

TRAVAUX PRATIQUES
DE
CHIMIE DES EAUX NATURELLES

Licence 3- SVT -Parcours MER
2018-2019

Lafond A., Moutin T. & Lagadec V.

Quelques rappels:

- La présence est obligatoire à chaque journée de TP. Toute absence doit être justifiée.
- Les horaires de la séance du matin sont 8h00 – 12h00 (sous réserve de changement).
Les horaires de la séance de l'après-midi sont 13h00-17h00 (sous réserve de changement).
- Chaque compte rendu est noté.
- Le compte rendu doit être rendu à la fin de chaque séance.

TP n° I Caractéristiques globales d'une eau

Mesure du pH, de la résistivité (évaluation de la force ionique et des coefficients d'activité des ions mono, di et trivalents) et détermination du résidu sec

TP n° II Etude de l'équilibre calco-carbonique d'une eau de consommation

Détermination du Titre Alcalimétrique, du Titre Alcalimétrique Complet, de la concentration en calcium et étude de l'équilibre calcocarbonique.

TP n° III Dosage potentiométrique des ions chlorures

Dosage des chlorures et détermination du produit de solubilité du chlorure d'argent.

TP n° I

Caractéristiques globales d'une eau

Le but de ce TP est de réaliser la mesure du pH, la mesure de la résistivité et la détermination du résidu sec d'une eau minérale. On évaluera également la force ionique de cette eau et on en déduira les coefficients d'activité des ions mono, di et trivalents à cette force ionique.

1) Mesure du pH :

La mesure du pH permet de connaître le niveau d'acidité d'une eau, c'est à dire la concentration d'ions H_3O^+ présents en solution. Par définition, le pH est égal au cologarithme de l'activité des protons.

$$pH = - \log (H_3O^+)$$

Dans les eaux naturelles, le pH est principalement déterminé par la concentration en dioxyde de carbone dissous (CO_2, H_2O).

La mesure du pH d'une solution est réalisée par l'intermédiaire d'un montage potentiométrique à deux électrodes; une électrode de verre indicatrice de l'activité des ions H_3O^+ et une électrode de référence (c'est à dire qui possède un potentiel fixe comme l'électrode au calomel par exemple). Ces deux électrodes sont généralement couplées.

La différence de potentiel mesurée est liée à l'activité des ions H_3O^+ par la relation :

$$E = E_0 + 2,3RT/F \log (H_3O^+) = E_0 - k(T).pH$$

avec E° : potentiel standard du couple H^+/H_2

R : constante des gaz parfaits (J.K⁻¹)

T : température absolue (K)

F : Faraday = 96500 C

Remarques :

-Comme l'indique la précédente relation, le terme k varie avec la température de la solution. Pour un ion monovalent comme le proton, sa valeur par unité de pH est de 58,16 mV à 20 °C et de 57,16 à 25 °C. Il est donc indispensable de tenir compte de la température des échantillons.

-La ddp mesurée varie en fonction des électrodes et de l'état de leurs surfaces. Il est nécessaire de compenser ce décalage de potentiel (standardisation ou étalonnage). Cette opération est réalisée en mesurant le pH d'une solution étalon et en réglant une tension de correction appliquée au circuit de mesure de façon à afficher la valeur exacte du pH de la solution étalon.

-Il arrive souvent que la pente de réponse de l'électrode soit inférieure à celle attendue à la température de travail : certains pHmètres sont munis de correcteur de pente.

Solutions étalons :

Les solutions sont préparées à partir de sels commerciaux de pureté analytique. Ils doivent, à l'exception du borax, être séchés avant leur emploi une heure à l'étuve à 110 °C. Un des produits utilisés est le phtalate acide de potassium. On peut par exemple obtenir un litre de solution tampon de pH = 4 en dissolvant 10,21 g de ce produit dans un litre d'eau distillée bouillie.

Des solutions standards commercialisées sont généralement utilisées.

Echantillonnage :

Le pH des eaux, dont la composition risque de se modifier au contact de l'air, doit être mesuré de préférence *in situ*.

Mode opératoire :

Après avoir réalisé l'étalonnage du pHmètre (cf fascicule correspondant à votre pHmètre), mesurer le pH de l'eau à analyser. Entre chaque mesure, rincer soigneusement les électrodes à l'eau distillée.

Résultats :

Les résultats sont exprimés en unité pH à la température de 20 °C. le pH d'une eau potable doit se situer entre 7 et 8,5 selon les normes internationales. L'eau analysée peut-elle être destinée à la consommation humaine en ce qui concerne cette variable ?

2) Mesure de la conductivité et estimation de la force ionique et de la minéralisation globale d'une eau naturelle :

Le but de cette manipulation est de déterminer la conductivité électrique d'une eau. Ce résultat permet d'évaluer la teneur en sels dissous de l'eau examinée et sa force ionique.

La mesure de la conductivité est utilisée entre autre comme moyen pour tester la qualité d'une eau (par exemple pour la préparation d'eau ultra-pure), elle sert également à déterminer avec précision la salinité des eaux marines.

Principe de la mesure :

La dissolution d'un corps dans un solvant s'accompagne d'une dissociation plus ou moins importante des molécules en ions chargés électriquement. Lorsqu'on applique une différence de potentiel (U) entre deux électrodes plongeant dans la solution, on crée un champ électrique et les ions chargés se déplacent, chacun avec leur mobilité propre. Il en résulte la création d'un courant d'intensité I et on peut alors définir la résistance de la solution R, comme pour un conducteur métallique :

$$R = U/I$$

Cette résistance de la solution entre les deux électrodes est égale à :

$$R = \rho \frac{l}{S}$$

Résistance (Ω)

distance entre les deux électrodes (cm)

résistivité ($\Omega \cdot \text{cm}$)

surface des électrodes (cm^2)

La grandeur mesurée est la résistance mais les appareils récents fournissent également la conductance qui est l'inverse de la résistance. Ces grandeurs sont reliées linéairement aux concentrations des espèces ioniques en solution. La conductance s'exprime en ohm^{-1} ou Siemens (S).

La conductivité électrique χ d'une eau est définie comme la conductance γ d'une colonne d'eau comprise entre deux électrodes métalliques de 1 cm² de surface et séparées l'une de l'autre par 1 cm. Elle s'exprime le plus souvent en $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ puisqu'elle est l'inverse de la résistivité électrique.

$$\chi = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{R} * \frac{1}{S} = \gamma \cdot K_c$$

Diagram illustrating the relationship between conductivity (χ), resistivity (ρ), resistance (R), conductance (γ), and cell constant (K_c). The units are indicated as follows:

- χ : conductivité ($\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$)
- ρ : $\text{M}\Omega\cdot\text{cm}$
- R : $\text{M}\Omega$
- S : cm^2
- γ : Conductance (μS)
- K_c : constante de la cellule de mesure (cm^{-1})

La conductivité χ d'une solution pourra être calculée si on a déterminé la constante de la cellule de mesure.

Détermination de la constante de cellule K_c :

La constante de cellule est déterminée à l'aide d'une solution électrolytique de résistivité (ou conductivité connue), le plus souvent une solution titrée de chlorure de potassium. Bien que la résistivité varie avec la température, la mesure peut être réalisée à n'importe quelle température si celle-ci demeure fixe pendant toute l'expérience et si les résistivités des solutions étalons de KCl sont connues à cette température (Cf tables).

Température (°C)	[KCl] 0,1 M	[KCl] 0,02 M
15	95,98	446
16	93,67	436
17	91,46	426
18	89,36	417
19	87,44	408
20	85,43	400
21	83,59	392
22	81,83	384
23	80,14	376
24	78,52	369
25	77,05	362

Tableau 1 : Valeurs de la résistivité ($\Omega\cdot\text{cm}$) de solutions de KCl en fonction de la température

Mode opératoire :

Préparer un litre de solution étalon de chlorure de potassium 0,1 M et 0,02 M.

Rincer plusieurs fois la cellule de mesure à l'eau distillée puis avec la solution de KCl.

Plonger la cellule dans la solution en prenant soin qu'elle soit complètement immergée.

Mesurer la température au 1/10 de degré si possible et observer si elle demeure constante.

Lire la résistance ou la conductance sur l'appareil.

Calculer Kc à partir des données fournies par le tableau précédent. Indiquer dans votre compte-rendu l'électrode utilisée.

Détermination de la conductivité de l'eau à analyser :

Procéder comme précédemment. Faire la mesure. Calculer la résistivité de l'eau à examiner à la température de la mesure. Les résultats étant exprimés à 20 °C, calculer, à l'aide du tableau 2, la résistivité puis la conductivité à cette température.

° C	1/A	° C	1/A
15	0,890	15,5	0,901
16	0,912	16,5	0,923
17	0,984	17,5	0,945
18	0,956	18,5	0,967
19	0,978	19,5	0,989
20	1,000	20,5	1,011
21	1,022	21,5	1,033
22	1,044	22,5	1,055
23	1,066	23,5	1,077
24	1,088	24,5	1,099
25	1,110	25,5	1,121

Tableau n° 2. Valeurs du facteur permettant de calculer la résistivité à 20 ° C
($\rho_{20^{\circ}\text{C}} = \rho_t/A$)

Estimation de la minéralisation globale de l'eau à analyser :

Estimer la minéralisation globale de votre eau à partir de la valeur de sa conductivité comme l'indique le tableau 3.

Conductivité μS.cm-1	Minéralisation mg.l-1
$\chi < 50$	$1,365079.\chi$
$50 < \chi < 166$	$0,947658.\chi$
$166 < \chi < 333$	$0,769574.\chi$
$333 < \chi < 833$	$0,715920.\chi$
$833 < \chi < 10\ 000$	$0,758544.\chi$
$\chi > 10\ 000$	$0,850432.\chi$

Tableau n° 3. Valeurs du facteur permettant d'évaluer la minéralisation globale d'une eau à partir de la conductivité à 20 °C.

Evaluation de la force ionique :

L'activité d'un ion (a_i) est reliée à la concentration (C_i) par le coefficient d'activité (γ_i). Ce coefficient dépend de la charge (z_i) de l'ion considéré, de la concentration, de la charge de tous les ions en solution (et de la nature de l'ion en milieu très concentré).

Nous avons: $a_i = \gamma_i C_i$ et $I = \frac{1}{2} \sum_i z_i^2 C_i$ (I: force ionique)

Selon Davies (1964), nous pouvons estimer les coefficients d'activité ainsi:

$$\text{Log} \gamma_i = -A z_i^2 f(I) \quad \text{avec} \quad f(I) = \frac{I^{0.5}}{1 + I^{0.5}} - 0.3I$$

A est une constante qui varie légèrement avec la température. Dans la suite des calculs, la constante A est prise égale à 0,5.

D'après Talbot et al. (1990), la force ionique des eaux douces naturelles peut être estimée en considérant la formule suivante :

$$I (M) = (0,0021 + 0.0148.X_{25}).10^{-3} \quad \text{où } X_{25} \text{ est la conductivité à } 25 \text{ °C en } \mu\text{S.cm}^{-1}$$

Evaluer la force ionique de votre eau et calculer les coefficients d'activité des ions mono, di et trivalents à cette force ionique.

3) Détermination du résidu sec :

Généralement, on détermine le résidu sec à 110 °C et le résidu fixe à 525 °C, la différence correspondant approximativement à la teneur en substances organiques, c'est à dire à ce que l'on appelle perte au feu. Le résidu fixe ou calciné correspond aux substances minérales.

Mode opératoire pour la détermination du résidu sec :

Mesurer précisément 50 ml d'eau à l'aide d'une pipette 2 traits puis évaporer progressivement cette eau, dans un bécher taré, au bain marie avec de l'eau déionisée.

Après évaporation totale de l'eau, porter le bécher taré à l'étuve à 110 °C pendant une heure. Laisser refroidir dans un dessiccateur pendant un quart d'heure. Peser rapidement après sortie du dessiccateur pour éviter toute absorption d'humidité. (NB : pour obtenir une meilleure précision, il faut augmenter le volume de la prise d'essai au départ).

Expression des résultats :

Déterminer le poids du résidu sec d'un litre d'eau en mg.l⁻¹. Comparer la valeur obtenue à celle déterminée à partir de la mesure de conductivité.

TP n° II

Etude de l'équilibre calco-carbonique d'une eau de consommation

Le but de ce TP est de déterminer le Titre Alcalimétrique, le Titre Alcalimétrique Complet, et de doser le calcium d'une eau de consommation afin d'aborder en TD l'étude de l'équilibre calcocarbonique.

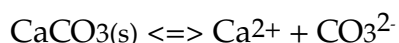
introduction :

Le CO₂ occupe un rôle central dans les cycles géochimiques. Bien qu'il ne représente qu'un tout petit réservoir dans l'atmosphère, il joue un rôle primordial dans la biosphère (assimilation de CO₂ au cours de la photosynthèse, régénération par l'activité microbienne) et dans de nombreux processus géochimiques de dissolution de roches et de formation de minéraux.

Dans les eaux naturelles, le carbone minéral dissous (CID : carbone inorganique dissous) se répartit en CO₂ libre et en CO₂ combiné (CO₂ des bicarbonates et des carbonates).

$$\text{DIC} = [\text{H}_2\text{CO}_3^*] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}]$$

Ces composés participent à l'équilibre calcocarbonique suivant :



Si $(\text{Ca}^{2+})(\text{CO}_3^{2-}) > K_{\text{so}}$: la réaction est déplacée vers la gauche, il y a précipitation de carbonate de calcium

Si $(\text{Ca}^{2+})(\text{CO}_3^{2-}) < K_{\text{so}}$: la réaction est déplacée vers la droite, il y a dissolution de carbonate de calcium.

1) Détermination du T.A. et du T.A.C. :

les titres alcalimétriques (simple et complet) d'une solution sont déterminés à partir de la neutralisation de cette solution par l'acide chlorhydrique. Ce dosage correspond à la formation de H₂CO₃^{*}.

$$\text{T.A.} = [\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{2-}] \text{ (premier point équivalent)}$$

$$\text{T.A.C.} = [\text{OH}^-] + 2[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] \text{ (deuxième point équivalent)}$$

Le T.A. et le T.A.C. s'exprimaient en milliéquivalent par litre ou en degré français (1°f correspondant à 0,2 meq.l⁻¹). Il est préférable de les exprimer en mol l⁻¹.

Mode opératoire :

Prélever à la pipette 50 ml de l'eau à doser et les placer dans un bécher. Ajouter 3 gouttes de phénolphtaléine.

Faire le dosage de l'eau par une solution d'acide chlorhydrique 0,020 M (préparer à partir de la solution 0,1 M disponible) jusqu'au virage à l'incolore de la phénolphtaléine, puis, après addition de 3 gouttes d'Hélianthine, jusqu'au virage au rose de cet indicateur.

Ecrire les réactions qui interviennent lors de la détermination du TA et du TAC. Exprimer les résultats en mM, en mg.l⁻¹ (HCO₃), en meq.l⁻¹ et en degré français.

Remarque : si avant toute addition d'acide, la phénolphtaléine reste incolore, alors le TA est nul (il n'y a pas de "bases fortes" dans l'eau). Ajouter avant de commencer le titrage, 3 gouttes d'Hélianthine.

Réactif :

-Acide chlorhydrique 0,1 M

-Phénolphtaléine : solution hydroalcoolique (50-50) de phénolphtaléine à 0,5% (en poids).

-Hélianthine (= méthyl orange) : solution à 0,5 % (en poids).

2) Dosage complexométrique du calcium :

Le dosage du calcium peut être réalisé de différentes manières (complexométrie, absorption atomique...). Nous allons utiliser la méthode complexométrique à l'E.D.T.A. qui fait l'objet de la norme NFT 90 016.

Principe :

Le principe du dosage est de complexer les ions calcium avec l'EDTA (acide éthylène diamine tétraacétique). On utilise comme indicateur coloré le calcon qui forme un complexe rouge avec le calcium. Lors du dosage, les ions calcium réagissent avec l'EDTA; d'abord les ions libres puis ceux combinés avec l'indicateur qui vire alors de la couleur rouge à la couleur bleu clair.

On se place à un pH compris entre 12 et 13 pour précipiter le magnésium sous forme d'hydroxyde et éviter ainsi qu'il soit pris en compte dans le dosage.

Réactifs :

*-Hydroxyde de sodium 2M : dissoudre environ 8 g d'hydroxyde de sodium dans 100 ml d'eau fraîchement distillée. Conserver dans une bouteille en polyéthylène.

*-EDTA solution titrée de Na₂EDTA 0,01 M : dissoudre 3,725 g de sel disodique de l'acide éthylènediaminetétraacétique (C₁₀H₁₄N₂O₈Na₂·2H₂O) dans de l'eau et compléter à 1000 ml dans une fiole jaugée.

Conserver la solution d'EDTA dans une bouteille en polyéthylène.

*-Calcon : mélanger soigneusement 0,2 g d'acide calcone carboxylique (C₂₁H₁₄N₂O₇S·3H₂O) et 100 g de chlorure de sodium.

Note : cet indicateur est également désigné HSN. Un autre indicateur utilisé pour le dosage du calcium est la calcéine (C₃₀H₂₆N₂O₁₃).

Mode opératoire :

A l'aide d'une pipette, introduire 50 ml de l'échantillon dans un Erlen-Meyer de 250 ml. Ajouter 2 ml de la solution d'hydroxyde de sodium (2M) et quelques cristaux de l'indicateur acide calcone carboxylique. Dans le cas où le pH reste inférieur à 12, ajouter la

quantité de solution d'hydroxyde de sodium nécessaire pour amener le pH entre 12 et 13 (vérifier avec du papier pH).

Mélanger et doser immédiatement. Ajouter la solution d'EDTA tout en continuant à mélanger. Verser lentement en fin de dosage. Le virage est atteint lorsque la couleur devient nettement bleue. La couleur ne doit plus changer avec l'ajout d'une goutte supplémentaire de la solution d'EDTA.

Expression des résultats :

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1000.40,08.V1.c/V2 \text{ (mg.l}^{-1}\text{)}$$

V1 : volume de la solution d'EDTA utilisé pour le dosage (ml).

V2 : volume d'échantillon dosé (ml)

c : concentration de la solution d'EDTA (M)

Réaliser trois dosages. Exprimer les résultats en mg.l^{-1} et en mM. Calculer la moyenne et l'intervalle de confiance en prenant un risque $\alpha=5\%$. Exprimer le résultat de la manière suivante :

$$\text{exemple : } [\text{Ca}^{2+}] = 10,3 \pm 0,5 \text{ mg.l}^{-1}$$

Remarque : les échantillons dont la concentration en calcium est supérieure à 100 mg.l^{-1} doivent être dilués avant le dosage. Il faut alors tenir compte de la dilution dans le calcul des concentrations !

Question : Votre eau est-elle en équilibre par rapport à la calcite ?

TP n° III

Dosage potentiométrique de l'ion chlorure

Le but de ce TP est de doser l'ion chlorure et de déterminer le produit de solubilité du chlorure d'argent.

Introduction :

Le dosage de l'ion chlorure par argentimétrie est classiquement utilisé (principe de la méthode de Knudsen pour déterminer la salinité des eaux de mer). Cette concentration est de l'ordre de quelques mg.l⁻¹ dans les eaux naturelles de surface alors qu'elle est de l'ordre de 20 g.l⁻¹ (Cl) dans les eaux marines.

Principe :

Pour effectuer le dosage potentiométrique des halogénures (Cl⁻, Br⁻ ou I⁻) par les ions Ag⁺, on utilise un millivoltmètre, une électrode d'argent et une électrode de référence (si l'électrode de référence contient des ions chlorures, il faut la munir d'une allonge contenant du nitrate de potassium afin de l'isoler chimiquement de la solution à doser).

L'argent (sous forme de Ag⁺ et de AgCl précipité) est présent dans la solution dès que le titrage est commencé. L'ensemble électrode d'argent/solution constitue ainsi une demi-pile dont le potentiel est donné par l'équation de Nernst appliquée au couple Ag⁺/Ag :

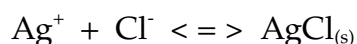
$$E = E^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0,06 \cdot \text{Log} (\text{Ag}^+) \quad (1)$$

$$E^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V/Électrode Normale Hydrogène}$$

Le potentiel dépend de l'activité des ions Ag⁺ de la solution. Par souci de simplification, nous confondrons activité et concentration par la suite.

La mesure du potentiel permet donc de suivre le titrage de l'halogénure par addition de nitrate d'argent. Le tracé de la courbe $E = f(V_{\text{AgNO}_3})$ permet de déterminer le point équivalent du dosage (V_{PE} ; E_{PE}).

La réaction de précipitation est la suivante :



Le produit de solubilité du chlorure d'argent s'écrit donc :

$$K_s = [\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-] \quad (2)$$

Lorsqu'il a été ajouté autant d'ions Ag^+ qu'il y avait d'ions Cl^- , il ne reste en solution quasiment plus d' Ag^+ (I) ni de Cl^- (-I). Toutefois, il en reste des traces et on peut écrire $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$. A cette condition, les équations (1) et (2) deviennent :

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2$$

$$E_{PE} = E^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0,03 \cdot \text{Log } K_s$$

E_{PE} est la valeur du potentiel au point équivalent du titrage. Cette valeur est relevée sur la courbe $E = f(V_{\text{AgNO}_3})$ obtenue au cours du titrage. On obtient ainsi :

$$\text{Log } K_s = (E_{PE} - E^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}) / 0,03$$

Manipulation :

A l'aide d'une pipette de 5 ml (2 traits), placer dans le vase à titration 5 ml de l'eau à doser et ajouter environ 20 ml d'eau distillée.

Relier l'électrode combinée (électrode d'argent + électrode de référence) au millivoltmètre et mettre ce dernier sous tension.

Mettre un barreau aimanté dans le vase à titration et brancher l'agitateur magnétique. Choisir une vitesse de rotation telle que le barreau aimanté ne heurte pas l'électrode.

Faire le dosage de la solution en ajoutant le nitrate d'argent à l'aide d'une burette à piston par fractions de 0,1 ml autour du point équivalent (brusque croissance de la valeur du potentiel).

Noter le potentiel après chaque ajout de réactif.

Faire des additions de réactif après le saut de potentiel jusqu'à ce que l'excès de réactif ajouté soit sensiblement égal au volume nécessaire pour atteindre le point équivalent.

Relever sur la courbe le potentiel $E_{P.E.}$ et le volume $V_{P.E.}$ du point équivalent et les indiquer dans le compte rendu.

Remarque : Le potentiel $E_{P.E.}$ est mesuré par rapport à une électrode de référence AgCl/Ag.

Expression des résultats :

Calculer la concentration en chlorure de l'eau à doser (en mol l⁻¹ et en g l⁻¹). En appliquant la relation (3), calculer le produit de solubilité du chlorure d'argent. Vérifier que la valeur obtenue est proche de la valeur donnée dans le Handbook of Chemistry and Physics.

ANNEXES

Calcul des intervalles de confiance :

Considérons une variable ayant une distribution normale, ce qui est généralement le cas en chimie analytique. Considérons également que la moyenne de plusieurs résultats tend vers la valeur vraie : c'est à dire qu'il n'y a pas d'erreur systématique (comme par exemple, la dérive d'un appareil de mesure qui entraînerait systématiquement une sous- ou une sur-estimation de la moyenne des résultats par rapport à la valeur vraie). On peut alors calculer l'intervalle de confiance autour de cette valeur moyenne.

Pour un nombre d'échantillons (N) inférieur à 30, l'intervalle de confiance est égal à

$$\bar{x} \pm tSm$$

avec :

t donné par la table de Student pour $\nu = N - 1$ degrés de liberté

et

$$S = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N (x_i - \bar{x})^2}{N-1}} \quad \text{et} \quad Sm = \frac{S}{\sqrt{N}}$$

Tableau des indicateurs usuels de pH :

Nom usuel	Conc. %	Couleur		Zone de virage	
		Acide	Basique	pH	pK'ind
Jaune de Méthanile	0,1 alc.	rouge	jaune	1,2-2,3	
Bleu de Thymol (acide)	"	"	"	1,2-2,8	1,7
Jaune de méthyle	"	"	"	2,9-4,0	3,3
Méthylorange ou Hélianthine	0,1 eau	"	jaune orange	3,1-4,4	3,7
Bleu de Bromophénol	"	jaune	bleu	3,0-4,6	4,1
Rouge Congo	"	violet	rouge	3,0-5,0	3,7
Vert de Bromocrésol	0,1 alc.	jaune	bleu	3,8-5,4	4,7
Rouge de méthyle	0,2 alc.	rouge	jaune	4,2-6,2	5,0
Rouge de chlorophénol	0,1 alc.	jaune	rouge	4,8-6,4	6,1
Rouge de bromophénol	"	"	"	5,2-6,8	6,1
Pourpre de bromocrésol	"	"	pourpre	5,2-6,8	6,1
Bleu de bromothymol	"	"	bleu	6,0-7,6	7,1
Rouge de phénol	"	"	rouge	6,8-8,4	7,8
Rouge neutre	"	rouge	orange	6,8-8,0	7,1
Rouge de crésol	"	jaune	rouge	7,2-8,8	8,2
α -naphtholaléine	"	"	bleu	7,3-8,7	8,4
Bleu de Thymol (basique)	"	"	"	8,0-9,6	8,9
Phénolphtaléine	"	incolore	rouge	8,0-9,9	9,6
Thymolphtaléine	"	"	bleu	9,3-10,5	9,3
Bleu de Nil	0,1 eau	bleu	rouge	10,1-11,1	

Conseils pour la rédaction des comptes-rendus :

Les comptes-rendus doivent être succints (une feuille double maximum). Il ne doivent renfermer que les données indispensables pour vérifier les résultats et permettre la compréhension de la manipulation.

Dans ce but, toutes les réactions chimiques mises en jeu au cours des titrages ainsi que les résultats expérimentaux doivent être indiqués très clairement. L'utilisation de schémas et de tableaux synthétiques est très recommandée.

En ce qui concerne les résultats, il est essentiel :

- de préciser à quoi ils se rapportent (quelle eau,...)
- de préciser les unités choisies (M, g.l⁻¹,...)
- de calculer les intervalles de confiance quand vous faites plus de 2 répliqués.
- de ne présenter que des décimales ayant une signification par rapport à la précision de la méthode employée.