

Nom :
Prénom :
Section :

Remédiation obligatoire de Chimie Générale - Travail n°1
1^{ère} année d'études de Bachelier en Sciences et en Sciences Pharmaceutiques

Consignes :

- Ce travail doit être rendu le **jeudi 7 décembre entre 11h et 12h45 (date limite)** au bureau 1.110 - B6a.
- Indiquez votre *nom* et votre *prénom* sur chacune des feuilles de réponse et **laissez ces feuilles agrafées**.
- N'écrivez pas au crayon et veillez à ce que votre copie soit **soignée**.

Ressources à exploiter :

- Cours de Chimie Générale, Professeur Cloots.
- Répétitions de Chimie Générale relatives au cours du Professeur Cloots.
- Formulaire de Chimie Générale relatif au cours du Professeur Cloots.
- J. W. Hill, R.H. Petrucci, T.W. McCreary, S.S. Perry, *Chimie Générale*, Erpi, 2^{ème} Ed.
- J.W. Hill, R.H. Petrucci, T.W. McCreary, S.S. Perry, *Chimie des solutions*, Erpi.

La structure du travail est basée sur les chapitres du manuel de répétitions et donc sur les séances de répétitions. Les références à des numéros de page renvoient au manuel de répétitions.

Séance 1 – Répétition 0
Masse molaire, concentration, dilution

Question 1 : Concentration et dilution des solutions

1) **Les réactions chimiques ont habituellement lieu en solution.**

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs substances. Les composantes d'une solution sont le *soluté*, c'est-à-dire la substance dissoute, et le *solvant*, c'est-à-dire la substance dans laquelle le composé est dissous, en général l'eau.

La quantité de soluté contenue dans une quantité donnée de solvant ou de solution est donnée par la *concentration* de la solution. Les chimistes utilisent plusieurs grandeurs pour exprimer cette concentration, les principales sont présentées dans le tableau suivant.

Recherchez pour chacune des grandeurs du tableau à la page suivante la formule et l'unité qui lui sont associées.

Ensuite, calculez-les pour une solution contenant 8,37 g d'acide oxalique $H_2C_2O_4$ dans 750mL d'eau (on néglige la variation de volume lors de la dissolution du soluté dans les 750 mL de solvant).

Commencez par calculer le nombre de moles de soluté : $n = \dots\dots\dots$

Nom :
 Prénom :
 Section :

<i>Grandeur</i>	<i>Formule</i>	<i>Unité</i>	<i>Valeur</i>
1. Concentration molaire, C			
2. Concentration massique, C _{massique}			
3. Molalité, \bar{m}			
4. Fraction molaire, X			
5. Pourcentage en masse			

2) Une solution est également caractérisée par sa masse volumique, ρ , qui est une propriété *physique*. Pour ne pas la confondre avec la concentration massique qui partage les mêmes unités, complétez le tableau ci-dessous.

	<i>Définition</i>	<i>Formule</i>	<i>Unité</i>
Masse volumique			

La masse volumique permet de transformer le pourcentage en masse d'une solution en concentration molaire et inversement.

Sur les flacons de HCl (aq) concentré, on peut lire les informations suivantes :

<i>Grandeurs</i>	
...	37%
...	1,19 kg/L
...	36,46 g/mol

Complétez ce tableau en précisant les grandeurs dont il s'agit.
 Calculez la concentration molaire de cette solution.

Nom :
Prénom :
Section :

La masse volumique permet également de calculer la molalité d'une solution.

Quelle est la molalité d'une solution obtenue par la dissolution de 225 mg de glucose dans 5,00 mL d'éthanol ($\rho_{\text{éthanol}} = 0,789 \text{ g/mL}$) ?  Veillez à la concordance des unités.

3) Les solutions sont souvent préparées également par dilution à partir de solutions concentrées.

Quel est le principe fondamental d'une dilution ? (voir pg 3)

.....
.....
.....

Dans quelle équation très simple se traduit-il ?

.....

L'ammoniaque commercial est une solution aqueuse qui contient 28% en masse de NH_3 et dont la masse volumique vaut $0,9 \text{ g/cm}^3$. Quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer 250 mL de NH_3 (aq) à 14%.

 Commencez par convertir le pourcentage en masse en concentration molaire.

Question 2 : Détermination de la formule brute

Il est important d'être capable de déterminer la formule d'un composé à partir de sa composition en pourcentage massique des différents éléments constitutifs.

La combustion complète de 0,3629 g d'un échantillon organique contenant du C, du H et du O produit 1,0666 g de CO_2 et 0,3120 g de H_2O . Calculez les pourcentages massiques de C, de H et de O présents dans cette substance, puis déterminez sa formule brute.

1°. Ecrivez la réaction de combustion de la molécule organique que vous noterez $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

Nom :
Prénom :
Section :

2°. Déterminez la masse de C dans le CO₂ produit, ainsi que la masse de H dans l'H₂O produite.

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{CO}_2} = \\ n_{\text{C}} = \\ \rightarrow m_{\text{C}} = \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{H}_2\text{O}} = \\ n_{\text{H}} = \\ \rightarrow m_{\text{H}} = \end{array} \right.$$

3°. Des masses de C et de H obtenues ci-dessus, calculez les pourcentages massiques de chaque élément dans l'échantillon.

% C =

% H =

et déduisez % O =

4°. A partir des pourcentages massiques obtenus, calculez le nombre de moles de chaque élément dans 100 g de composé.

5°. Transformez ces nombres de moles en nombres entiers en les divisant par le plus petit d'entre eux et établissez ainsi la formule brute.

🤔 Pourquoi dit-on que cette formule est brute (ou empirique) ?

.....
.....
.....

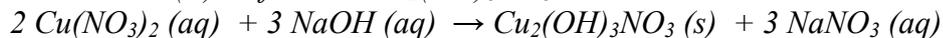
Sachant que la masse molaire du composé est égale à 314 g/mol, établissez la formule moléculaire, c'est-à-dire celle qui donne le nombre réel d'atomes de chaque élément constitutif.

.....
.....

Nom :
Prénom :
Section :

Question 3 : Stoechiométrie des réactions

Le nitrate de cuivre (II) (aq) réagit avec l'hydroxyde de sodium (aq) pour donner de l'hydroxy-nitrate de cuivre (II) de formule $\text{Cu}_2(\text{OH})_3\text{NO}_3$:



On fait réagir 200 mL de NaOH (aq) 0,25 mol/L avec 250 mL de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (aq) 0,1 mol/L.

- a) Complétez le tableau d'avancement ci-dessous en calculant le nombre de moles initial avant réaction, n_i , et le nombre de moles final après réaction, n_f .

🤔 Les réactifs sont-ils en quantités stoechiométriques, c'est-à-dire 2 mol de nitrate de cuivre (II) pour 3 mol de NaOH ? Si non, n'oubliez pas que le réactif en défaut est entièrement consommé au cours de la réaction ; il s'agit donc du réactif limitant, car il limite la quantité des produits obtenus.

	2 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (aq) +	3 NaOH (aq) →	$\text{Cu}_2(\text{OH})_3\text{NO}_3$ (s)	+ 3 NaNO_3 (aq)
n_i				
réactif en excès réactif en défaut	en	en		
n_f				

- b) Quelle masse d'hydroxy-nitrate de cuivre (II) peut-on espérer obtenir ?

Séance 2 – Répétition 1

Loi des gaz parfaits et propriétés colligatives

Question 4 : loi des gaz parfaits

Un gaz occupe un volume de 4,65 L dans des conditions de température et de pression normales. Quel serait le volume final de ce gaz si on amène la température à 15°C et la pression à 100,77 kPa ? (voir pg 19)

🤔 Qu'entend-on par conditions normales ? P = et T =

🤔 Dans cet exercice, T, V et P varient ; quelle est donc la grandeur constante ?

Nom :

Prénom :

Section :

a) Résolvez cet exercice en exprimant le volume en L et la pression en atm.

La constante des gaz parfaits, R, vaut alors

b) Résolvez cet exercice dans les unités du Système International d'unités, c'est-à-dire P en et V en

La constante des gaz parfaits, R, vaut alors

Question 5 : propriétés colligatives

Les propriétés colligatives sont des propriétés physiques des solutions qui dépendent du nombre de particules dissoutes, et non de la nature du soluté. Il s'agit de :

- la tension de vapeur
- la température d'ébullition
- la température de fusion
- la pression osmotique.

La présence d'un soluté va modifier les valeurs de ces grandeurs. C'est ainsi que :

tension de vapeur d'une solution ...	tension de vapeur du solvant
$T_{\text{éb}} \text{ solution} \dots$	$T_{\text{éb}} \text{ solvant}$
$T_{\text{fus}} \text{ solution} \dots$	$T_{\text{fus}} \text{ solvant}$

a) Complétez ce tableau par le symbole > ou <.

b) Un échantillon d'une substance organique inconnue pesant 1,065 g est dissous dans 30,00 g de benzène : le point de congélation de la solution est de 4,25°C. Déterminer la masse moléculaire de la substance.

Données : le point de congélation du benzène vaut 5,53 °C et sa constante cryoscopique $K_{\text{cong}} = 5,12 \text{ } ^\circ\text{C.kg/mol}$.

1°. A partir de ΔT_{fus} , calculez la molalité de la solution (voir pg 22).

Nom :

Prénom :

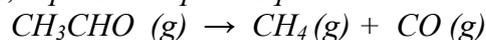
Section :

2°. A partir de la molalité de la solution et connaissant la masse de solvant, calculez le nombre de moles du soluté et enfin sa masse moléculaire.

Séance 4 – Répétition 2 Cinétique

Question 6 : Cinétique chimique

Lorsqu'on le chauffe, l'acétaldéhyde se décompose en méthane et en dioxyde de carbone selon une réaction d'ordre 2, représentée par l'équation :



On réalise une étude cinétique de la réaction et on obtient les résultats contenus dans le tableau ci-dessous :

Temps (s)	$[\text{CH}_3\text{CHO}]$ (mol/L)
0	1,000
40	0,637

- a) Etablissez la loi de vitesse de la réaction étudiée : $v = \dots\dots\dots$
- b) Calculez la constante de vitesse de cette réaction à partir des données du tableau et exprimez-la dans des unités correctes.

 travaillez à partir de la loi de vitesse *intégrée* (voir pg 33).

- c) Calculez le temps de demi-vie de cette réaction.

- d) Quelle sera la concentration en CO obtenue après 120 s de réaction ?

 travaillez toujours à partir de la loi de vitesse *intégrée*.

Nom :
Prénom :
Section :

- e) Une règle empirique en cinétique stipule que, pour beaucoup de réactions, une augmentation de 10°C fait à peu près doubler la vitesse. Quelle doit être l'énergie d'activation d'une réaction si on trouve que sa vitesse double effectivement entre 25°C et 35°C ?

 travaillez à partir de la loi d'Arrhenius exprimée à deux températures T_1 et T_2 (voir pg 34).

Séance 5 – Répétition 3 Equilibres chimiques

Question 7 : Equilibres chimiques

Soit le système inversible $2 \text{HI} (\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g})$. On introduit 1,00 mol de HI (g) dans un ballon dont le volume est de 2,00 L. On porte le système à 444°C. Une fois l'équilibre établi, une analyse du mélange obtenu indique qu'il reste 0,78 mol de HI non décomposé.

- a) Complétez le tableau d'avancement ci-dessous et calculez la valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction à 444°C.

	2 HI (g)	\leftrightarrow	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)
nbre de moles initial					
nbre de moles à l'équilibre					
Concentration à l'équilibre					

$K_c =$

- b) Donnez la formule qui relie K_c et K_p et calculez, à partir de la valeur de K_c obtenue en a), la valeur de la constante d'équilibre K_p (voir pg 38). Que remarquez-vous ?

Nom :
Prénom :
Section :

- c) Dans quel sens évoluerait la réaction si le système contenait *initialement* et dans les mêmes conditions, 1,00 mol de HI, 8,00 mol de H₂ et 3,00 mol de I₂ dans le même ballon? Justifiez votre réponse par le calcul du quotient réactionnel Q (voir pg 39).
- d) On introduit maintenant 0,1 mol d'argon (gaz inerte, c'est-à-dire pas de réaction) dans le système à l'équilibre en maintenant le volume constant. L'équilibre sera-t-il déplacé? Si oui, dans quel sens? Si non, pourquoi? Appliquez ici le principe de Le Chatelier (voir pg 41).
- e) La réaction étudiée étant exothermique, une élévation de température déplacera-t-elle l'équilibre vers la gauche ou vers la droite? (voir pg 42). Justifiez votre réponse.

Séance 6 – Répétition 4

Equilibres de solubilité et équilibres acide-base

Question 8 : Equilibres de solubilité

On ajoute progressivement une solution de NaOH concentrée (en négligeant la variation de volume) à une solution 0,02 mol/L de sulfate de nickel.

- 1) Donnez les écritures moléculaire et ionique de la réaction de précipitation qui va avoir lieu, sur base de la table de solubilité dans l'eau des principaux sels et hydroxydes.

Ecriture moléculaire :

Ecriture ionique :

🙋‍♀️ l'écriture ionique ne fait intervenir que les ions acteurs.

Nom :

Prénom :

Section :

2) Calculez le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de nickel ? Utilisez pour répondre la notion de quotient réactionnel Q (voir pg 48).

$$K_{ps}(\text{Ni}(\text{OH})_2) = 2,0 \cdot 10^{-15} \text{ M}^3$$

3) Ecrivez l'équation de l'équilibre entre le soluté et ses ions en solution aqueuse saturée et exprimez la relation entre le produit de solubilité, K_{ps} , et la solubilité, s , puis calculez la solubilité du composé dans l'eau pure (voir pg 48).

Exprimez cette grandeur en mol/L et en g/L.

4) A partir de la valeur de la solubilité obtenue en 3), calculez le volume minimum d'eau nécessaire pour dissoudre totalement 0,2 mg de ce composé ?

5) Que deviendrait la solubilité de ce même composé dans une solution 0,1 mol/L en chlorure de nickel ? Justifiez votre réponse par calcul de la solubilité s' (en mol/L)



Il est question ici de l'effet d'ion commun sur la solubilité ; réécrivez l'équation de l'équilibre et faites un tableau d'avancement.

Nom :
Prénom :
Section :

Séance 6 (suite) – Répétitions 5 et 6
Solutions tampons et Titrages acide-base

Question 9 : Solutions tampons

On dispose de 125 mL d'une solution d'acide acétique CH_3COOH 0,200 mol/L. On désire préparer une solution tampon de $\text{pH} = 4,65$ à 25°C .

- 1) Quelle est la composition générale d'une solution tampon ? (voir pg 54).

- 2) Quelles sont les deux propriétés chimiques caractéristiques des solutions tampons ? (voir pg 55)

-

-

- 3) A l'aide de quelle équation peut-on calculer le pH d'une solution tampon ? Donnez sa formule et précisez les conditions d'applicabilité de cette formule (voir pg 55).

- 4) Pour préparer la solution tampon dont il est question ici, on dispose d'acétate de sodium CH_3COONa solide. Utilisez l'équation précédente pour calculer la quantité en grammes d'acétate de sodium que l'on devra dissoudre dans la solution d'acide acétique?
(On considère que la dissolution du solide ne modifie pas le volume de la solution).

Nom :
Prénom :
Section :

Question 10 : Titrages acide-base

20 mL d'une solution d'acide sulfureux (attention à la nomenclature !!) 0,5 mol/L sont titrés par une solution d'hydroxyde de potassium 1 mol/L.

1) Ecrivez l'équation de la réaction de neutralisation sur laquelle repose ce titrage (1^{ère} neutralisation, c'est-à-dire que seul le premier proton est neutralisé).

2) Relevez les valeurs suivantes :

- concentration en acide $C_a = \dots$
- volume d'acide titré $V_a = \dots$
- concentration en base $C_b = \dots$

Calculez alors le volume de base ajouté au premier point équivalent $V_{b, \text{éq1}}$:

$V_{b, \text{éq1}} = \dots\dots\dots$

3) Dessinez l'allure théorique de la courbe de titrage. Indiquez sur chacune des zones définies ci-dessous la nature des espèces présentes en solution (voir pg 56):

- | | | |
|---|--|---|
| <p>1^{ère} zone : $V_b = 0 \text{ mL}$</p> <p>2^{ème} zone : $0 < V_b < V_{b, \text{éq1}}$</p> <p>3^{ème} zone : $V_b = V_{b, \text{éq1}}$</p> | | <p>4^{ème} zone : $V_{b, \text{éq1}} < V_b < V_{b, \text{éq2}}$</p> <p>5^{ème} zone : $V_b = V_{b, \text{éq2}}$</p> <p>6^{ème} zone : $V_b > V_{b, \text{éq2}}$</p> |
|---|--|---|

🤔 que vaut $V_{b, \text{éq2}}$?



4) Calculez le pH de la solution après ajout de 0 mL, 5 mL, 10 mL, 15 mL, 20 mL et 40 mL de KOH (ne vérifiez pas les conditions d'applicabilité des formules).

$V_b = \dots\dots$	$\text{H}_2\text{SO}_3 \text{ (aq)} +$	$\text{KOH (aq)} \rightarrow$	$\dots +$	H_2O
	n_a	$n_b \text{ ajoutées}$	$n \text{ formées}$	
Temps initial				

Espèce(s) en solution :

pH =

Nom :
Prénom :
Section :

$V_b = \dots$	$\text{H}_2\text{SO}_3 (\text{aq}) +$	$\text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow$	$\dots +$	
	n_a	n_b ajoutées	n formées	
Temps initial				
Après réaction				

Espèce(s) en solution :

Demi-équivalence \rightarrow pH =

$V_b = \dots$	$\text{H}_2\text{SO}_3 (\text{aq}) +$	$\text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow$	$\dots +$	
	n_a	n_b ajoutées	n formées	
Temps initial				
Après réaction				

Espèce(s) en solution :

Point équivalent \rightarrow pH =

$V_b = \dots$	$\text{HSO}_3^- (\text{aq}) +$	$\text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow$	$\dots +$	
	n_a	n_b ajoutées	n formées	
Temps initial				
Après réaction				

Espèce(s) en solution :

pH =

$V_b = \dots$	$\text{HSO}_3^- (\text{aq}) +$	$\text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow$	$\dots +$	
	n_a	n_b ajoutées	n formées	
Temps initial				
Après réaction				

Espèce(s) en solution :

2^{ème} point équivalent \rightarrow pH =

$V_b = \dots$	$\text{HSO}_3^- (\text{aq}) +$	$\text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow$	$\dots +$	
	n_a	n_b ajoutées	n formées	
Temps initial				
Après réaction				

Espèce(s) en solution :

pH =