($a > 0$).

Le logarithme décimal de a , noté $\log a$, est l'unique réel x tel que $a = 10^x$.

Réciproquement, $\log a$ est l'exposant de la puissance de 10 qui donne a .

$$a = 10^x \text{ équivaut à } x = \log a$$

2 Propriétés

a et b sont des réels strictement positifs.

$$\log 1 = 0$$

$$\log 10 = 1$$

$$\log(10^a) = a$$

$$\log \frac{1}{a} = -\log a$$

$$\log(a \times b) = \log a + \log b$$

$$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$$

3 Utilisation en chimie

Le pH d'une solution aqueuse, grandeur sans unité, vaut : $\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]}{c^\circ} \right)$ où $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

et $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$ est la concentration en quantité de matière d'ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

On a donc : $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$

EXEMPLE

Si $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ alors $\text{pH} = 2$;

pour $\text{pH} = 8,5$, on a $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 10^{-8,5} = 3,2 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4 Utilisation en physique

Le niveau d'intensité sonore L , exprimé en dB, est défini par : $L = 10 \log \frac{I}{I_0}$

où I est l'intensité sonore (en $\text{W} \cdot \text{m}^{-2}$) et $I_0 = 1,0 \times 10^{-12} \text{ W} \cdot \text{m}^{-2}$ le seuil d'audibilité.

On a donc : $I = I_0 \times 10^{\frac{L}{10}}$.

EXEMPLE

Si l'intensité sonore $I = 5,9 \times 10^{-7} \text{ W} \cdot \text{m}^{-2}$ alors le niveau d'intensité sonore associé est $L = 10 \log \frac{5,9 \times 10^{-7}}{1,0 \times 10^{-12}} = 58 \text{ dB}$;

pour un niveau d'intensité sonore $L = 80 \text{ dB}$, on a une intensité sonore $I = 1,0 \times 10^{-12} \times 10^{\frac{80}{10}} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ W} \cdot \text{m}^{-2}$.

Réaliser une analyse dimensionnelle

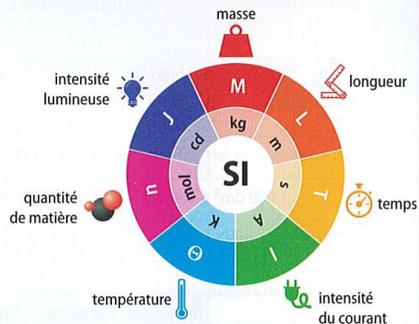
En science, l'analyse dimensionnelle est une méthode qualitative permettant de relier toute grandeur à un ensemble de sept grandeurs indépendantes appelées dimensions.

1 Les unités du système international (SI)

Le Système international d'unités, aussi appelé « unités SI » est le système d'unités de mesure adopté à l'échelle mondiale pour toutes les activités humaines aussi bien scientifiques qu'économiques.

Ce système repose sur sept **dimensions** indépendantes les unes des autres.

Il est possible d'exprimer toutes les grandeurs physiques à partir de ces dimensions de base.



Dimension		Unité
Grandeur	Symbole	
temps	T	seconde (s)
longueur	L	mètre (m)
masse	M	kilogramme (kg)
intensité du courant électrique	I	ampère (A)
température	Θ	kelvin (K)
quantité de matière	N	mole (mol)
intensité lumineuse	J	candela (cd)

2 Homogénéité et analyse dimensionnelle

En science, deux grandeurs sont dites **homogènes** lorsqu'elles ont la **même dimension**.

Cela implique donc deux conséquences pratiques :

- les deux membres d'une équation doivent avoir la même dimension ;
- il n'est possible d'ajouter ou de soustraire que des grandeurs de même dimension.

Le raisonnement qui exploite ces contraintes ou qui permet de s'assurer qu'elles sont respectées s'appelle l'**analyse dimensionnelle**.

Lorsque l'on réalise une analyse dimensionnelle, la dimension d'une grandeur X s'écrit **dim X**.



Il ne faut pas confondre la dimension d'une grandeur et son unité.

EXEMPLE

La vitesse moyenne v est égale au rapport de la distance parcourue D sur la durée du parcours τ :

$$v = \frac{D}{\tau}$$

La dimension de v s'écrit :

$$\dim v = \frac{\dim D}{\dim \tau} = \frac{L}{T} = L \cdot T^{-1}$$

La vitesse a la dimension d'une longueur par unité de temps.

EXEMPLE

L'expression du poids permet de connaître la dimension d'une force :

$$P = m \cdot g \text{ donc } \dim P = \dim m \cdot \dim g$$

$$\dim P = M \cdot L \cdot T^{-2}$$

L'unité Newton (N) est donc associée à une masse multipliée par une longueur divisée par une durée au carré.

Suivre l'évolution d'une transformation chimique

Le tableau d'avancement constitue un outil pratique pour suivre le déroulement d'une réaction chimique.

1 Avancement chimique

Au cours de la réaction, des réactifs disparaissent et des produits apparaissent.

L'évolution du système chimique est caractérisée par l'**avancement** de la réaction, noté x , et exprimé en mole. C'est une grandeur qui décrit l'état du système chimique au cours de la transformation. L'avancement passe de la valeur 0 à l'instant initial à x_f sa valeur **finale**.

2 Composition du système chimique

Pour connaître la composition du système chimique à différents moments au cours de la transformation, on peut établir un **tableau d'avancement** dans lequel figurent les **quantités de matière** des réactifs et des produits.

		CH ₄ (g)	+ 2 O ₂ (g)	⇌	CO ₂ (g)	+ 2 H ₂ O (g)
État	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	$x = 0$	n_1	n_2		n_3	n_4
en cours de transformation	x	$n_1 - x$	$n_2 - 2x$		$n_3 + x$	$n_4 + 2x$
final	x_f	$n_1 - x_f$	$n_2 - 2x_f$		$n_3 + x_f$	$n_4 + 2x_f$

On atteint l'état final du système chimique lorsque les quantités de matière des réactifs et des produits de la réaction n'évoluent plus : on a alors $x = x_f$.

3 Transformation totale

Lors d'une transformation chimique totale, l'état final est atteint lorsqu'un des réactifs, le **réactif limitant**, est épuisé. Dans ce cas, $x_f = x_{\max}$, où x_{\max} est l'avancement **maximal**.

Les quantités de matière des réactifs diminuent jusqu'à ce que l'une d'elles s'annule, ce qui permet de déterminer x_{\max} et le réactif limitant.

		CH ₄ (g)	+ 2 O ₂ (g)	→	CO ₂ (g)	+ 2 H ₂ O (g)
État	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	$x = 0$	2	3		0	0
en cours de transformation	x	$2 - x$	$3 - 2x$		x	$2x$
final	x_{\max}	$2 - x_{\max}$	$3 - 2x_{\max}$		x_{\max}	$2x_{\max}$

Remarque : Il existe un état final particulier pour lequel tous les réactifs initialement introduits sont consommés. Il correspond à un mélange des réactifs dans les proportions qui sont celles des nombres stœchiométriques.

Ajuster une équation chimique

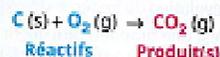
L'écriture de l'équation chimique d'une réaction doit respecter à la fois les lois de conservation des éléments et de conservation de la charge électrique.

1 Qu'est-ce qu'une équation chimique ?

Une équation chimique est l'écriture symbolique de la réaction chimique. Pour l'établir :

1. on place les **réactifs** à gauche et les **produits** à droite d'une flèche qui indique le sens d'évolution du système lors de la réaction ;
2. les réactifs et les produits sont représentés par leurs **formules brutes**, qui ne peuvent être modifiées ;
3. on précise l'**état physique** de chaque espèce chimique : solide (s), liquide (l), gazeux (g) ou en solution aqueuse (aq).

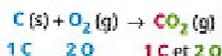
EXEMPLE



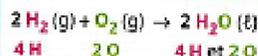
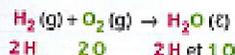
2 Conservation des éléments

- Pour chaque type d'atome, on doit retrouver le même nombre d'atomes dans les réactifs et les produits. On dit alors que l'équation est **ajustée**.
- Sinon, il faut placer, devant les formules des réactifs et/ou des produits, des **nombre stoechiométriques** afin d'ajuster l'équation. Ces nombres doivent être entiers.

EXEMPLE



EXEMPLES



équation non ajustée

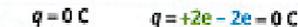
équation ajustée

Remarque : les nombres stoechiométriques égaux à 1 ne sont pas écrits.

3 Conservation de la charge électrique

Si des ions sont mis en jeu, comme lors de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau, la conservation de la charge électrique est aussi vérifiée.

EXEMPLE



conservation des atomes

conservation de la charge

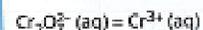
Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu un transfert d'électrons entre les réactifs, qui appartiennent à deux couples oxydant-réducteur Ox_1/Red_1 et Ox_2/Red_2 .

1 Demi-équations électroniques

Comme pour l'écriture d'une équation de réaction, il est nécessaire d'ajuster les demi-équations électroniques de façon à respecter la conservation des éléments et de la charge électrique.

1. Placer les 2 espèces chimiques du couple à gauche et à droite d'un signe égal :



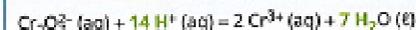
2. A l'aide des nombres stoechiométriques, assurer la conservation des **éléments** autres que H et O :



3. L'élément oxygène O se conserve par ajout de molécules d'eau H_2O (l) :



4. L'élément hydrogène H se conserve par ajout d'ions H^+ (aq) :



5. La conservation de la charge est effectuée par ajout d'électrons e^- :

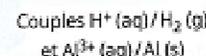
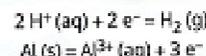


ajustée

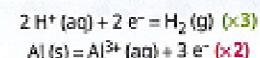
2 Équation-bilan

Pour obtenir l'équation de la réaction d'oxydoréduction :

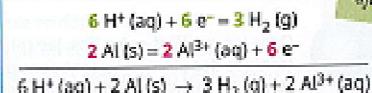
1. Placer les 2 demi-équations l'une en dessous de l'autre en mettant l'oxydant et le réducteur de la réaction à gauche :



2. Multiplier les demi-équations par un coefficient afin d'avoir le même nombre d'électrons de chaque côté :



3. Additionner les 2 demi-équations électroniques et simplifier :



ajustée