

Avec le soutien de



Wallonie



et des Universités  
Francophones et  
leurs Associations de  
promotions des  
sciences



## OLYMPIADE FRANCOPHONE DE CHIMIE 2020

### PROBLEMES - NIVEAU II (élèves de 6<sup>ème</sup>)

R. CAHAY, S. CAUBERGH, D.COIBION, S. DAMMICCO, L.  
DEMARET, R. FRANCOIS, J. FURNEMONT, S.HOFFMAN, M.  
HUSQUINET-PETIT, T. JUNGERS, V. LONNAY, C. MALHERBE,  
A. MAREE.

**Votre n° d'inscription à conserver :**

Chères étudiantes, chers étudiants,

Nous vous félicitons pour votre participation à l'Olympiade de chimie et nous vous souhaitons plein succès dans cette deuxième épreuve ainsi que dans vos études et dans toutes vos entreprises futures. Nous vous félicitons aussi d'avoir réussi la première épreuve, ce qui vous permet, aujourd'hui, d'aborder l'épreuve "Problèmes".

Vous trouverez ci-joint **4 problèmes**. Les matières sur lesquelles portent ces questions sont : la chimie générale, la stœchiométrie, le pH, l'oxydoréduction et la chimie organique.

Vous disposez de deux heures pour répondre. Vous pouvez utiliser une machine à calculer non programmable, mais vous ne devez être en possession d'aucun document personnel.

Répondez à chacun des problèmes sur la feuille (recto et verso, si nécessaire) où figure l'énoncé. **Indiquez clairement votre raisonnement et vos calculs. Justifiez vos réponses et indiquez les unités aux réponses finales.** La dernière feuille est une feuille de brouillon qui ne sera pas prise en considération pour l'évaluation. Détachez les deux premières feuilles et conservez-les. Indiquez clairement le numéro d'inscription personnel qui vous a été communiqué sur chacune des feuilles de questions et de réponses. Le détail des cotes pour chaque question se trouve en haut de page sous la forme d'un tableau.

*À l'issue de l'évaluation de cette deuxième épreuve, les LAUREATS DE L'OLYMPIADE NATIONALE seront connus et invités à suivre un stage de formation en vue de la sélection des deux représentants francophones aux Olympiades Internationales de Chimie.*

**Les organisateurs de l'Olympiade Francophone de Chimie.**

**Détachez cette feuille et conservez-la**



## Constantes Utiles

(Détachez cette feuille si nécessaire)



### TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

1												18						
I a												VIII a						
1,01		masse atomique relative $A_r$															4,00	
<b>H</b>		nombre atomique $Z$															<b>He</b>	
1	2											13	14	15	16	17	2	
	II a											III a	IV a	V a	VI a	VII a		
6,94	9,01											10,81	12,01	14,01	16,00	19,00	20,18	
<b>Li</b>	<b>Be</b>											<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>	<b>Ne</b>	
3	4											5	6	7	8	9	10	
22,99	24,31											26,98	28,09	30,97	32,07	35,45	39,95	
<b>Na</b>	<b>Mg</b>	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>	<b>Ar</b>	
11	12	III b	IV b	V b	VI b	VII b	VIII b				I b	II b	13	14	15	16	17	18
39,10	40,08	44,96	47,88	50,94	52,00	54,94	55,85	58,93	58,69	63,55	65,39	69,72	72,61	74,92	78,96	79,90	83,80	
<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
85,47	87,62	88,91	91,22	92,91	95,94		101,07	102,91	106,42	107,87	112,41	114,82	118,71	121,75	127,60	126,90	131,29	
<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>Y</b>	<b>Zr</b>	<b>Nb</b>	<b>Mo</b>	<b>Tc*</b>	<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>	<b>Ag</b>	<b>Cd</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
132,91	137,33	(1)	174,97	178,49	180,95	183,9	186,21	190,21	192,22	195,08	196,97	200,59	204,38	207,21	208,98			
<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	57 -	<b>Lu</b>	<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po*</b>	<b>At*</b>	<b>Rn*</b>
55	56	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
<b>Fr*</b>	<b>Ra*</b>	89 -	<b>Lr*</b>	<b>Rf*</b>	<b>Db*</b>	<b>Sg*</b>	<b>Bh*</b>	<b>Hs*</b>	<b>Mt*</b>	<b>Ds*</b>	<b>Rg*</b>	<b>Cn*</b>	<b>Nh*</b>	<b>Fl*</b>	<b>Mc*</b>	<b>Lv*</b>	<b>Ts*</b>	<b>Og*</b>
87	88	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118

1) Lanthanides	138,92	140,12	140,91	144,24		150,36	151,97	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04
	<b>La</b>	<b>Ce</b>	<b>Pr</b>	<b>Nd</b>	<b>Pm*</b>	<b>Sm</b>	<b>Eu</b>	<b>Gd</b>	<b>Tb</b>	<b>Dy</b>	<b>Ho</b>	<b>Er</b>	<b>Tm</b>	<b>Yb</b>
	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
2) Actinides		232,04	231,04	238,03										
	<b>Ac*</b>	<b>Th</b>	<b>Pa</b>	<b>U</b>	<b>Np*</b>	<b>Pu*</b>	<b>Am*</b>	<b>Cm*</b>	<b>Bk*</b>	<b>Cf*</b>	<b>Es*</b>	<b>Fm*</b>	<b>Md*</b>	<b>No*</b>
	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102

\* Eléments n'ayant pas de nucléide (isotope) de durée suffisamment longue et n'ayant donc pas une composition terrestre caractéristique.

#### Constantes

$$R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$1F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$$

$$R = 8,21 \times 10^{-2} \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Volume d'une mole d'un gaz idéal à 273 K et 101 325 Pa : 22,4 dm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup> (L mol<sup>-1</sup>)

#### Formules simplifiées de pH :

Acide fort	Acide faible	Base forte	Base faible
pH = - log c <sub>acide</sub>	$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p} K_a - \frac{1}{2} \log c_{\text{acide}}$	pH = 14 + log c <sub>base</sub>	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p} K_a + \frac{1}{2} \log c_{\text{base}}$

Mélange tampon :  $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\text{base}}}{c_{\text{acide}}}$

A 25 °C :  $K_w = K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

Litre (L) et dm<sup>3</sup> représentent la même unité de volume. Toutes les valeurs ont été exprimées en L. Il en est de même pour mL utilisé comme équivalent à cm<sup>3</sup>.



N° d'inscription :

## Problème I : Sels d'ammonium

1a	1b	1c	1d	Total Problème I
3	4	3	20	30

(adapté de « The XXXV Chemistry Olympiad in Hungary, National Finals, 1996 » et « Norway Chemistry Olympiad, Final Qualification Test, 1999 »)

Un échantillon solide est composé de trois sels d'ammonium cristallisés : le chlorure, le sulfate et le nitrate.

On ignore la composition quantitative de cet échantillon et, pour la déterminer, on réalise, sur trois prélèvements de masses identiques, les tests décrits ci-après.

- Le premier prélèvement est chauffé en présence d'une solution aqueuse concentrée d'hydroxyde de potassium. Un gaz se dégage du milieu et est recueilli dans 100,0 mL d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (acide chlorhydrique) dont la concentration est de  $2,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L. L'excès d'acide est titré par 41,20 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium dont la concentration est de  $9,87 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

- Le second prélèvement est chauffé en présence d'un excès de zinc métallique dans une solution aqueuse concentrée d'hydroxyde de potassium. Les anions nitrates réagissent avec le zinc pour former de l'ammoniac et des ions zincate  $\text{Zn}(\text{OH})_3^-$ . Le gaz formé est absorbé dans 100,0 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique dont la concentration est de  $2,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L. L'excès est titré par 32,15 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium dont la concentration est de  $9,87 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

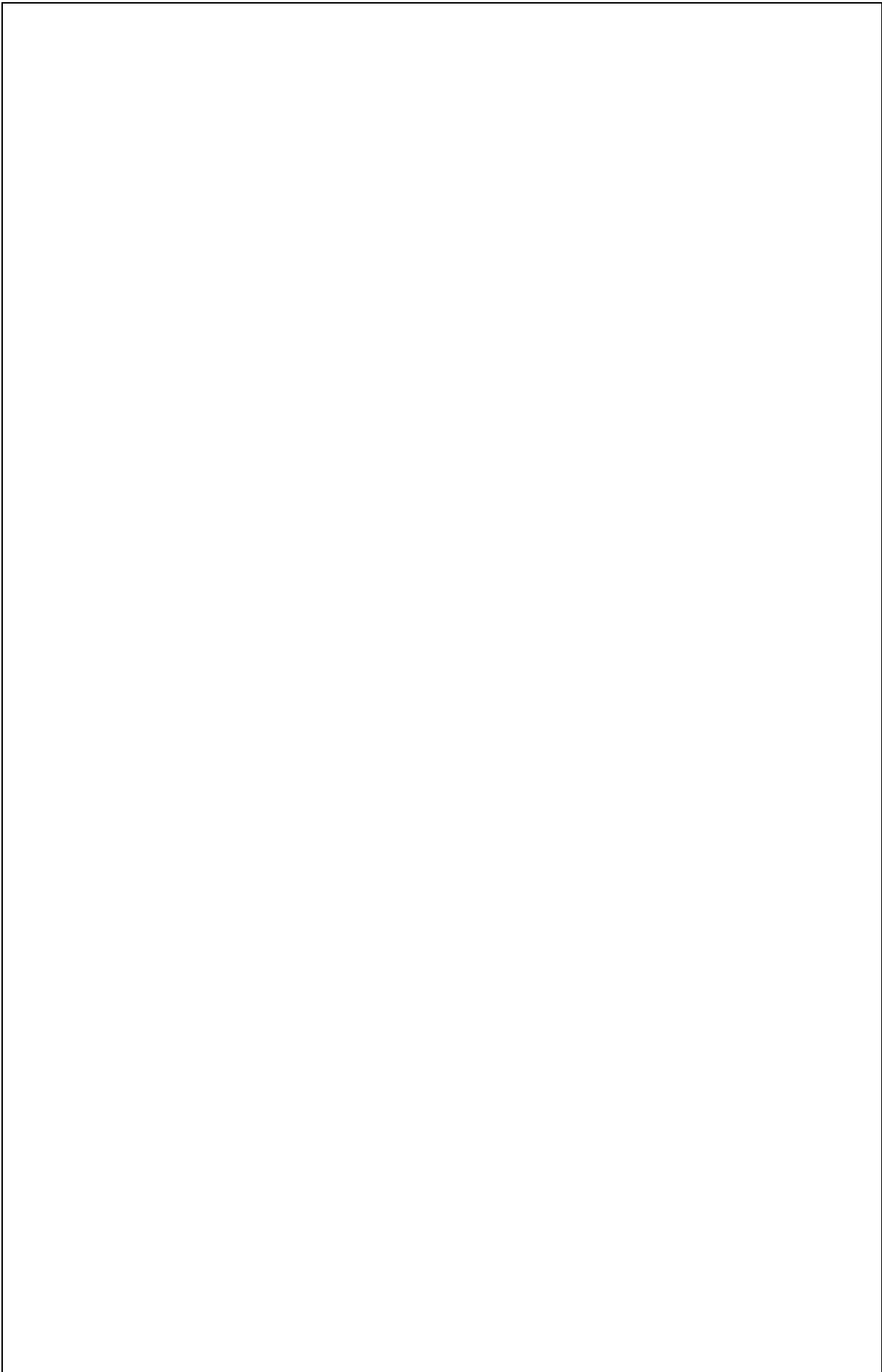
- Le troisième prélèvement est traité par un excès d'une solution aqueuse de chlorure de baryum. La masse du précipité après filtration et séchage est de 0,02334 g.

- a) Écrire toutes les équations correspondant aux réactions chimiques se déroulant dans le traitement du premier prélèvement.

- b) Équilibrer (pondérer) l'équation correspondant à la réaction se produisant entre les ions nitrates et le zinc métallique dans le traitement du deuxième prélèvement.

- c) Équilibrer (pondérer) l'équation correspondant à la réaction se produisant lors du traitement du troisième prélèvement.

- d) Calculer la masse et le pourcentage en masse de chacun des trois sels d'ammonium dans l'échantillon de départ.





N° d'inscription :

## Problème II : L'hydroxyapatite

2a	2b	2c	2d	2e	2f	2g	Total Problème II
3	5	2	5	6	3	6	30

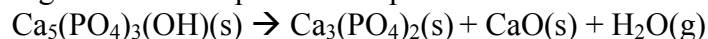
L'os humain est essentiellement composé d'hydroxyapatite  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$  (505,32 g/mol). Dans le cas de maladie osseuse ou de fracture, des greffes d'hydroxyapatite de synthèse sont envisageables. Celle-ci peut être obtenue par précipitation à partir d'hydroxyde de calcium et d'acide phosphorique.

- a) Écrire l'équation pondérée de cette réaction.

Un os de 100 g d'hydroxyapatite doit être réalisé pour effectuer une greffe chez un patient atteint de dysplasie de la hanche.

- b) Calculer la masse d'hydroxyde de calcium et le volume d'acide phosphorique 2 M à utiliser pour précipiter l'hydroxyapatite nécessaire.

Afin de convertir la poudre d'hydroxyapatite en une pièce dense, il faut fritter celle-ci au-delà de 1000 °C. Cependant, il ne faut pas monter trop haut en température car à 1100 °C l'hydroxyapatite se dégrade selon l'équation non-pondérée suivante :



- c) Donner les noms chimiques des **deux** produits solides de la réaction ainsi que le nom familier de CaO.

La teneur en CaO présent dans la greffe ne peut pas dépasser 5% en masse. Pour s'en assurer, il est possible de suivre la pression en vapeur d'eau dégagée par la réaction.

- d) Quelle est la pression (atm) en vapeur d'eau à ne pas dépasser dans un four de  $1 \text{ m}^3$  à  $1100 \text{ }^\circ\text{C}$ , pour ne pas excéder la teneur maximale en CaO dans le cas de notre implant de 100 g ?

Pour éviter les carences en calcium, il est conseillé de consommer des produits laitiers.

- e) Sachant que l'os humain est composé à 65% d'hydroxyapatite, 25% de matière organique et 10% d'eau, et qu'une tasse de lait (masse volumique =  $1,032 \text{ g/cm}^3$ ) de 250 mL contient 300 mg de calcium, combien de litres de lait faudrait-il boire pour avoir la teneur en calcium équivalente à un squelette humain adulte (5 kg) ?

En plus de l'hydroxyapatite, la fluorapatite,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , est un constituant des dents humaines. Elle peut être synthétisée à l'aide d'une méthode à double diffusion avec une membrane de gélatine séparant les solutions contenant des ions  $\text{F}^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$  et  $\text{Ca}^{2+}$ . La synthèse conduit à un matériau hybride polymère bioorganique/phosphate inorganique, ressemblant à un tissu dentaire (ou osseux).

- f) Donner une composition raisonnable des deux solutions placées de part et d'autre de la membrane de gélatine, qui permet la préparation de fluorapatite comme substance cible dans cette expérience de double diffusion. Pour ce faire, placer une croix dans la(les) case(s) correspondant aux deux solutions 1 et 2.

	5 mM $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	1 mM NaF	3 mM $\text{Na}_2\text{HPO}_4$
Solution 1			
Solution 2			

La pression osmotique est une force déterminée par une différence de concentration entre deux solutions situées de part et d'autre d'une membrane semi-perméable.

Cette pression se calcule selon la formule suivante :

$$\pi = \Delta cRT$$

Où  $\pi$  est la pression osmotique,

$\Delta c$  est la différence de **concentration totale** en ions entre les deux solutions

$R$  est la constante universelle des gaz parfaits

$T$  est la température (en Kelvin)

- g) Calculer la pression osmotique agissant sur la membrane au début de cette expérience réalisée à 25°C.





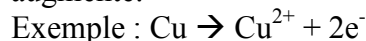
N° d'inscription :

## Problème III : Dosage eau de javel

3a	3b	3c	Total Problème III
4	5	7	16

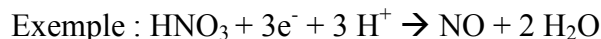
### Introduction théorique

Une réaction d'oxydation est une réaction au cours de laquelle un réactif cède (perd) un ou plusieurs électrons. Le nombre d'oxydation (ou étage d'oxydation) de celui-ci sera donc augmenté.



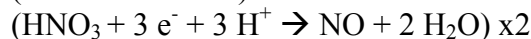
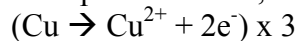
Ici, le cuivre passe du nombre d'oxydation 0 à +II.

Une réaction de réduction est une réaction au cours de laquelle un réactif capture (prend) un ou plusieurs électrons. Le nombre d'oxydation (ou degré d'oxydation, DO) de celui-ci sera donc diminué.



Ici, l'azote passe du nombre d'oxydation +V à +II.

Ces réactions vont toujours de pair pour former une réaction d'oxydoréduction. En partant des exemples ci-dessus, la réaction d'oxydoréduction est :



On soumet au dosage une solution D obtenue en diluant 25 cm<sup>3</sup> du produit commercial JAVEL - LA CROIX à 500 cm<sup>3</sup> avec de l'eau désionisée.

### Principe du dosage

Le principe actif de l'eau de Javel est l'anion hypochlorite ClO<sup>-</sup>. Lors de sa réaction avec un excès d'iodure de potassium en milieu acide, l'anion hypochlorite est réduit en anion chlorure et il y a formation d'une quantité équivalente de diiode.

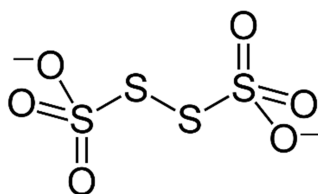
- a) Ecrire les équations d'oxydation, de réduction et l'équation rédox bilan de l'action de l'anion hypochlorite sur l'anion iodure en indiquant les nombres d'oxydation des atomes oxydés et réduits.

oxydation :

réduction :

rédox :

La quantité de diiode formée est ensuite dosée par titrage avec une solution à  $5,00 \cdot 10^{-2}$  mol/L de thiosulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  qui réduit à nouveau le diiode en anion iodure. Le thiosulfate est lui oxydé en ion tétrathionate  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$  dont la structure est :



b) Ecrire les équations d'oxydation, de réduction et l'équation rédox bilan de l'action de l'anion thiosulfate sur le diiode en indiquant les degrés d'oxydation des atomes oxydés et réduits.

oxydation :

réduction :

rédox :

Le dosage de  $10,0 \text{ cm}^3$  de la solution D (eau de Javel LA CROIX diluée) mélangée à  $10,0 \text{ cm}^3$  d'une solution d'iodure de potassium à  $1,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L et  $10 \text{ cm}^3$  d'acide sulfurique à 1 mol/L a nécessité une consommation de  $7,4 \text{ cm}^3$  de thiosulfate de sodium à  $5,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

c) Calculer la teneur de la solution commerciale (non diluée) de l'eau de Javel LA CROIX en grammes d'hypochlorite de sodium par litre de solution.



N° d'inscription :

## Problème IV : Fonctions Organiques

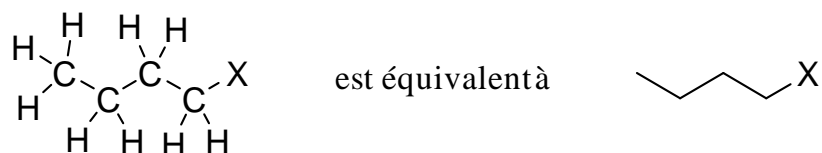
4a	4b	4c	4d	Total Problème IV
8	4	8	4	24

**Remarque : il n'est pas nécessaire d'avoir vu la chimie organique pour répondre à cette question. Les notions théoriques permettant de répondre aux sous-questions sont données dans l'énoncé.**

### Les dérivés halogénés

En chimie, un dérivé halogéné est un composé organique dont l'un des atomes de carbone est lié à un halogène X (F, Cl, Br ou I).

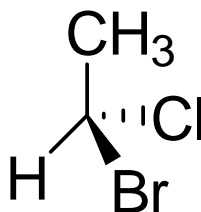
Noter que sous forme de squelette (topologique), tous les atomes d'hydrogène sont omis et les atomes de carbone sont représentés par des traits tels que :



### La chiralité

En chimie organique, un atome de carbone asymétrique (carbone chiral) est un carbone tétraédrique qui possède quatre substituants de natures différentes.

Exemple :

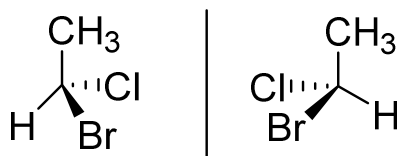


1-bromo-1-chloroéthane

Noter que le trait en gras indique que l'atome de bore pointe vers le lecteur et que le trait en pointillé indique que l'atome de chlore pointe vers l'arrière de la feuille.

Un carbone asymétrique confère à la molécule des propriétés optiques importantes : un pouvoir rotatoire. On dit alors qu'elle est optiquement active : elle fait tourner le plan de polarisation d'une lumière polarisée rectilignement.

La présence d'un carbone asymétrique dans une molécule entraîne l'existence de deux énantiomères qui sont deux composés non superposables et images l'un de l'autre dans un miroir. Si on reprend l'exemple ci-dessus, il existe donc deux énantiomères pour le 1-bromo-1-chloroéthane :



Miroir

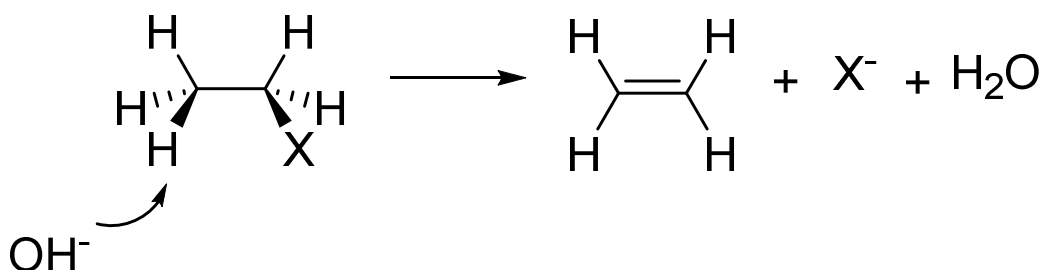
- a) Il existe 4 isomères possibles pour la formule brute  $C_4H_9Cl$ . Dessiner chacun des isomères possibles (A-D).

A	B
C	D

- b) Un de ces isomères comporte un carbone chiral. Identifier le et dessiner les deux énantiomères dérivés de cet isomère.

--	--

En chimie organique, une réaction d'élimination consiste à faire réagir un dérivé halogéné avec une base pour former une fonction alcène. Le carbone porteur de la fonction halogène et le carbone adjacent à celui-ci vont chacun perdre leur substituant pour libérer un  $H^+$  et un  $X^-$  selon la réaction suivante :



- c) Sachant que lors d'une réaction d'élimination, l'alcène obtenu sera toujours le plus substitué possible (c'est-à-dire le moins hydrogéné), dessiner le produit d'élimination (A'-D') obtenu pour chacun des 4 isomères de  $C_4H_9Cl$  une fois ceux-ci traités avec du KOH.

A'	B'
C'	D'

- d) Donner le nom de chacun des composés obtenus après élimination

A'	B'
C'	D'

Avec le soutien de



Wallonie



et des Universités  
Francophones et  
leurs Associations de  
promotions des  
sciences



## OLYMPIADE FRANCOPHONE DE CHIMIE 2020

### PROBLEMES - NIVEAU II (élèves de 6<sup>ème</sup>)

R. CAHAY, S. CAUBERGH, D.COIBION, S. DAMMICCO, L.  
DEMARET, R. FRANCOIS, J. FURNEMONT, S.HOFFMAN, M.  
HUSQUINET-PETIT, T. JUNGERS, V. LONNAY, C. MALHERBE,  
A. MAREE.

**Votre n° d'inscription à conserver :**

Chères étudiantes, chers étudiants,

Nous vous félicitons pour votre participation à l'Olympiade de chimie et nous vous souhaitons plein succès dans cette deuxième épreuve ainsi que dans vos études et dans toutes vos entreprises futures. Nous vous félicitons aussi d'avoir réussi la première épreuve, ce qui vous permet, aujourd'hui, d'aborder l'épreuve "Problèmes".

Vous trouverez ci-joint **4 problèmes**. Les matières sur lesquelles portent ces questions sont : la chimie générale, la stœchiométrie, le pH, l'oxydoréduction et la chimie organique.

Vous disposez de deux heures pour répondre. Vous pouvez utiliser une machine à calculer non programmable, mais vous ne devez être en possession d'aucun document personnel.

Répondez à chacun des problèmes sur la feuille (recto et verso, si nécessaire) où figure l'énoncé. **Indiquez clairement votre raisonnement et vos calculs. Justifiez vos réponses et indiquez les unités aux réponses finales.** La dernière feuille est une feuille de brouillon qui ne sera pas prise en considération pour l'évaluation. Détachez les deux premières feuilles et conservez-les. Indiquez clairement le numéro d'inscription personnel qui vous a été communiqué sur chacune des feuilles de questions et de réponses. Le détail des cotes pour chaque question se trouve en haut de page sous la forme d'un tableau.

*À l'issue de l'évaluation de cette deuxième épreuve, les LAUREATS DE L'OLYMPIADE NATIONALE seront connus et invités à suivre un stage de formation en vue de la sélection des deux représentants francophones aux Olympiades Internationales de Chimie.*

**Les organisateurs de l'Olympiade Francophone de Chimie.**

**Détachez cette feuille et conservez-la**



## Constantes Utiles

(Détachez cette feuille si nécessaire)



### TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

1												18					
I a	2											III a	IV a	V a	VI a	VII a	VIII a
1,01		masse atomique relative $A_r$															4,00
<b>H</b>		nombre atomique $Z$															<b>He</b>
1																	2
6,94	9,01											10,81	12,01	14,01	16,00	19,00	20,18
<b>Li</b>	<b>Be</b>											<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>	<b>Ne</b>
3	4											5	6	7	8	9	10
22,99	24,31											26,98	28,09	30,97	32,07	35,45	39,95
<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>	<b>Ar</b>
11	12	III b	IV b	V b	VI b	VII b	VIII b		I b		II b	13	14	15	16	17	18
39,10	40,08	44,96	47,88	50,94	52,00	54,94	55,85	58,93	58,69	63,55	65,39	69,72	72,61	74,92	78,96	79,90	83,80
<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
85,47	87,62	88,91	91,22	92,91	95,94		101,07	102,91	106,42	107,87	112,41	114,82	118,71	121,75	127,60	126,90	131,29
<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>Y</b>	<b>Zr</b>	<b>Nb</b>	<b>Mo</b>	<b>Tc*</b>	<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>	<b>Ag</b>	<b>Cd</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
132,91	137,33	(1)	174,97	178,49	180,95	183,9	186,21	190,21	192,22	195,08	196,97	200,59	204,38	207,21	208,98		
<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>57 -</b>	<b>Lu</b>	<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po*</b>	<b>At*</b>
55	56	<b>70</b>	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85
<b>Fr*</b>	<b>Ra*</b>	<b>89 -</b>	<b>Lr*</b>	<b>Rf*</b>	<b>Db*</b>	<b>Sg*</b>	<b>Bh*</b>	<b>Hs*</b>	<b>Mt*</b>	<b>Ds*</b>	<b>Rg*</b>	<b>Cn*</b>	<b>Nh*</b>	<b>Fl*</b>	<b>Mc*</b>	<b>Lv*</b>	<b>Ts*</b>
87	88	<b>102</b>	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117

1) Lanthanides	138,92	140,12	140,91	144,24		150,36	151,97	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04
	<b>La</b>	<b>Ce</b>	<b>Pr</b>	<b>Nd</b>	<b>Pm*</b>	<b>Sm</b>	<b>Eu</b>	<b>Gd</b>	<b>Tb</b>	<b>Dy</b>	<b>Ho</b>	<b>Er</b>	<b>Tm</b>	<b>Yb</b>
	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
2) Actinides		232,04	231,04	238,03										
	<b>Ac*</b>	<b>Th</b>	<b>Pa</b>	<b>U</b>	<b>Np*</b>	<b>Pu*</b>	<b>Am*</b>	<b>Cm*</b>	<b>Bk*</b>	<b>Cf*</b>	<b>Es*</b>	<b>Fm*</b>	<b>Md*</b>	<b>No*</b>
	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102

\* Eléments n'ayant pas de nucléide (isotope) de durée suffisamment longue et n'ayant donc pas une composition terrestre caractéristique.

#### Constantes

$$R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$1F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$$

$$R = 8,21 \times 10^{-2} \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Volume d'une mole d'un gaz idéal à 273 K et 101 325 Pa : 22,4 dm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup> (L mol<sup>-1</sup>)

#### Formules simplifiées de pH :

Acide fort	Acide faible	Base forte	Base faible
pH = - log c <sub>acide</sub>	$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p} K_a - \frac{1}{2} \log c_{\text{acide}}$	pH = 14 + log c <sub>base</sub>	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p} K_a + \frac{1}{2} \log c_{\text{base}}$

Mélange tampon :  $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\text{base}}}{c_{\text{acide}}}$

A 25 °C :  $K_w = K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

Litre (L) et dm<sup>3</sup> représentent la même unité de volume. Toutes les valeurs ont été exprimées en L. Il en est de même pour mL utilisé comme équivalent à cm<sup>3</sup>.



N° d'inscription :

## Problème I : Sels d'ammonium

1a	1b	1c	1d	Total Problème I
3	4	3	20	30

(adapté de « The XXXV Chemistry Olympiad in Hungary, National Finals, 1996 » et « Norway Chemistry Olympiad, Final Qualification Test, 1999 »)

Un échantillon solide est composé de trois sels d'ammonium cristallisés : le chlorure, le sulfate et le nitrate.

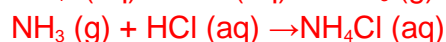
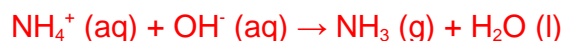
On ignore la composition quantitative de cet échantillon et, pour la déterminer, on réalise, sur trois prélèvements de masses identiques, les tests décrits ci-après.

- Le premier prélèvement est chauffé en présence d'une solution aqueuse concentrée d'hydroxyde de potassium. Un gaz se dégage du milieu et est recueilli dans 100,0 mL d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (acide chlorhydrique) dont la concentration est de  $2,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L. L'excès d'acide est titré par 41,20 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium dont la concentration est de  $9,87 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

- Le second prélèvement est chauffé en présence d'un excès de zinc métallique dans une solution aqueuse concentrée d'hydroxyde de potassium. Les anions nitrates réagissent avec le zinc pour former de l'ammoniac et des ions zincate  $\text{Zn}(\text{OH})_3^-$ . Le gaz formé est absorbé dans 100,0 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique dont la concentration est de  $2,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L. L'excès est titré par 32,15 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium dont la concentration est de  $9,87 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

- Le troisième prélèvement est traité par un excès d'une solution aqueuse de chlorure de baryum. La masse du précipité après filtration et séchage est de 0,02334 g.

- a) Écrire toutes les équations correspondant aux réactions chimiques se déroulant dans le traitement du premier prélèvement.



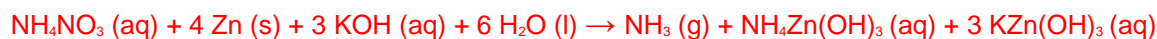
3x1pt



- b) Équilibrer (pondérer) l'équation correspondant à la réaction se produisant entre les ions nitrates et le zinc métallique dans le traitement du deuxième prélèvement.

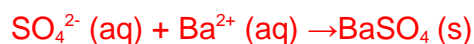


ou

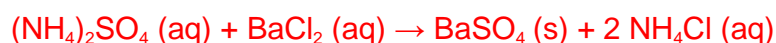


4pts

- c) Équilibrer (pondérer) l'équation correspondant à la réaction se produisant lors du traitement du troisième prélèvement.



ou



3pts

- d) Calculer la masse et le pourcentage en masse de chacun des trois sels d'ammonium dans l'échantillon de départ.

- 1) Traitement de l'échantillon 1 par titrage du chlorure d'hydrogène, HCl, en excès :
- $n(\text{HCl})$  utilisé =  $c(\text{HCl}) \times V(\text{HCl}) = 2,000 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 100,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 2,000 \times 10^{-2} \text{ mol}$   
 $n(\text{NaOH})$  utilisé =  $c(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH}) = 9,87 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 41,2 \times 10^{-3} \text{ L} = 4,07 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n(\text{HCl})$  en excès =  $n(\text{NaOH})$  utilisé =  $4,07 \times 10^{-3} \text{ mol}$       3pts  
 $n(\text{HCl})$  consommé =  $n(\text{HCl})$  utilisé -  $n(\text{HCl})$  en excès =  $2,000 \times 10^{-2} - 4,07 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,593 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- Quantité de matière d'ammoniac,  $\text{NH}_3$  ayant réagi avec le chlorure d'hydrogène :
- $n(\text{NH}_3) = n(\text{HCl})$  consommé =  $1,593 \times 10^{-2} \text{ mol}$       2pts  
 $n(\text{NH}_4^+)$  total =  $1,593 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- 2) Traitement de l'échantillon 2 par titrage du chlorure d'hydrogène, HCl, en excès :
- L'ammoniac recueilli dans HCl a deux origines ; il peut provenir de la réduction des ions  $\text{NO}_3^-$  par le zinc et de la réaction des ions  $\text{NH}_4^+$  avec NaOH car, puisqu'on se trouve en milieu fortement basique, les ions  $\text{NH}_4^+$  présents dans la solution sont également neutralisés et forment  $\text{NH}_3 (\text{g})$  (cfr équations dans le point a) ci-dessus)
- $n(\text{HCl})$  utilisé =  $c(\text{HCl}) \times V(\text{HCl}) = 2,000 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 100,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 2,000 \times 10^{-2} \text{ mol}$   
 $n(\text{HCl})$  en excès =  $n(\text{NaOH})$  utilisé =  $c(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH}) = 9,87 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 32,15 \times 10^{-3} \text{ L} = 3,17 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n(\text{HCl})$  consommé =  $n(\text{HCl})$  utilisé -  $n(\text{HCl})$  en excès =  $2,000 \times 10^{-2} - 3,17 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,683 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .      3pts  
 $n(\text{NH}_3) = n(\text{HCl})$  consommé =  $1,683 \times 10^{-2} \text{ mol}$   
 $n(\text{NO}_3^-) = n(\text{NH}_3)$  échantillon 2 -  $n(\text{NH}_3)$  échantillon 1 =  $1,683 \times 10^{-2} \text{ mol} - 1,593 \times 10^{-2} \text{ mol} = 9,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$       2pts

3) Traitement de l'échantillon 3 par ajout de chlorure de baryum

$$n(\text{BaSO}_4) = \frac{m(\text{BaSO}_4)}{M(\text{BaSO}_4)} = \frac{0,02334}{233,34} = 1,000 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = 1,000 \times 10^{-4} \text{ mol} \quad 3\text{pts}$$

Ces données permettent de calculer les masses des trois sels d'ammonium

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = n(\text{SO}_4^{2-}) \times M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 1,000 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 132,17 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 1,322 \times 10^{-2} \text{ g} \quad 1\text{pt}$$

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = n(\text{NO}_3^-) \times M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 9,00 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 80,06 \text{ g mol}^{-1} = 7,205 \times 10^{-2} \text{ g.}$$

1pt

Le bilan matière sur les ions ammonium donne :

$$n(\text{NH}_4^+) \text{ total} = n(\text{NH}_4\text{Cl}) + 2n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) + n(\text{NH}_4\text{NO}_3)$$

Seule la quantité de matière en chlorure d'ammonium n'est pas connue.

On peut donc la calculer :

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = n(\text{NH}_4^+) \text{ total} - 2n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) - n(\text{NH}_4\text{NO}_3)$$

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = (1,593 \times 10^{-2} - 2 \times 1,000 \times 10^{-4} - 9,00 \times 10^{-4}) \text{ mol} = 1,483 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) \times M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 1,483 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 53,5 \text{ g mol}^{-1} = 0,7934 \text{ g}$$

3pts

$$\text{Masse totale de l'échantillon} = m(\text{NH}_4\text{Cl}) + m(\text{NH}_4\text{NO}_3) + m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)$$

$$\text{Masse totale de l'échantillon} = 0,7934 \text{ g} + 7,205 \times 10^{-2} \text{ g} + 1,322 \times 10^{-2} \text{ g} = 0,8787 \text{ g}$$

Les pourcentages massiques des trois sels d'ammonium sont :

$$\%(\text{NH}_4\text{Cl}) = (0,7934 / 0,8787) \times 100 = 90,29 \%$$

$$\%(\text{NH}_4\text{NO}_3) = (0,07205 / 0,8787) \times 100 = 8,20 \% \quad 2\text{pts}$$

$$\%((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = (0,01322 / 0,8787) \times 100 = 1,50 \%$$



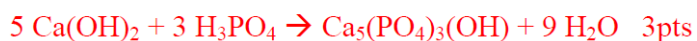
N° d'inscription :

## Problème II : L'hydroxyapatite

2a	2b	2c	2d	2e	2f	2g	Total Problème II
3	5	2	5	6	3	6	30

L'os humain est essentiellement composé d'hydroxyapatite  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$  (505,32 g/mol). Dans le cas de maladie osseuse ou de fracture, des greffes d'hydroxyapatite de synthèse sont envisageables. Celle-ci peut être obtenue par précipitation à partir d'hydroxyde de calcium et d'acide phosphorique.

- a) Écrire l'équation pondérée de cette réaction.



Un os de 100 g d'hydroxyapatite doit être réalisé pour effectuer une greffe chez un patient atteint de dysplasie de la hanche.

- b) Calculer la masse d'hydroxyde de calcium et le volume d'acide phosphorique 2 M à utiliser pour précipiter l'hydroxyapatite nécessaire.

$$\text{Nombre de moles d'HA} : n = \frac{m}{M} = \frac{100}{505,32} = \sim 0,2 \text{ mol} \quad 1\text{pt}$$

$$\text{Masse de Ca}(\text{OH})_2 : m = n \times M = 5 \times 0,2 \times 74,1 = 74,1 \text{ g} \quad 2\text{pts}$$

$$\text{Volume de H}_3\text{PO}_4 : V = \frac{n}{c} = \frac{3 \times 0,2}{2} = 0,3 \text{ L} = 300 \text{ mL} \quad 2\text{pts}$$

Afin de convertir la poudre d'hydroxyapatite en une pièce dense, il faut fritter celle-ci au-delà de 1000 °C. Cependant, il ne faut pas monter trop haut en température car à 1100 °C l'hydroxyapatite se dégrade selon l'équation non-pondérée suivante :



- c) Donner les noms chimiques des **deux** produits solides de la réaction ainsi que le nom familier de CaO.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  : phosphate de calcium ou phosphate tricalcique 1pt

CaO : oxyde de calcium → chaux vive 1pt

La teneur en CaO présent dans la greffe ne peut pas dépasser 5% en masse. Pour s'en assurer, il est possible de suivre la pression en vapeur d'eau dégagée par la réaction.

- d) Quelle est la pression (atm) en vapeur d'eau à ne pas dépasser dans un four de  $1 \text{ m}^3$  à  $1100 \text{ }^\circ\text{C}$ , pour ne pas excéder la teneur maximale en CaO dans le cas de notre implant de 100 g ?

$$\text{Nombre de moles de CaO : } n = \frac{m}{M} = \frac{5}{56,08} = 0,09 \text{ mol} \quad 2\text{pts}$$

$$\text{Pression de vapeur d'eau : } P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,09 \times 8,21 \times 10^{-2} \times 1373}{1000} = 0,01 \text{ atm} \quad 3\text{pts}$$

Pour éviter les carences en calcium, il est conseillé de consommer des produits laitiers.

- e) Sachant que l'os humain est composé à 65% d'hydroxyapatite, 25% de matière organique et 10% d'eau, et qu'une tasse de lait (masse volumique =  $1,032 \text{ g/cm}^3$ ) de 250 mL contient 300 mg de calcium, combien de litres de lait faudrait-il boire pour avoir la teneur en calcium équivalente à un squelette humain adulte (5 kg) ?

$$\text{Masse de HA dans un squelette : } 5 \times 65\% = 3,25 \text{ kg} \quad 1\text{pt}$$

$$\text{Pourcentage en masse de Ca par molécule d'HA : } \frac{5 \times 40,08}{502,32} \times 100 = 39,89\% \quad 2\text{pts}$$

$$\text{Masse de Ca dans un squelette : } 3,25 \times 39,89\% = 1,296 \text{ kg} \quad 1\text{pt}$$

$$\text{Litres de lait équivalent à } 1,296 \text{ kg de Ca : } \frac{250 \times 10^{-3}}{300 \times 10^{-6}} \times 1,296 = 1080 \text{ L} \quad 2\text{pts}$$

En plus de l'hydroxyapatite, la fluorapatite,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , est un constituant des dents humaines. Elle peut être synthétisée à l'aide d'une méthode à double diffusion avec une membrane de gélatine séparant les solutions contenant des ions  $\text{F}^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$  et  $\text{Ca}^{2+}$ . La synthèse conduit à un matériau hybride polymère bioorganique/phosphate inorganique, ressemblant à un tissu dentaire (ou osseux).

- f) Donner une composition raisonnable des deux solutions placées de part et d'autre de la membrane de gélatine, qui permet la préparation de fluorapatite comme substance cible dans cette expérience de double diffusion. Pour ce faire, placer une croix dans la(les) case(s) correspondant aux deux solutions 1 et 2.

	5 mM $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	1 mM NaF	3 mM $\text{Na}_2\text{HPO}_4$
Solution 1	x		
Solution 2		x	x

3pts Inversion complète des croix évidemment accepté

La pression osmotique est une force déterminée par une différence de concentration entre deux solutions situées de part et d'autre d'une membrane semi-perméable.

Cette pression se calcule selon la formule suivante :

$$\pi = \Delta cRT$$

Où  $\pi$  est la pression osmotique,

$\Delta c$  est la différence de **concentration totale** en ions entre les deux solutions

$R$  est la constante universelle des gaz parfaits

$T$  est la température (en Kelvin)

- g) Calculer la pression osmotique agissant sur la membrane au début de cette expérience réalisée à 25°C.

La dissociation du  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  et du  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  donne 3 ions pour les sels contenant du calcium et du phosphore, et deux ions dans le cas du NaF. Donc, la différence de concentration globale d'ions entre les deux côtés de la membrane est:

$$\Delta c = 5 \cdot 10^{-3} \times 3 - (2 \cdot 10^{-3} + 3 \cdot 10^{-3} \times 3) = (15 - 2 - 9) \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad 4\text{pts}$$

$$\begin{aligned} \Pi = cRT &= 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \times 8.31 \times 298 = 9,79 \cdot 10^{-2} \text{ atm} && 2\text{pts} \\ &= 9920 \text{ Pa} \end{aligned}$$



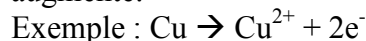
N° d'inscription :

## Problème III : Dosage eau de javel

3a	3b	3c	Total Problème III
4	5	7	16

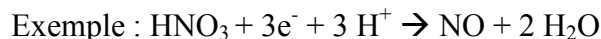
### Introduction théorique

Une réaction d'oxydation est une réaction au cours de laquelle un réactif cède (perd) un ou plusieurs électrons. Le nombre d'oxydation (ou étage d'oxydation) de celui-ci sera donc augmenté.



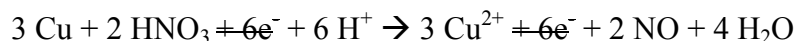
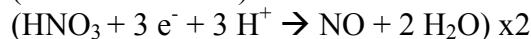
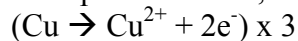
Ici, le cuivre passe du nombre d'oxydation 0 à +II.

Une réaction de réduction est une réaction au cours de laquelle un réactif capture (prend) un ou plusieurs électrons. Le nombre d'oxydation (ou degré d'oxydation, DO) de celui-ci sera donc diminué.



Ici, l'azote passe du nombre d'oxydation +V à +II.

Ces réactions vont toujours de pair pour former une réaction d'oxydoréduction. En partant des exemples ci-dessus, la réaction d'oxydoréduction est :



On soumet au dosage une solution D obtenue en diluant 25 cm<sup>3</sup> du produit commercial JAVEL - LA CROIX à 500 cm<sup>3</sup> avec de l'eau désionisée.

### Principe du dosage

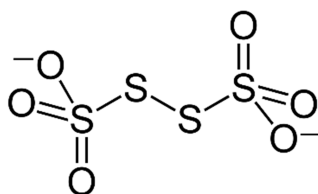
Le principe actif de l'eau de Javel est l'anion hypochlorite ClO<sup>-</sup>. Lors de sa réaction avec un excès d'iodure de potassium en milieu acide, l'anion hypochlorite est réduit en anion chlorure et il y a formation d'une quantité équivalente de diiode.

- a) Ecrire les équations d'oxydation, de réduction et l'équation rédox bilan de l'action de l'anion hypochlorite sur l'anion iodure en indiquant les nombres d'oxydation des atomes oxydés et réduits.

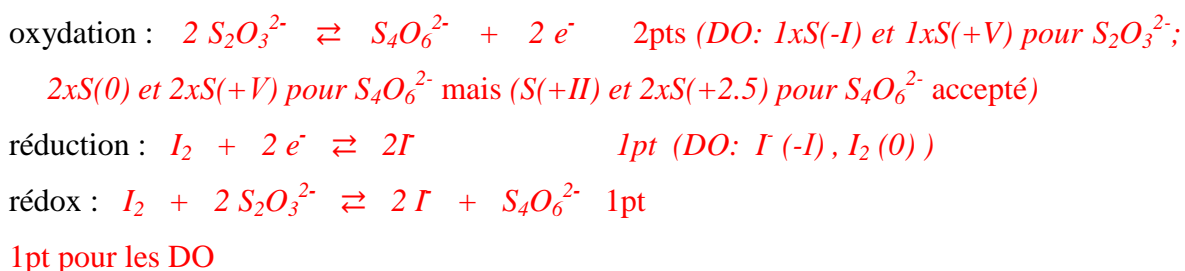


1pt pour les DO

La quantité de diiode formée est ensuite dosée par titrage avec une solution à  $5,00 \cdot 10^{-2}$  mol/L de thiosulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  qui réduit à nouveau le diiode en anion iodure. Le thiosulfate est lui oxydé en ion tétrathionate  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$  dont la structure est :

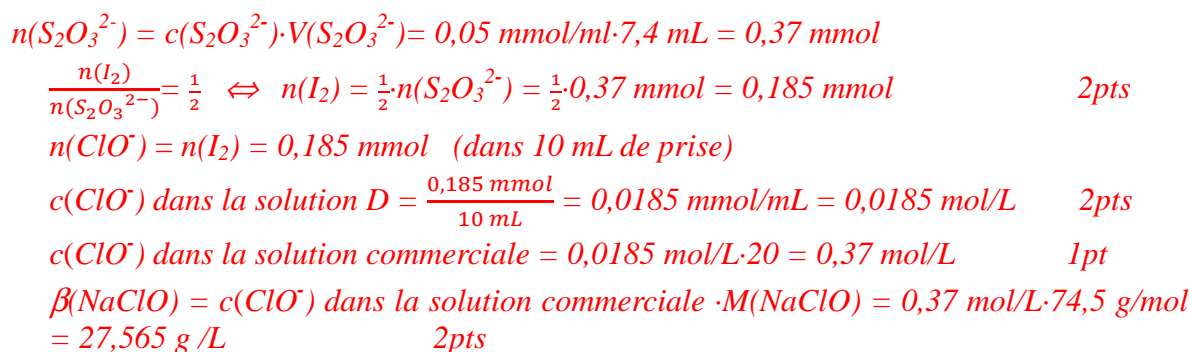


b) Ecrire les équations d'oxydation, de réduction et l'équation rédox bilan de l'action de l'anion thiosulfate sur le diiode en indiquant les degrés d'oxydation des atomes oxydés et réduits.



Le dosage de  $10,0 \text{ cm}^3$  de la solution D (eau de Javel LA CROIX diluée) mélangée à  $10,0 \text{ cm}^3$  d'une solution d'iodure de potassium à  $1,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L et  $10 \text{ cm}^3$  d'acide sulfurique à 1 mol/L a nécessité une consommation de  $7,4 \text{ cm}^3$  de thiosulfate de sodium à  $5,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

c) Calculer la teneur de la solution commerciale (non diluée) de l'eau de Javel LA CROIX en grammes d'hypochlorite de sodium par litre de solution.







N° d'inscription :

## Problème IV : Fonctions Organiques

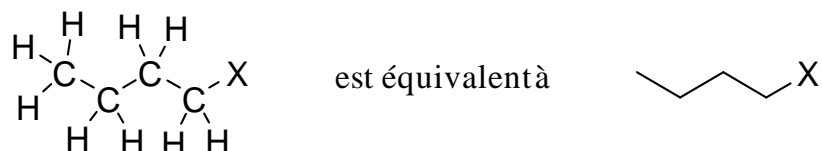
4a	4b	4c	4d	Total Problème IV
8	4	8	4	24

**Remarque : il n'est pas nécessaire d'avoir vu la chimie organique pour répondre à cette question. Les notions théoriques permettant de répondre aux sous-questions sont données dans l'énoncé.**

### Les dérivés halogénés

En chimie, un dérivé halogéné est un composé organique dont l'un des atomes de carbone est lié à un halogène X (F, Cl, Br ou I).

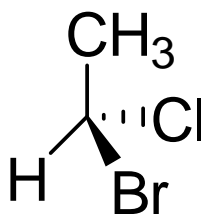
Noter que sous forme de squelette (topologique), tous les atomes d'hydrogène sont omis et les atomes de carbone sont représentés par des traits tels que :



### La chiralité

En chimie organique, un atome de carbone asymétrique (carbone chiral) est un carbone tétraédrique qui possède quatre substituants de natures différentes.

Exemple :

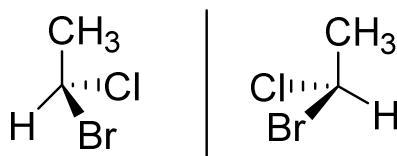


1-bromo-1-chloroéthane

Noter que le trait en gras indique que l'atome de brome pointe vers le lecteur et que le trait en pointillé indique que l'atome de chlore pointe vers l'arrière de la feuille.

Un carbone asymétrique confère à la molécule des propriétés optiques importantes : un pouvoir rotatoire. On dit alors qu'elle est optiquement active : elle fait tourner le plan de polarisation d'une lumière polarisée rectilignement.

La présence d'un carbone asymétrique dans une molécule entraîne l'existence de deux énantiomères qui sont deux composés non superposables et images l'un de l'autre dans un miroir. Si on reprend l'exemple ci-dessus, il existe donc deux énantiomères pour le 1-bromo-1-chloroéthane :

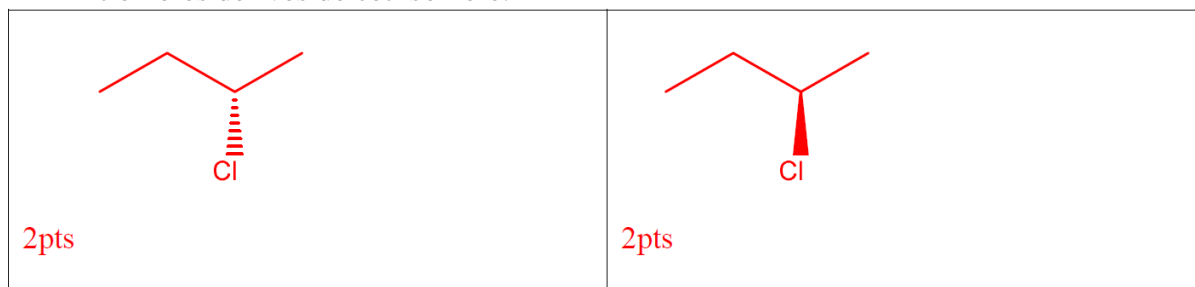


Miroir

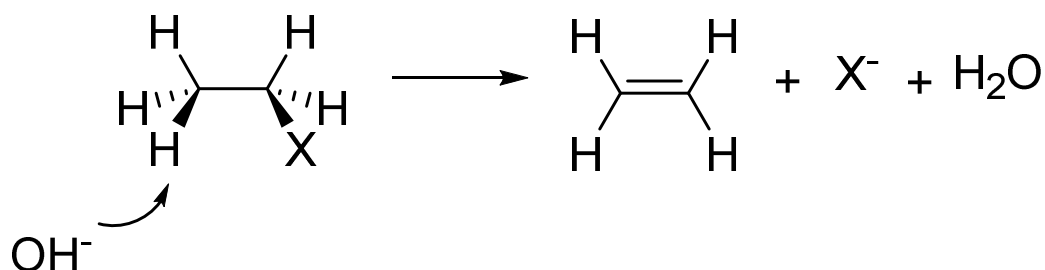
- a) Il existe 4 isomères possibles pour la formule brute  $C_4H_9Cl$ . Dessiner chacun des isomères possibles (A-D).

<p>A</p> <p>2pts</p>	<p>B</p> <p>2pts</p>
<p>C</p> <p>2pts</p>	<p>D</p> <p>2pts</p>



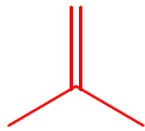
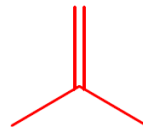
- b) Un de ces isomères comporte un carbone chiral. Identifier le et dessiner les deux énantiomères dérivés de cet isomère.



En chimie organique, une réaction d'élimination consiste à faire réagir un dérivé halogéné avec une base pour former une fonction alcène. Le carbone porteur de la fonction halogène et le carbone adjacent à celui-ci vont chacun perdre leur substituant pour libérer un  $H^+$  et un  $X^-$  selon la réaction suivante :



- c) Sachant que lors d'une réaction d'élimination, l'alcène obtenu sera toujours le plus substitué possible (c'est-à-dire le moins hydrogéné), dessiner le produit d'élimination (A'-D') obtenu pour chacun des 4 isomères de  $C_4H_9Cl$  une fois ceux-ci traités avec du KOH.

<p>A'</p>  <p>2pts</p>	<p>B'</p>  <p>2pts</p>
<p>C'</p>  <p>2pts</p>	<p>D'</p>  <p>2pts</p>

- d) Donner le nom de chacun des composés obtenus après élimination

<p>A'</p> <p>But-1-ène 2pts</p>	<p>B'</p> <p>Trans-but-2-ène (but-2-ène accepté) 2pts</p>
<p>C'</p> <p>2-méthylpropène 2pts</p>	<p>D'</p> <p>2-méthylpropène 2pts</p>