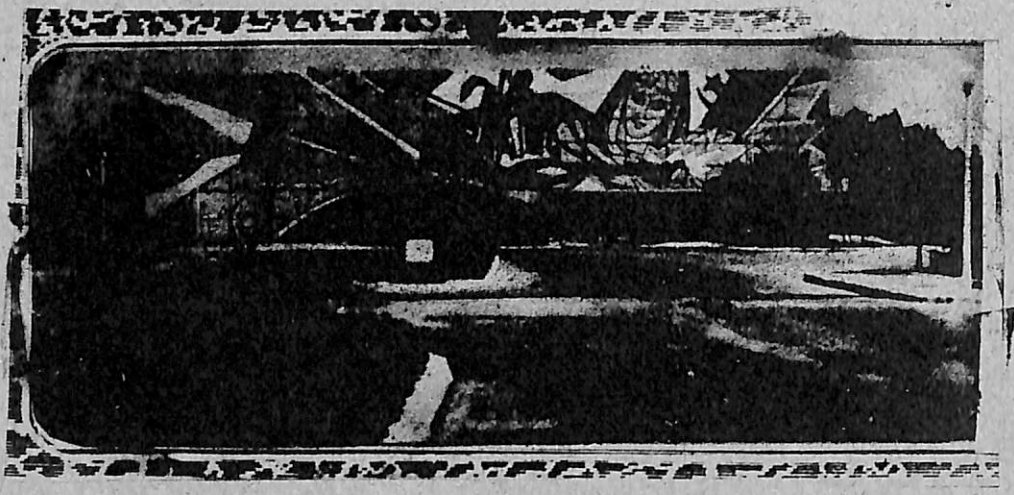
المعهد الوطني للوقـــود و الكيمياء

INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES

ET DE LA CHIMIE



CHIMIE
des FLUIDES de FORAGE
TRAVAUX PRATIQUES

ALGERIE 1986 BOUMERDES

I N S T I T U T N A T I O N A L D E S H Y D R O C A R B U R E S

E T D E L A C H I M I E

C H A I R E D E C H I M I E A P P L I Q U E E

C H I M I E D E S F L U I D E S D E F O R A G E.

T R A V A U X P R A T I Q U E S

P A R

S E V A S T I A N O V V. N.

A L G E R I E 1986

B O U M E R D E S

C H I M I E D E S F L U I D E S D E F O R A G E

T R A V A U X P R A T I Q U E S

p a r

S E V A S T I A N O V V.N., maitre de conference

1986. Imprimerie de l'institut national des hydrocarbures et de la chimie.

Ateliers de l'INH.

ALGERIE
BOUMERDES TIRAGE ex.

Ce livre est destiné exclusivement aux étudiant de l'Institut des Hydrocarbures et de la chimie de Boumerdès et ne peut etre ni vendu, ni échangé.

INTRODUCTION

Le cours de la chimie des fluides de forage represente une base théorique des processus de la preparation, du traitement chimique, du fonctionnement et du contrôle des caractéristiques physico-chimiques des fluides de forage. L'assimilation du cours théorique est étroitement liée avec la réalisation des travaux pratiques permettant d'ameliorer les conaissances théoriques et d'étudier experimentalement les propriétés physico-chimiques des fluides de forage.

Ce recueil des travaux pratiques est destiné aux ingénieurs de la spécialité IF et correspond au programme du cours "Chimie des fluides de forage et des laitiers de ciment". Les travaux pratiques abordent les sujets tels que: tension superficielle, adsorption, coagulation, potentiel électrocinétique, teneur en contaminants.

Chaque travail pratique comprend des parties suivantes: introductoin théorique, déscription du dispositif, mode opératoire traitement des résultats. Le compte-rendu du travail pratique doit contenir les partie enumérées ci-dessus sous forme abrégée. La construction des graphiques doit se faire sur le papier millimétrique. En autre, chaque compte-rendu doit s'achever aussi par une conclusion, qui résume les résultats obtenus et donne une apprécіation du travail pratique exécuté.

Auteur

CARACTERISTIQUES CHIMIQUES DES BOUES DE FORAGE.

TRAVAIL PRATIQUE N° 1.

Recherche qualitative des ions.

But du travail: l'étude de l'analyse qualitative des électrolytes divers dans le filtrat.

1. Préface.

Les boues de forage sont les systèmes hétérogènes multicomposants. La composition du filtrat des boues de forage dépend tout d'abord du nombre et de la nature des additifs ajoutés (la soude NaOH, la chaux $Ca(OH)_2$, le carbonate de sodium Na_2CO_3 , le bicarbonate de sodium $NaHCO_3$, tetraphosphate de sodium $Na_6P_4O_{13}$, hexamétaphosphate de sodium $[NaPO_3]_6$, divers produits tels que e les amincissants, les inhibiteurs de corrosion etc. D'autre part, la teneur du filtrat en électrolytes peut varier sous l'action des contaminants provenant des terrains forés. Donc, il est necéssaire de connaître la composition qualitative et quantitative du filtrat afin de contrôler et maintenir les propriétès optimales des boues de forage.

2. Partie expérimentale.

2.1. Réactifs nécessaires:

a) Solution de $BaCl_2$ à 10%.
b) Solution de phenolphtaléine.
c) Solution de $AgNO_3$ à N/1.
d) Solution de HCl N/1.
e) Solution de NH_4Cl à 10%.
f) Solution de NH_4OH concentrée.
g) Solution de $(NH_4)_2C_2O_4$.
h) Solution de l'acide picrique à 10%.
i) Solution de l'acétate de plomb à 10%.
j) E au distillée privée de CO_2 par ébullition.

2.2. Mode opératoire.

Pour déceler les ions divers on utilise les manipulations suivantes.

① - OH^-.

Prélever 1 ÷ 2 cm^3 de filtrat à l'aide d'une pipette et le verser dans un tube à essai propre. Ajouter quelques cm^3 d'eau distillée et quelques gouttes de phénolphtaléine. Si aucune coloration n'apparaît le filtrat ne contient pas d'ions OH^-.

Si une coloration rose se manifeste on ajoute 1 cm^3 environ de $BaCl_2$ à 10% et on chauffe à ébullition.

Si le filtrat se décolore, il n'y a pas d'ions OH^-.

Si le filtrat reste coloré, il y a des ions OH^-.

② Cl^-

1. Prélever 1 ÷ 2 cm^3 de filtrat et le verser dans un tube à essai propre.

2. Ajouter quelques cm^3 d'eau distillée et quelques gouttes de HNO_3.

3. Ajouter 1 ÷ 2 cm^3 de $AgNO_3$ N/1. L'apparition d'un précipité blanchâtre révèle la présence de Cl^-.

$$Cl^- + Ag^+ = \underline{AgCl}\downarrow$$

③ Ca^{++}

1. Prélever 1 ÷ 2 cm^3 de filtrat dans un tube à essai. Ajouter dans l'ordre: quelques cm^3 d'eau distillée quelques gouttes de HCl N/1, 1 ÷ 2 cm^3 de NH_4Cl à 10% (pour éviter la coprécipitation du Mg^{++}), 1 cm^3 environ de NH_4OH et 1 ÷ 2 cm^3 d'axalate d'ammonium $(NH_4)_2C_2O_4$.

$$Ca^{++} + (NH_4)_2C_2O_4 = \underline{CaC_2O_4}\downarrow + 2NH_4^+$$

L'apparition du précipité blanchâtre révèle la présence de Ca^{++}.

④. SO_4^{2-}

1) Prélever 1 - 2 cm^3 de filtrat et verser dans un tube à essai propre.

2) Ajouter quelques cm^3 d'eau distillée, puis quelques gouttes de HCl N/1. (Pour évitèr la réaction:

$$Na_2CO_3 + BaCl_2 = \underline{BaCO_3}\downarrow + 2NaCl$$

3) Ajouter 1 - 2 cm^3 de $BaCl_2$ à 10%.

$$Ba^{++} + SO_4^{2-} = \underline{BaSO_4}\downarrow$$

L'apparition du précipité blanchâtre rélève la présence de SO_4^{2-}.

⑤. K^+

1) Prélever 1 - 2 cm^3 de filtrat et verser dans un tube à essai propre.

2) Ajouter 1 - 2 cm^3 d'acide picrique à 10%.
L'apparition du précipité sous forme d'aiguille jaunâtres rélève la présence de K^+.

6. H_2S.

1. Plonger une bandelette de papier dans la solution de l'acétate de plomb $Pb(Ar)_2$.

2. Poser cette bandelette de papier sur la boue de forage à essai. Le papier sera noirci en présence d'H_2S

$$Pb^{++} + S^{2-} \text{ ---- } \underline{PbS}\downarrow$$

noire.

CARACTERISTIQUES CHIMIQUES DES BOUES DE FORAGE. RECHERCHE QUANTITATIVE DES IONS.

TRAVAIL PRATIQUE N° 2.

MESURE DE L'ALCOLINITE DU FILTRAT.

But du travail: l'étude expérimentale des méthodes de mesure du pH des boues de forage.

Partie théorique.

L'eau pure est très faiblement ionisée en ions H^+ et OH^- selon l'équation

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

On peut traduire cet équilibre en appliquant la loi d'action de masse

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} \qquad (1)$$

La constante d'ionisation ne dépend que de la température. Comme la concentration des molécules d'eau est pratiquement constante et la quantité d'eau dissociée est extrêmement faible, on peut inscrire

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O] = P_{H_2O} \qquad (2)$$

P_{H_2O} représente une constante qui est appellée produit ionique de l'eau.

On a dans l'eau pure et dans les solutions neutres:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \qquad (3)$$

$$P_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \qquad (4)$$

Donc, il est possible de dégager 3 cas possibles suivant le rapport entre H^+ et OH^- .

1) $[H^+] = 10^{-7}$ - milieu neutre
2) $[H^+] > 10^{-7}$ - milieu acide
3) $[H^+] < 10^{-7}$ - milieu basique

Il est plus avantageux d'utiliser le logarithme négative de la concentration des ion $[H^+]$ pour caractériser soit l'alcalinité, soit l'acidité des solutions.

$$pH = -lg[H^+] = -lg[a_{H^+}]$$

Maintenant la classification des solutions suivant l'indice du pH se traduit par les relations suivantes :

$pH = 7$ - milieu neutre

$pH < 7$ - milieu acide

$pH > 7$ - milieu basique

La grandeur du pH constitue l'une des caractéristiques les plus importantes des boues de forage. L'explication de ce phénomène est suivante: les particules argileuses sont ionisées grâce à l'interaction superficielle avec de l'eau. On peut représenter ce processus d'une manière simplifiée.

$$Arg - OH \rightleftharpoons ArgO^- + H^+$$

Chaque particule argileuse devient chargée négativement et les molécules d'eau s'attirent à cette particule en formant une couche d'hydratation. Cette dernière conditionne la stabilité du système dispersif. Plus fortement est hydratée la particule plus elevée est la stabilité de suspension argileuse. Le dégré d'hydratation augmente avec l'élevation du dégré de dissociation, qui à son tour est maximal du milieu basique, lorsque les ions H^+

de particule argileuse sont substitués au Na^+ . D'où découle la conclusion suivante: pH ou plus précisement l'alcalinité détermine la stabilité des boues de forage. Autrement dit, il y a intérêt à maintenir une valeur de pH des boues de forage correspondante à la stabilité maximale.
Il est aussi important de connaître le pH d'une boue de forage pour les raisons suivantes:

a) Certains traitements chimiques ne peuvent être efficaces que dans une gamme donnée de pH (cas du carbonate de baryum $BaCO_3$ qui ne pourra lutter efficacement contre la contamination par le gypse ou l'anhydryte ($CaSO_4$) que dans des valeurs de pH comprises entre 9,2 et 9,5.

b) L'amidon fermente en boue douce ne contenant pas d'anti-ferments si le pH est inférieur à 12.

c) L'amidon s'hydrolyse en boue salée saturée si le pH est inférieur à 7.

d) La dispersion des argiles est une fonction croissante de l'augmentation du pH mais l'efficacité des fluidifiants organiques est accrue lorsque l'on augmente le pH. Dans ce cas, il faut trouver un compromis situé généralement vers pH 10.

La tendance actuelle consiste à travailler avec des pH compris entre 7 et 10.

On exerce en pratique la mesure de l'alcalinité du filtrat des boues de forage. La présence des ions carbonate CO_3^{2-} , bicarbonate HCO_3^- ou hydroxyde OH^- détermine l'alcalinité ($pH > 7$) du filtrat. Les silicates, les phosphates, les aluminates et les bases organiques peuvent y contribuer mais à moindre degré.

Il est d'usage d'exprimer l'alcalinité du filtrat à l'aide de deux indices principaux: P_f et M_f.

Alcalinité P_f est le nombre représentant le volume de solution d'acide sulfurique H_2SO_4 N/50 à ajouter à 1 cm^3 de filtrat pour neutraliser les ions OH^- et transformer les ions CO_3^{2-} en ions CO_3H^+ .

La fin de la neutralisation se caractérise par pH= 8,3 et peut être déterminée en présence la phénolphtaléine, d'un indicateur coloré dont le virage du rose à l'incoloré se passe justement à pH = 8,3.

Alcalinité M_f est le nombre représentant le volume de solution d'acide sulfurique N/50 à ajoutér a 1 cm^3 de filtrat pour neutraliser les ions HCO_3^- . Cette neutralisation correspond à un pH de 4,3, qui se détermine à l'aide du méthylorange qui vire du jaune à l'orange.

Il est possible aussi de trouver P_f et M_f par des mesures du pH-mètre (voit "Partie experimentale").

On peut trouver dans le filtrat: OH^- seul, CO_3^{2-} seul, HCO_3^- seul, ou bien des mélanges binaire $OH^- + CO_3^{2-}$; $CO_3^{22} + HCO_3^-$.

Un mélange des ions $OH^- + HCO_3^-$ ne peut jamais exister, car se passe une réaction chimique entre eux:

$$OH^- + HCO_3^- \longrightarrow HCO_3^- + H_2O$$

L'analyse des résultats de mesure n'est pas toujouers facile et bien clair. Notemment, l'emploi des boues aux lignosulfates a permis de constater que les ions SO_3^{2-} et SO_3H^- apportés par ces dérives ligneux interfèrent dans le dosage et faussent totalement l'interpretation. L'interpretation des résultats se fait d'après le schéma suivant:

Schéma 1

1) Si $P_f = 0$, il n'y a que des ions HCO_3^- dans le filtrat,
2) Si $P_f = M_f$, il n'y a que des ions OH^-.
3) Si $2xP_f = M_f$, il n'y a que des ions CO_3^{2-} .
4) Si $2xP_f > M_f$, il y a présence d'OH^- et CO_3^{2-}.
5) Si $2xP_f < M_f$, il y a présence de CO_3^{2-} et HCO_3^- .

Partie experimentale

(I). Mesure des alcalinité P_f et M_f à l'aide des indicateurs colorés.

A. Alcalinité P_f du filtrat

1. On prélève 1 cm^3 de filtrat (suivre les indications du professeur) et on le verse dans une fiole à 50 ml.

2. On y ajoute 20 cm^3 d'eau distillée et 2 ou 3 gouttes de phénolphtaléine.

3. Si la couler du filtrat ne change pas on a $P_f = 0$.

4. Si la couler du filtrat devient rose, on doit couler goutte à goutte la solution de H_2SO_4 N/50 à l'aide d'une burette jusqu'a décoloration sous agitation de la fiole à la main.

5. On fixe P_f qui est le nombre de centimètres cubes d'acide N/50.

B. Alcalinité M_f.

1. On ajoute dans l'exhantillon précédent 2 + 3 gouttes de méthylorange, ce qui colore le filtrat en jaune.

2. On fait couler goutte à goutte sous l'agitation le H_2SO_4 N/50 jusqu'à virage du jaune à l'orange.

3. M_f est le nombre total de centimètres cubes d'acide N/50 utilisé dans les deux opérations de décoloration.

4. On fait l'interprétation des résultats d'après le schéma 1.

(II). Mesure de l'alcalinité P_f et M_f à l'aide du pH-métre (méthode électrométrique).

A. Description de la méthode.

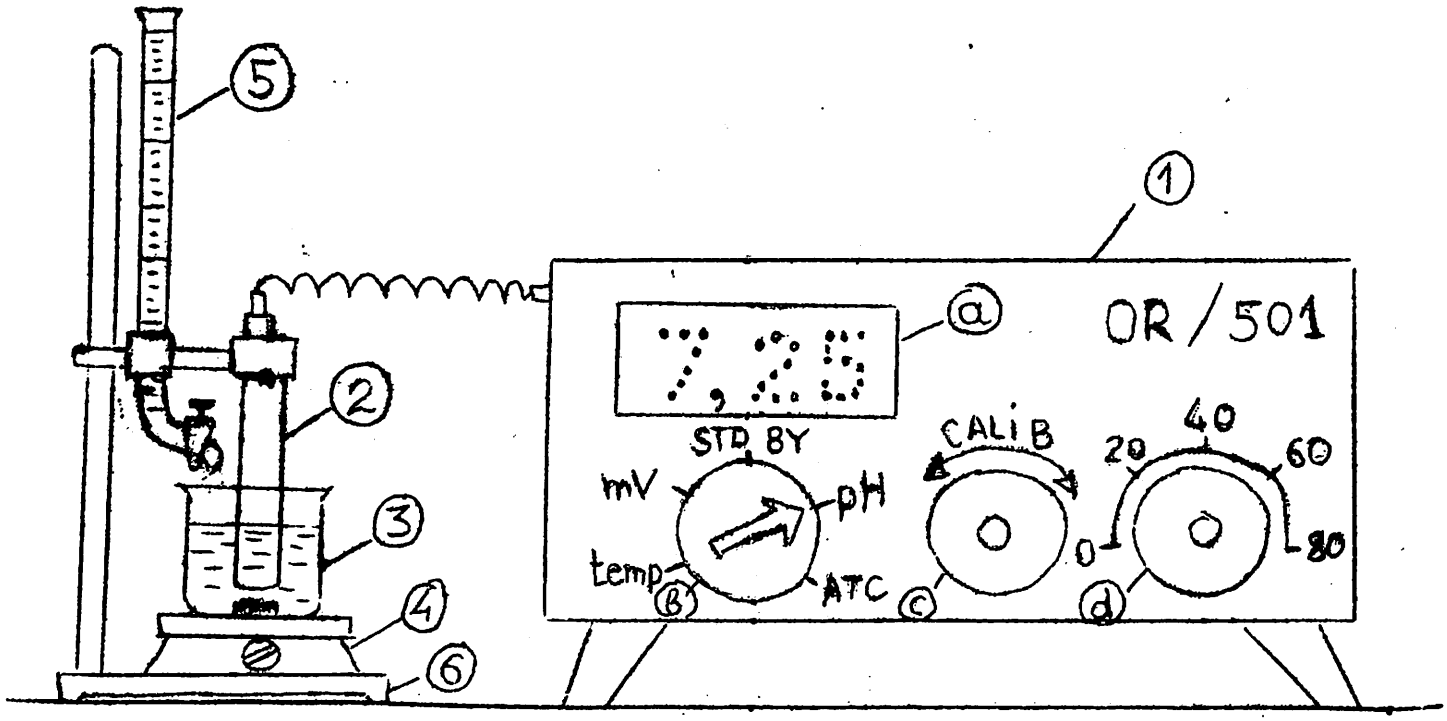
Méthode électromètrique consiste à la mésure de la force électromotrice d'une électrode combinée. Cette électrode

se compose de deux électrodes - électrode en verre (électrode indicatrice) et celle du calomèle (électrode de référence). Le potentiel électrique de l'electrode en verre est une fonction du pH de solution, tandis que la grandeur de potentiel de l'électrode de référence est constante et ne dépend pas du pH. On plonge l'électrode combinée dans une solution à pH inconnue et on mesure directement soit la grandeur de pH, soit la force électromotrice en mV.

B. Description du dispositif.

Le dispositif destiné à la mesure de l'alcalinité du filtrat se compose des pièces suivantes:

1 - pH-mètre OR/501
2 - électrode combinée
3 - bécher à 50 ÷ 100 cm^3
4 - agitateur magnétique
5 - burette
6 - support



La face de l'appareil OR/501 contient les parties suivantes:

a) - tableau

b) - commutateur des fonctions à 5 positions:

"temps" - mesure de la température;

"mV" - mesure potentiométrique;

"STBY" - verification de l'appareil

"PH" - mesure de pH

"ATC" - correction automatique de la température

c) - courseur du calibrage (il est interdit de toucher le courseur au cours des mesures)

d) courseur de la température.

C. Mode opératoire.

1. Pipeter 1 cm^3 de filtrat (suivre l'indications du professeur) et verser le dans le becher (1).

2. Ajouter 20 cm^3 d'eau distillée.

3. Remplir la burette (5) de la solution de H_2SO_4 N/50.

4. Plonger l'électrode combinée (2) du pH-métre (1) dans le bécher (3).

5. Brancher succesivement pH-métre (1) et l'agitateur mognétique (4).

6. Mettre le commutateur de fonction (8) à la position "PH". Le chiffre qui apparaît au tableau correspond à la valeur initiale de pH de l'échantillon.

7. Faire couler goutte à goutte la solution de H_2SO_4 N/50 de la burette (5) en observant chaque fois le grandeur de pH au tableau (a).

8. Fixer le volume de H_2SO_4 ajouté au moment de l'obtention du pH = 8,3. Ce volume - là correspond à P_f. ça va de soi, que $P_f = 0$, si la valeur initiale de l'échantillon est égale à 8,3.

9. Continuer à ajouter la solution de H_2SO_4 jusqu'à l'obtention de la valeur de pH égale à 4,4. L'alcalinité M_f représente le nombre total de centimètres cubes d'acide N/50 utilisé pour obtenire de pH 4,4 de l'échantillon donnée

D. Traitement des résultats.

Ayant determiné les indices de l'alcalinité P_f et M_f, on fait l'interprétation d'après le schéma N 1 et on fait les conclusions.

TRAVAIL PRATIQUE N° 3.

DOSAGE QUANTITATIVE DU CHLOR DANS LE FILTRAT.

But du travail: la détermination de la quantité des chlorures dans le filtrat.

Partie théorique.

L'ion Cl^- est un anion le plus important influant sur les propriétés réologiques des boues de forage. Il est apporté par le sel suivant: chlorure de calcium ($CaCl_2$) , chlorure de sodium (NaCl), chlorure de magnesium ($MgCl_2$). Il est important de doser les ions Cl^-.

On utilise dans le dosage de Cl^- l'indicateur K_2CrO_4, qui forme le depôt brun-rugeâtre de Ag_2CrO_4. La réaction analytique du dosage est basée sur l'équation suivante.

$$Cl^- + Ag^+ \longrightarrow \underset{\downarrow}{AgCl}$$

Il est évident que le titrant répresente un sel de l'argent bien soluble dans l'eau ($AgNO_3$). Le depôt de Ag_2CrO_4 commence à se ptécipiter après la precipitation totale de Cl^--ion sous forme de AgCl. Ca provient de la différence entre des valeurs de produit de solubilité ($PS_{AgCl} = 10^{-10}$; $PS_{Ag_2CrO_4} = 1{,}1 \cdot 10^{-12}$).

Si on titre la solution de NaCl à 0,1 N par la solution de $AgNO_3$ la formation du depôt ne peut commencer qu'à une concentration dépassant le PS. Puisque le produit de solubilité $PS_{AgCl} = 10^{-10}$, la concentration nécessaire de Ag^+ dans la solution doit être égale à

$$[Ag^+] = \frac{PS_{AgCl}}{[Cl^-]} = \frac{10^{-10}}{10^{-1}} = 10^{-9} \text{ g-ions/l}$$

Pour Ag_2CrO_4 cette concentration est égale à :

$$[Ag^+] = \sqrt{\frac{PS_{Ag_2CrO_4}}{[CrO_4^-]}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-12}}{10^{-2}}}$$

où :

10^{-2} - concentration de l'indicateur K_2CrO_4 dans la solution dosée.

Ainsi le produit de solubilité est attent à une concentration de Ag^+ (10^{-9} g-i/l) plus faible que dans le cas de Ag_2CrO_4 ($1,05 \cdot 10^{-5}$ g-i/l). Par conséquant c'est AgCl qui se précipite le premier. Cela veut dire, que le point équivalent se fixe au moment de l'apparition de la couleur brun-rougeâtre, qui indique sur la précipitation totale des ions Cl^- sous forme AgCl et le commencement de la formation du depôt de Ag_2CrO_4 coloré.

Partie expérimentale.

a) Réactifs nécessaires :

- solution de $AgNO_3$ à 0,1 N
- solution de K_2CrO_4 à 5% (indicateur)
- solution de phénolphtaleine (indicateur)
- $CaCO_3$ en poudre
- H_2SO_4 à 0,02 N.

b) Technique du dosage.

1. Pipeter 1 cm^3 de filtrat et le verser dans une fiole propre.

2. Ajouter dans l'ordre 40 cm^3 d'eau distillée, quelques gouttes de phénolphtaleine.

3. Verser H_2SO_4 à 0,02 N jusqu'à decoloration du mélange et ajouter une pincée de $CaCO_3$ (pour doser P_f et amener le filtrat à pH $\neq$ 7).

4. Ajouter quelques gouttes de K_2CrO_4.

5. Faire couler $AgNO_3$ goutte a goutte à la burette jusqu'à virage du jaune au rouge-orangé.

On calcule la quantité de Cl^- en gramm/l d'après la formule suivante:

$$[Cl^-] = 35,5 \cdot V \cdot T$$

35,5 - masse moléculaire du Cl^-;
V - volume de $AgNO_3$ en ml ;
T - titre de la solution de $AgNO_3$

Pour obtenir le résultat en grammes par litre de NaCl, on applique.

Cl^- g/l x 1,65 = NaCl g/l dans le filtrat.

CARACTERISTIQUES CHIMIQUES DES BOUES DE FORAGE. RECHERCHE QUANTITATIVE DES IONS.

TRAVAIL PRATIQUE N° 4.

DOSAGE QUANTITATIVE DU CALCIUM (Ca^{2+}) ET DU MAGNESIUM (Mg^{++}) DANS LE FILTRAT.

But du travail: l'étude de la méthode complexonomètrique du dosage de Ca^{++} + Mg^{++} dans le filtrat des boues de forage.

Partie théorique.

Les ions de Ca^{++} et de Mg^{++} jouent le rôle des floculants par rapport aux suspensions argileuses. Il est connu que la floculation est une agglomération des pqrticules colloïdales initialement dispersées, en agrégats qui se séparent de la suspension. Notamment, la floculation (ou la coagulation) intervient à la suite de la dissolution d'électrolytes dans les suspensions aqueuses de bentonite. Des ions Ca^{++} sont apportés par les terrains forés de la chaux $Ca(OH)_2$, par du gipse ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) ou par du chlorure de calcium ($CaCl_2$). Sous forme calcique les argiles donnent des suspensions aqueuses dont la viscosité est nettement inférieure à celle des suspensions sodiques. Une augmentation de la teneur en Ca provoque simultanement une augmentation du filtrat. Néanmoins, les boues calciques possèdent une très bonne résistance aux charges argileuses, ce qui en fait de précieux auxiliaires pour le forage d'importants découverts de formation argileuses très dispersibles. Donc, il est nécessaire de contrôler étroitement l'apport d'ions Ca^{++} et Mg^{++} pour maintenir les propriétés réologiques des boues soit sodiques, soit à la chaux et au gipse.

On réalise le dosage de Ca^{++} et Mg^{++} dans le filtrat à l'aide du complexone III qui s'appelle aussi l'éthylendiamine tetraacétate de sodium (EBTA). Le complexone III

peut former les complexes avec plusieurs cations de métal a qui se traduit par l'équation suivante:

$$\underset{(1)}{[H_2EDTA]}\,Na_2 + \underset{(2)}{Me^{++}} = \underset{(3)}{[CaEDTA]}\,Na_2 + 2H^+$$

où :

1) formule simplifiée du complexone (III);
2) cation à doser (Ca^{++}, Mg^{++} , Fe^{3+} etc.),
3) complexe du métal avec le complexon III.

Le dosage des ions $Ca^{++} + Mg^{++}$ se fait en présence de la solution tampon d'ammoniaque (mélange de NH_4Cl et NH_4OH) pour créer le milieu basique (pH = 8 ÷ 10). On utilise comme l'indicateur le colorant ériochrome noir T, dont le virage du rauge à bleu correspond au point équivalent (la fin du dosage).

Partie expérimentale.

(1) Réactifs nécessaires:

a) Solution du complexone III à 0,05 N.
b) Solution tampon d'ammonique.
c) Eriochrome noir T, pulvérulent standard (Eriochrome noir T : 1 g, NaCl pur et sec : 100g).
d) Eau distillée.

(2) Mode opératoire.

1. Prélever 1 ml de filtrat à l'aide d'une pipette et le verser dans une fiole conique à 250 cm^3.

2. Ajouter 100 ml d'eau distillée, 5 ml de solution tampon d'ammoniaque et 20 - 30 mg (au bout du spatule) d'indicateur coloré.

3. Ajiter la fiole jusqu'à la dissolution de la poudre d'indicateur.

4. Remplir la burette de solution du complexon III.

5. Faire couler goutte à goutte en agitant la fiole jusqu'à virage de la couleur vineuse au bleu.

6. Fixer le volume au complexon III ajouté.

7. Calculer la teneur du filtrat en Ca^{++} et Mg^{++} d'après la formule suivante

$$(Ca^{++} + Mg\ ) \text{ eq-mg/l} = 1000 \times 0,05 \times V$$

où :

0,05 - normalité du complexon III (eq-g/l)

V - volume de complexon III utilisé en centimètres cubes.

TRAVAIL PRATIQUE N° 5.

TENSION SUPERFICIELLE.

But du travail - l'étude des méthodes diverses de la mesure experimentale de la tension superficielle et interfaciale.

Partie théorique.

Comme il est bien connu les fluids de forage représentent des systèmes disperfifs hétérogènes. Cela veut dire, que chaque boue de forage se compose au minimum de deux phases de la nature différente. Par exemple, les boues de forage argileuses sont constituées de la phase dispersée (particules argileuses) et le milieu dispersant (l'eau avec les substances dissoutes). A son tour, les boues émulsionnées se composent de deux liquides nonmiscibles. L'existance des surfaces de séparation dans les fluides de forage conditionne la plupart des proprietés physico-chimiques et technologiques. Les molécules superficielles se distinguent de celles de l'interieur de la phase condensée (liquide ou solide). Autrement dit, les molécules superficielles sont sous l'influence des forces intermoléculaires non équilibrées. L'attraction des molécules superficielles vers l'interieur provoque une tension de surface, dont la valeur s'exprime sous forme de l'energie libre superficielle. La tension superficielle n'est pas l'energie totale de surface. Elle represente le travail qu'il faut fournir pour augmenter la surface libre d'un corps condensé d'une aire unité. La tension superficielle est la dérivée partielle de l'énergie de Gibbs superficielle par rapport à l'unité de surface

$$\sigma = \left(\frac{\partial G^s}{\partial S}\right)_{P,T} \qquad (1)$$

où : $\Delta G^S = \sigma \cdot \Delta S$ (2)

σ - tension superficielle

G^S - energie de Gibbs superficielle.

s - aire de surface.

Les unités de mesure de la tension superficielle sont suivantes:

$$\sigma = \left[\frac{\text{joule}}{m^2}\right] = \left[\frac{N \cdot m}{m^2}\right] = \left[\frac{N}{m}\right]$$

$$\sigma = \left[\frac{erg}{cm^2}\right] = \left[\frac{dyn}{cm}\right]$$

Les forces de tension superficielle sont conditionnées par les liaisons intermoléculaires. Plus fortes sont les liaisons intermoléculaires (forces de cohesion) plus grande est la tension superficielle.

Il est nécessaire d'indiquer l'importance de la tension superficielle pour les fluides de forage. Cette importance vient du fait que la stabilité des boues de forage est directement liée avec la grandeur de la tension superficielle. On peut varier la stabilité des boues de forage en modifiant la tension superficielle (interfaciale) sur la surface de séparation "phase dispersée - milieu dispersant". Les substances qui font diminuer la tension superficielle sont appellées corps tensio-actifs. Car la tension superficielle de l'eau est plus grande que celle des autres liquides, la plupart des corps diminuent la tension superficielle de l'eau à la frontière "H_2O - air".
Ce sont les corps tensio-actifs.
Les processus superficils (adsorption, mouillage, action stabilisante et protectrice) sont liés avec la tension superficielle.

Les corps tensio-actifs sont utilisés dans les fluides de forage, pour les buts suivants:

a) comme les réducteurs du filtrat (amidon, carboxy-méthylcellulose);

b) comme les fluidifiabts et défloculants (tannin, lignosulfonate, lignine, lignite, acides humiques);

c) comme les anti-mousses (stéarate d'alumine, alcools supérieurs;

d) comme les agents de décoincement;

e) comme les inhibiteurs de corrosion (dérivés d'amines grasses);

f) comme les emulsifiants.

On peut mesurer directement la tension superficielle seulement sur la surface de séparation "liquide-air" et "liquide-liquide". Les méthodes les plus répandues de mesure de la tension superficielle sont suivantes :

- méthode stalagmométrique;
- méthode de la pression maximum (méthode de Rebinder);
- méthode de l'arrachement de l'anneau.

On applique dans ce travail pratique la méthode de Rebinder.

Partie expérimentale (I).

1. Description du dispositif.

Méthode de la pression maximum de la formation des bulles élaborée par Rebinder consiste à mesurer la pression maximum des bulles d'air qui passent dans un tube capillaire, touchant la surface du liquide. Cette méthode est simple, précise et accessible. Le schéma ci-dessous illustre le dispositif de Rebinder.

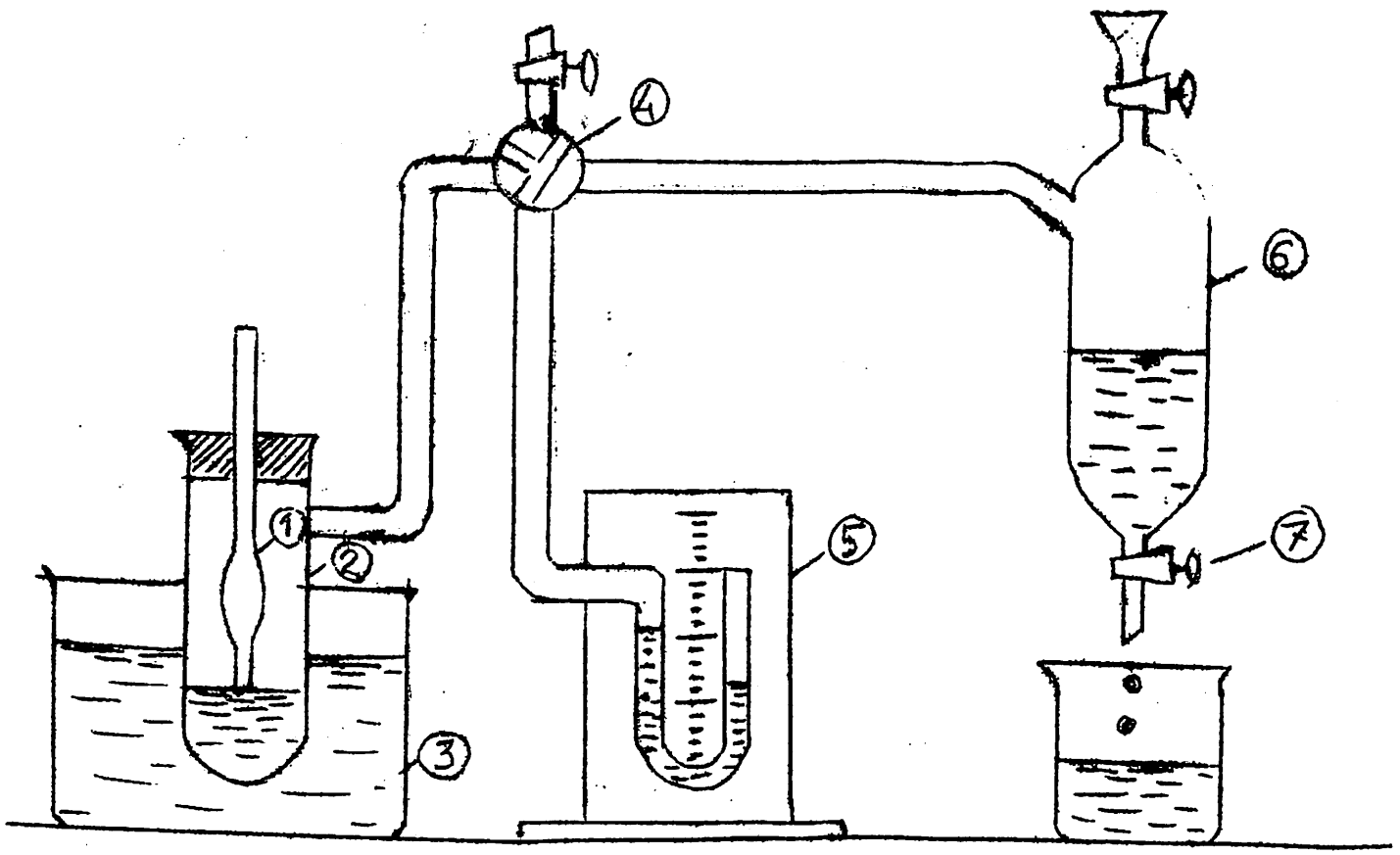


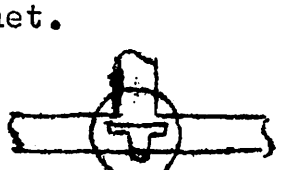
Fig.1. Dispositif de Rebinder.

1 - capillaire, 2 - recipient avec liquide,

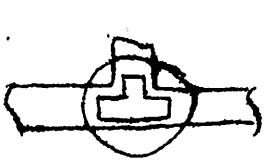
3 - bain-marie thérmostaté, 4 - robinet à trois voies,

5 - manonétre, 6 - aspirateur, 7 - robinet.

a) Position fermée du robinet (4)



b) Position ouverte du robinet (4)



On remplit le recipient (2) de liquide dont la tension superficielle est à mesurer en fixant la pointe du capillaire (1) sur la surface du liquide. Pour créer la rarefaction dans le système on met le robinet (4) dans la position fermée. On mesure ensuite la difference des niveaux du liquide dans le manomètre (5), Lorsque les bulles d'air commencent à travercer la surface du liquide dans le récipient (2).

② Calcul de la tension superficielle.

La tension superficielle sur la surface de séparation "liquide-air" est proportionnelle à la pression maximale qui s'exerce au moment du passage lent et régulier des bulles d'air à travers le tube capillaire. Ainsi

$$\sigma = K \cdot P \qquad (1)$$

où: P - pression maximale au moment du passage d'une bulle

K - constante caractérisant le capillaire donné.

Après avoir trouvé la valeur P_o pour le liquide avec la tension superficielle connue on calcule la constante K:

$$K = \frac{\sigma_o}{P_o} \qquad (2)$$

On obtient la valeur de la tension superficielle du liquide donné en multipliant la constante K par la pression mesurée P

$$\sigma = K \cdot P = \frac{\sigma_o}{P_o} \cdot P \qquad (3)$$

On utilise l'eau comme liquide standard ($\sigma^{20°}_{H_2O}$ =72,75 erg/cm^2)

En portant cette grandeur dans l'expression (3) on a :

$$\sigma = 72{,}75 \cdot \frac{P}{P_o} \qquad (4)$$

La différence des niveaux dans le manomètre Δh correspond à la pression maximale du passage des bulles d'air. En remplaçant le rapport $\frac{P}{P_o}$ dans (4) par $\frac{\Delta h}{\Delta h_o}$ ou obtient:

$$\sigma = 72{,}75 \cdot \frac{\Delta h}{\Delta h_o} \qquad (5)$$

3. Mode opératoire.

On commence par l'étude de l'influence de la concentration d'un corps tensio-actifs (l'alcool butilique) sur la tension superficielle des solutions aqueuses. On prépare pour cela une solution de l'alcool éthylique avec la concentration la plus elevée. Le robinet (4) se trouve dans la position "ouvert" (a). Ensuite on prélève à l'aide de la pipette 10 ml de cette solution et on la verse dans le récipient (2). On ferme ce récipient à l'aide du Bouchon avec le capillaire (1), dont la pointe doit effleurer la surface de la solution à essai. On installe le robinet (4) dans la position "fermée" , qui assure la liaison du récipient (2) avec l'aspirateur (6). En entrouvrant le robinet (7), en observe le passage des bulles d'air et on mesure la pression maximale Δh_1 qui est égale à la différence des niveaux du liquide dans le manomètre (5). La pression maximale Δh_1 est proportionnelle à la tension superficielle de la solution à concentration C_1.
On fait la dilution de la solution à essai pour diminuer la concentration initiale à moitié. On prend pour ça 5 ml de cette solution et on y verse 5 ml d'eau. La concentration de la solution obtenue C_2 est égale ainsi à $C_1/2$. On répète plusieurs fois l'opération de dilution et on obtient ainsi 8 ÷ 10 valeurs, de la pression maximale. On fait la dernière expérience en versant dans le récipient (2) 10 ml d'eau distillée pour déterminer Δh_o.

4. Traitement des résultats.

Après trouvé les pressions maximales des solutions on calcule σ_1, σ_2, σ_3 .....σ_n en appliquant l'expression (5).

On représente les données obtenues au tableau

N°	Solution	Concentration C mole/l	Δh mm	erg/cm^2

On trace le graphique de la dépendance de $\sigma = f(C)$ (fig. 2)

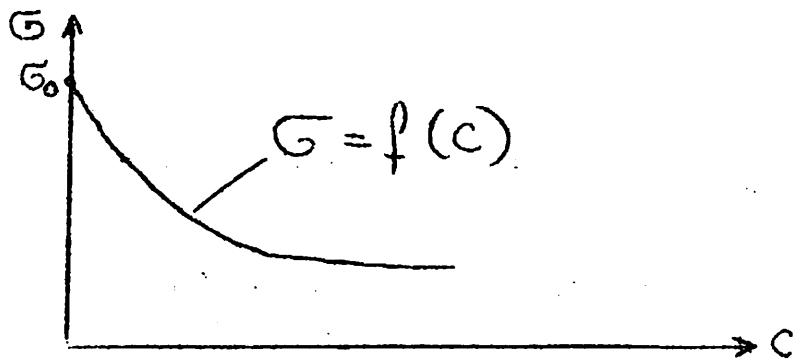


Fig.2

Partie expérimentale II

Tension interfaciale

La tension interfaciale entre des couches de liquides différents nonmiscibles se traduit par la règle d'Antonov

$$\sigma_{1-2} = \sigma_1 - \sigma_2 \qquad (6)$$

où: σ_{1-2} - tension interfaciale sur la surface de séparation de deux liquides 1 et 2

σ_1 - tension superficiale du liquide 1 pur

σ_2 - tension superficiale du liquide 2 pur.

Mais en réalité on a toujours une miscibilité partielle d'un liquide dans l'autre. C'est ainsi que la tension interfaciale est la différence des tensions superficielles des liquides saturés l'un par l'autre σ^*_1 et σ^*_2

$$\sigma_{1-2} = \sigma^*_1 - \sigma^*_2 \qquad (7)$$

On peut illustrer ce fait à l'aide des donnés suivantes: La tension interfaciale entre du benzène (C_6H_6) et de l'eau (H_2O) est égale à:

$$\sigma_{1-2} = \sigma_{H_2O} - \sigma_{C_6H_6} = 72,8 - 28,5 = 44 \text{ erg/cm}^2$$

Les tensions superficielles du benzène saturé par l'eau et de l'eau saturée par le benzène sont respectivement égales à 28,8 et à 63,2 erg/cm^2. Donc, la tension interfaciale est égale à :

$$\sigma_{1-2} = 63,2 - 28,8 = 34,4 \text{ erg/cm}^2$$

Sa valeur trouvée expérimentalement est égale à

$$\sigma_{1-2} = 34,5 \text{ erg/cm}^2$$

2. Principe de la mesure de la tension interfaciale.

Pour mesurer la tension superficielle on utilise la pipette de Donnan (fig. 3).

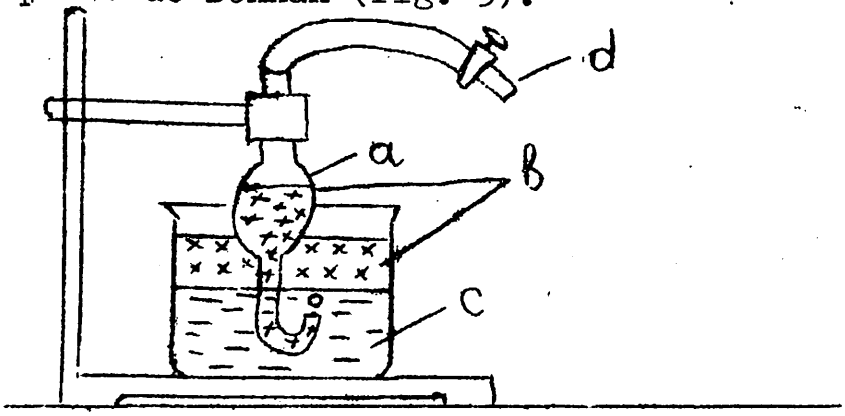


Fig.3. Dispositif pour mesurer la tension interfaciale

a - pipette de Donnan pour mesurer la tension interfaciale;
b - liquide (1) (benzène saturé par l'eau);
c - liquide (2) ou (3) (solution d'un corps tensioactif ou l'eau distillée);
d - robinet.

On aspire le liquide (1) de la plus petite densité et on ferme le robinet (d). On place le bout recourbé de pipette dans la couche inférieure (liquide 2) et on compte le nombre de gouttes N 1/2 formé au cours de l'écoulement du liquide 1. On détermine de la même manière le nombre de gouttes N 1/3. Plus la tension interfaciale de deux liquides nonmiscibles est petite plus le nombre de gouttes obtenues à partir des volumes égaux du même liquide est grande,. Autrement dit le nombre de gouttes représente la valeur inversement proportionnelle à la tension interfaciale.

Donc,
$$\frac{\sigma_{1-2}}{\sigma_{1-3}} = \frac{N_{1-3}}{N_{1-2}} \qquad (8)$$

où: σ_{1-2} et σ_{1-3} - tension interfaciale entre le liquide 1 et les liquides 2 et 3.
N_{1-2} et N_{1-3} - nombres de gouttes qui se forment à partir du même volume de liquide 1 lors du son découlement dans les liquides 2 et 3.

Si la tension interfaciale $_{1-3}$ est connue on peut calculer la tension interfaciale $_{1-2}$ d'après l'expression (9).

$$\sigma_{1-2} = \sigma_{1-3} \cdot \frac{N_{1-3}}{N_{1-2}} \qquad (9)$$

3. Mode opératoire

On utilise dans l'expérience comme liquide (1) le benzène, comme liquide (2) une solution d'un corps tensio-actif, comme liquide (3) - l'eau distillée. Cela signifie, que N_{1-3} représente le nombre de gouttes correspondant au découlement du volume bien précis de benzène au sein de l'eau saturée par le benzène, tandis que N_{1-2} est le nombre de gouttes de benzène au sein de la solution concentrée d'un corps tensio-actifs. On fait la préparation préalable du benzène saturé par l'eau. L'expérience se réalise dans l'ordre suivant.

1. On verse à l'aide de la pipette ordinaire 20 ml de solution concentrée d'un corps tensio-actif (liquide 2) dans un verre à 100 ml.

2. A l'aide de la pipette ordinaire on prélève 10 ml de benzène saturé par l'eau et on l'ajoute dans le verre. Pour éviter le mélangeage des liquides on fait découler le benzène sur la paroi du récipient.

3. On remplit la pipette de Donnan de benzène saturé et on compte le nombre de gouttes N_{1-2} formées au cours du découlement (goutte à goutte par 30 sec) du volume fixé de benzène (entre deux repères).

4. On plonge la pipette de Donnan avec le benzène dans le verre de telle manière que le bout recourbé de la pipette soit couvert de couche de liquid dont l'épaisseur est de 1 cm environ (voire la fig.3).

5. On fait découler très lentement (goutte à goutte par ~30 sec) le volume fixé de benzène (entre deux repères sur la pipette) et on compte le nombre de gouttes N_{1-2}.

6. On prélève du verre à l'aide d'une pipette 10 ml de cette solution aqueuse et on y ajoute 10 ml d'eau distillée à l'aide d'une autre pipette. Ainsi, la concentration du corps tensio-actif est tombée à moitié de sa valeur initiale.

7. On répète les mêmes manipulations en diluant la solution initiale plusieurs fois (8-10 fois).

8. On compte le nombre de gouttes trois fois pour chaque concentration. On prend la valeur moyenne pour le calcule de la tension interfaciale d'après l'équation (9). La tension interfaciale "benzène-eau" σ_{1-3} est égale à 32,3 erg/cm^2.

On représente les donnés obtenues au tableau.

N°	Solution	Concentration	$N_{1/3}$ / $N_{1/2}$	σ_{1-3} / σ_{1-2} erg/cm^2

9. On détermine le nombre de gouttes $N_{1/3}$ de la même manière, mais au lieu de la solution d'un corps tensio-actif on prend l'eau distillée.

10. On trace le graphique de la dépendence de la tension interfaciale en fonction de la concentration du corps tensio-actif $\sigma_{1-2} = f(c)$

Phenomènes superficiels.

Travail pratique N 6.

Adsorption de l'acide acétique par l'argèle bentonitique.

But du travail: l'étude éxpérimentale de la fixation de l'acide acétique par une argile, l'obtention de l'isotherme d'adsorption.

Partie théorique. L'adsorption c'est la fixation des molécules ou des ions d'une substance à la surface d'un solide ou d'un liquide. Ce processus peut avoir lieu sur la surface de séparation "solide-gaz", "solide-liquide", "liquide-liquide", "liquide-gaz", "liquide-liquide". Du point de vue de la thermodynamique l'adsorption est un phénomène spontané qui s'accompagne d'une diminution de l'énergie libre superficielle. La grandeur d'adsorption depend de la concentration du corps qui s'adsorbe, de la température, de l'activité superficielle et s'exprime par l'equation de Gibbs (1).

$$\Gamma = -\frac{C}{RT}\left(\frac{d\sigma}{dC}\right) \qquad (1)$$

où: Γ - adsorption de Gibbs;

C - concentration du corps qui s'adsorbe;

$-\left(\frac{d\sigma}{dC}\right)$ - activité superficielle;

T - temperature absolue;

R - constante universelle.

On distingue selon la classification physico-chimique:

1) adsorption physique;
2) adsorption activée (chimisorption);
3) échange des ions.

Cette classification est basée sur le type des forces qui interviennent dans ce phénomène (soit les forces de Van der Waals, soit les forces chimiques). L'importance de l'adsorption dans la chimie des fluides de forage consiste en ce que certains produits complexes (amidon, carboxymethylcellulose C.M.C., tanin, lignosulfate etc.) peuvent se lier avec l'argile et jouer ainsi des rôles multiples, ceux de:colloïde-protecteur, inhibiteur de goflement-dispersion, défloculant, fluidifiant. On a établi une rélation empirique (formule de Freundlich) entre la quantité de corps adsorbé, et la concentration du corps qui s'adsorbe.

$$A = k \cdot C^{1/n} \qquad (2)$$

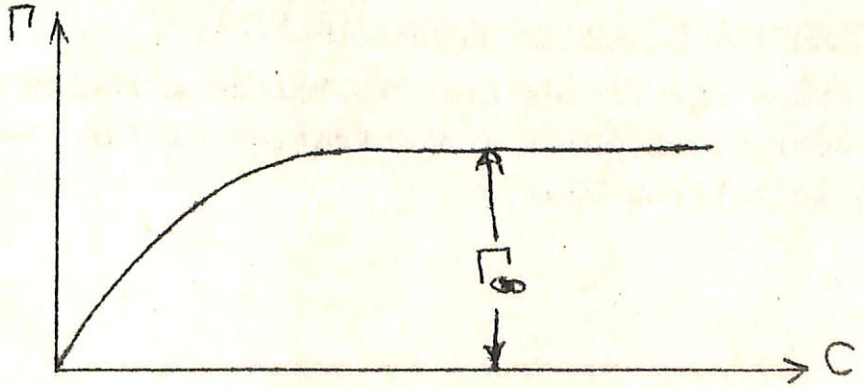
où: A - quantité de corps adsorbé par 1 g d'adsorbant solide (en mole/g ou g/g);
C - concentration du soluté
k,n - constantes empiriques.

L'equation (4) donnée par Langmuir décrit bien l'adsorption

$$\Gamma = \Gamma_\infty \frac{k.C}{1 + kC} \quad / \text{ mol/cm}^2 /, \text{ mole/gramme} / \qquad (4)$$

où: Γ_∞ - grandeur de l'adsorption limite (maximale)
k - constante d'adsorption
C - concentration du corps qui s'adsorbe.

Il est possible de représenter l'équation de Langmuir (4) sous forme de l'isotherme d'adsorption ($T = C^{te}$)



L'analyse de l'équation de Langmuir (4) montre, que l'on peut négliger le produit "k·C" dans le dénominateur si la concentration de l'adsorbat est faible (C $\longrightarrow$ 0). Donc, l'équation (4) se transforme en équation (5).

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot k \cdot C \qquad (5)$$

Car $\Gamma_{\infty} \cdot k$ est une constante, la valeur de l'adsorption est proportionnelle à la concentration du corps qui s'adsorbe en état d'équilibre.

Si la concentration du corps est assez élevée (bc$>$ 1), on peut négliger l'unité dans le dénominateur de l'équation (4) On a ainsi l'expression (6).

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \qquad (6)$$

Ca veut dire, que la grandeur d'adsorption ne dépend plus de la concentration et toute la surface de l'adsorbant est couverte de molécules du corps qui s'adsorbe.

Si on connait la quantité d'adsorbant m en grammes, la concentration de solution en mmole/litre (C_o - initiale, C_{eq} - en equilibre), le volume de solution V en ml pris pour l'adsorption (V=50 ml), on peut calculer l'adsorption d'après l'expression (7).

$$\Gamma = \frac{(C_o - C_{eq}) \cdot V}{m} \quad / \text{ mmole/g /} \qquad (7)$$

Partie expérimentale.

1. Préparation des solutions initiales.

On prépare six fioles avèc 100 ml de solution de l'acide acétique (AcOH) à concentration différentes conformement le tableau N1.

N de fiole	1	2	3	4	5	6
Volume de AcOH à 0,4N, ml	100	80	60	40	20	10
Volume d'eau, ml	0	20	40	60	80	90

2. Dosage des solutions initiales.

On prélève 5 ml de AcOH de la fiole N1, on y ajoute 2 - 3 gouttes de phenolphtaléine et on dose à l'aide de la solution NaOH à 0,1N jusqu'à l'apparition de la couleur rose stable. Il est nécessaire de faire couleur la solution NaOH goutte à goutte pour déterminer exactement le point d'équivalent. On répète les mêmes manipulations pour les autres echantillons, en prélevant 5 ml de la solution N2, 10 ml de N3 et N4, et 20 ml de N5 et N6.

3. Adsorption.

On prépare 6 fioles bien sechées à 100 ml, on introduit dans chaque fiole 1 g de l'argile et 50 ml des solutions initiales (le numéro de fiole doit correspondre au numéro de solution initiale).
On ferme les fioles par les bouchons et on les agite pendant 15 - 20 min pour établir de l'état d'équilibre.

4. Filtration

On prépare 6 fioles avec les entonnoires munies du filtre en papier. On filtre les solutions après l'adsorption.

5. Dosage des solutions après l'adsorption.

On prélève des filtrats de solutions après l'adsorption (5 ml de solution N1,2, 10 ml - N3,4, 20 ml - N5,6) et on les dose en présence du phénolphtalèine jusqu'à l'apparition de couleur rose.

Il est évident, que le volume de NaOH utilisé doit être inférieur à celui utilisé dans le dosage des solutions initiales.

Traitement des résultats.

1. Ayant trouvé les volumes de NaOH dépensés dans le dosage des échantillons avant et après l'adsorption, on calcule la concentration d'équilibre de l'acide acétique suivant la formule (8)

$$C_{AcOH} = \frac{0,1 \cdot V_{NaOH}}{V_{AcOH}} \cdot 1000 \quad /mmole/l/ \qquad (8)$$

où: C_{AcOH} - concentration d'acide acétique en mmole/l;

$0,1$ - normalité de NaOH;

V_{NaOH} - volume de solution NaOH dépensé pour le dosage;

V_{AcOH} - volume de solution AcOH pris pour le dosage (5, 10, 20, suivant le numéro de fiole).

2. On calcule la quantité d'acide acétique adsorbée d'après la formule (7).

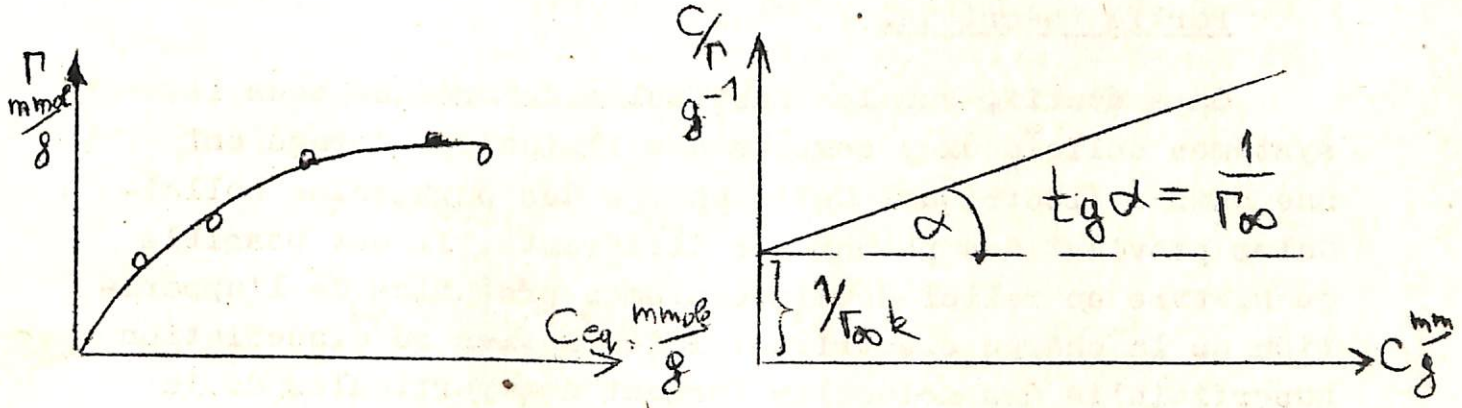
3. On calcule les valeurs C_{eq}/r

4. On présente les donnés obtenues au tableau N2.

Tableau 2.

N fiole	Avant l'adsorption			Après l'adsorption			Γ	$\frac{C_{eq}}{\Gamma}$
	V_{AcOH}	V_{NaOH}	C_o	V'_{AcOH}	V'_{NaOH}	C_{eq}	mmole/g	g^{-1}

5. On trace les graphiques $\Gamma = f(C)$ (1) et $C/\Gamma = f(C)$ (2)



Le deuxième graphique représente l'équation de Langmuir (4) sous forme linéaire (9)

$$\frac{C}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_\infty \cdot k} + \frac{1}{\Gamma_\infty} \cdot C \qquad (9)$$

6. On trouve les constantes de l'équation de Langmuir Γ_∞ et k à partie du graphique (2).

Propriétés électriques des boues de forage.

TRAVAIL PRATIQUE N 7

Détermination du potentiel électrocinétique (ζ - potentiel) des particules argileuses par la méthode de l'électrophorèse

But du travail - l'étude expérimentale du phénomène d'électrophorèse et la mesure du potentiel électrocinétique des particules argileuses d'une boue de forage.

Partie théorique.

On a établi, que les particules de presque tous les systèmes colloïdaux y compris des fluides de forage ont une charge électrique. Cette charge des particules colloïdales provient des phenomènes différents. Il est possible de niettre en relief deux mécanismes probables de l'apparition de la charge électrique: l'ionisation ou dissociation superficielle des molécules formant des particules de la phase dispersée et l'adsorption sélective des ions d'électrolytes du milieu dispersant.

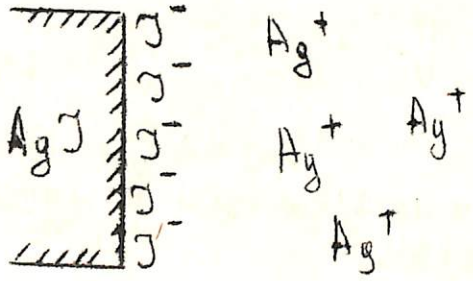


Fig.1. Formation de la charge électrique grâce au processus de la dissosiation superficielle de AgI.

La figure 1 illustre l'apparition de la charge négative sur la surface des particules colloïdales de AgI dans le milieu aqueux qui se passe grâce au processus de dissociation

superficielle de l'iodure d'argent. Les cations d'argent quittent la surface solide et passent dans le milieu dispersant. La surface de la particule devient chargée négativement. Les cations d'argent Ag^+ que se trouvent maintenant dans le milieu dispersant neutralisent totalement la charge négative de surface. Donc, malgré que le système colloïdal soit totalement électroneutre, il existe une couche double électrique se caractérisant par le saut du potentiel électrique sur la surface de séparation "phase dispersée - milieu dispersant". Le deuxième mécanisme consiste en ce que les ions du milieu dispersant (soit des cations soit des anions) s'accumulent sur la surface des particules de la phase dispersée. Par conséquent, l'adsorption sélective provoque la formation de la couche double électrique sur l'interphase (fig.2).

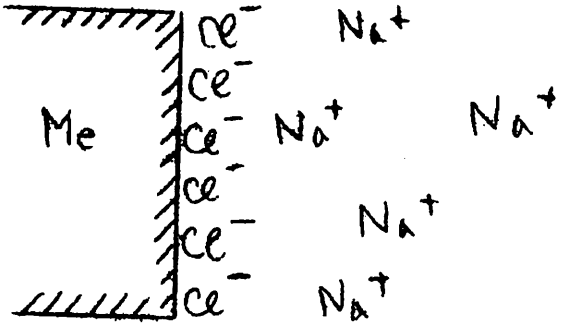


Fig.2. Formation de la couche double électrique sur la surface d'un métal plongé dans une solution aqueuse de NaCl. (Adsorption sélective).

La théorie contemporaine propose la structure de la couche double électrique où on distingue deux parties constitutives une couche rigide et une couche diffuse. La couche rigide est constituée par les ions qui sont fortement liés avec la surface de particule de la phase dispérsée. On dit que ce sont les ions déterminant la charge ou le potentiel électrique. La couche rigide se caractérise par l'épaisseur qui correspond aux rayons d'ions solvatés.

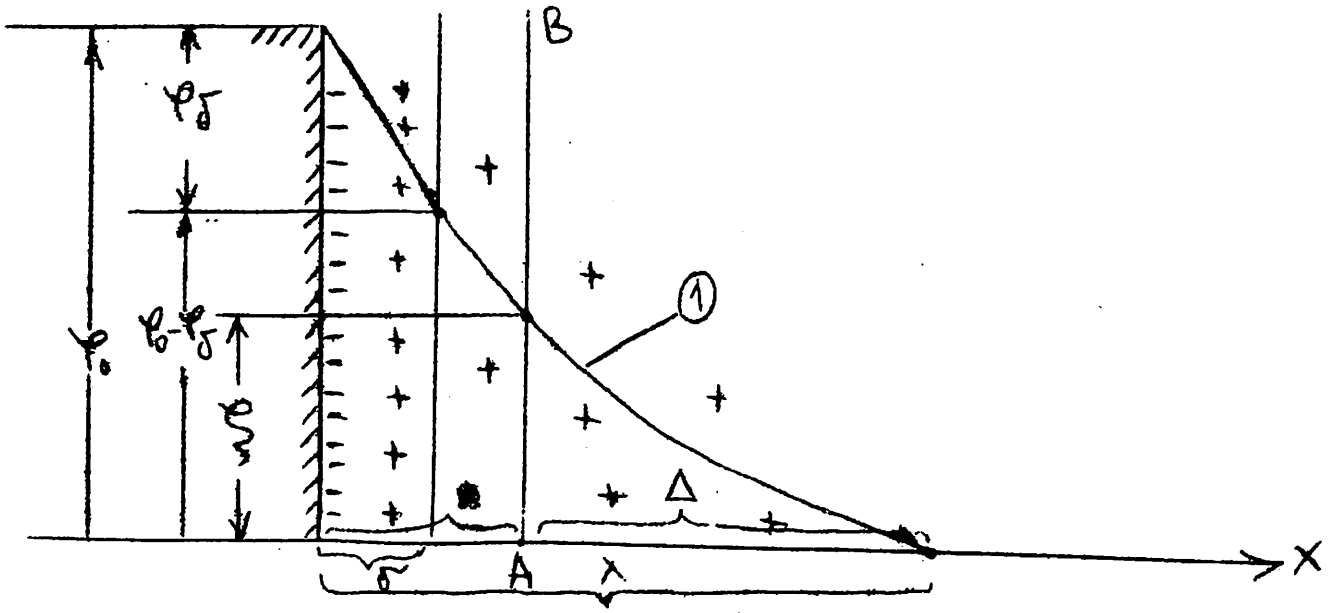


Fig.3. Structure de la couche double électrique.

Les ions déterminant le signe du potentiel électrique constituent la couche rigide.

La deuxième partie - c'est la couche diffuse. Les ions opposés sont répartis régulièrement grâce aux forces de diffusion dans le milieu dispersant. L'épaisseur de la couche diffuse est égale à la valeur Δ. La courbe (1) exprime la chute du potentiel chimique dans la couche double électrique en fonction de la distance x (fig.3).

La chute totale représente le potentiel thermodynamique φ_0 ; φ_δ et $(\varphi_\delta - \varphi_\delta)$ représentent les chutes du potentiel dans la couche rigide et dans couche diffuse.

Les phénomènes électrocinétiques dans les systèmes colloïdaux sont dûs au déplacement mutuel du milieu dispersant et de la phase dispersée. On peut dire, qu'une rupture de la couche double électrique a lieu dans la partie diffuse (la ligne AB fig.3). Le potentiel électrique qui apparaît sur la surface de glissement s'appelle le potentiel électricinétique (ζ-potentiel). La surface de glissement correspond à la ligne AB.

Il est évident, que le potentiel électrocinétique est toujours inferieur à celui de potentiel thermodynamique φ_0. On peut mesurer expérimentalement la valeur du potentiel électrocinétique en appliquant l'un des phénomènes électrocinétique.

L'électrophorèse est un phénomène électrocinétique où les particules de la phase dispersée se déplacent sous l'action d'un champ électrique continu.
Ca va de soi, que les particules colloïdales se déplacent vers l'électrode ayant la charge inverse. Donc, on peut déterminer le signe de la charge des particules colloïdale. De plus, l'étude quantitative de la vitesse de l'électrophorèse permet de trouver la valeur du potentiel électrocinétique (ζ) des particules. Sachant le signe du ζ-potentiel et la grandeur de sa charge on peut expliquer et prévoir la stabilité agrégative des systèmes dispersifs (notamment, des boues de forage).

L'application pratique du phénomène d'électrophorèse joue un rôle assez importante. Notamment, on utilise l'électrophorèse pour consolider les parois du puits, dans les processus de la déshydratation du pétrole brut etc. En se basant sur les données expérimentales on calcule le potantiel électrocinétique d'après l'expression (1).

$$\zeta = \frac{4\pi\eta}{\varepsilon} \cdot (300)^2 \cdot \omega \quad /\text{volt}/ \qquad (1)$$

où :

ζ - potentiel électrocinétique, Volt;
η - viscosité du milieu dispersant, poise;
($\eta_{H_2O}^{20°C}$ = 0,01 poise , $\eta_{H_2O}^{25°C}$ = 0,00894 poise);
300 - coefficient de transmission;
ε - constante diélectrique du milieu dispersant
H_2O = 81 ;
ω - vitesse électroforétique, cm/sec .

On calcule la vitesse électrophorétique d'après la relation(2)

$$\omega = \frac{S}{\tau \cdot H} \qquad (2)$$

où: S - distance du déplacement des particules colloïdales, cm;

τ - temps du déplacement, sec

H - gradient du potentiel du champ électrique, Volt/cm.

On calcule également le gradient du potentiel H d'après l'expression (3)

$$H = \frac{E}{L} \qquad (3)$$

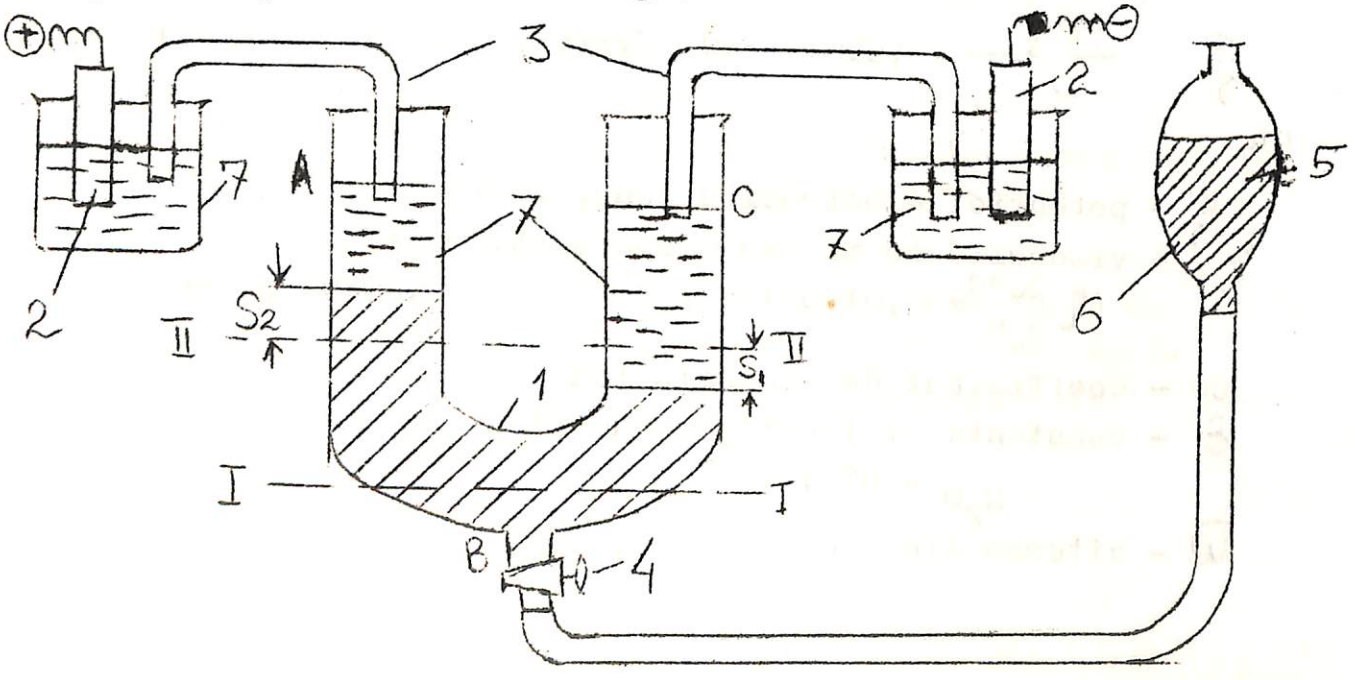
où: E - tension électrique imposée, volt;

L - distance entre les électrodes (la longueur du tube) cm.

Partie expérimentale.

1. Description du dispositif.

On étudie le phénomène d'électrophorèse à l'aide du dispositif présente sur la fig.4.



On remplit le tube électrophorétique (1) gradué en mm de la boue de forage argileuse (6), qui se trouve initialement dans le récipient (5). Le robinet 4 sert à introduire avec précaution la boue à examiner dans le tube (1). Le courant électrique passe de la source du courant continu (pas indiqué) par les électrodes métalliques 2, plongés dans la solution de $CuSO_4$ à 10%, par les ponts de sel (3), remplis du gel de l'agar-agar et contenant la solution concentrée de KCl, par le liquide laterale (7) et par la boue de forage à examiner (6). On observe le déplacement de la frontière visible entre la boue de forage et le liquide latérale (H_2O). On fixe la distance parcourue à l'aide de l'echelle, qui se trouve sur la paroi du tube (1).

Il est nécessaire de laver soigneusement l'appareil avec de l'eau de robinet et de l'eau distillée.

(2) Préparation de la boue de forage.

On prépare une boue de forage sous forme d'une suspension argileuse diluée à l'aide des manipulations suivantes:

1. On pèse 0,5 gramme d'argile bentonitique, et on la place dans un mortier.
2. On y ajoute 0,5 ÷ 1 ml d'eau distillée à l'aide d'une pipette graduée.
3. On mélange soigneusement l'argile et l'eau, on frotte le mélange obtenu à l'aide du pilon.
4. On continue la trituration du mélange de façon à ajouter 100 ml d'eau distillée pendant 15 - 20 minutes.
5. On verse la suspension obtenue dans un verre, on la dilue deux fois en ajoutant encore 100 ml d'eau distillée et on agite fortement le mélange.
6. On ajoute dans la suspension obtenue quelques gouttes de la solution NaOH concentrée pour créer le milieu basique (pH= 10-11), en utilisant le pH-mètre à l'électrode combinée.

7. Si la suspension obtenue contient les particules grosses (ça dépend de la qualité de l'argile) on fait la filtartion.
Maintenant, on peut utiliser la suspension dans l'expérience de l'électrophorèse.

③ Mesure du déplacément électrophorétique des particules argileuses.

1. On lave le tube (1) et le récipient (5) avec de l'eau de robinet et de l'eau distillée.

2. On installe le dispositif verticalement dans le support.

3. On remplit lentement le recipient (5) de suspension argileuse à examiner.

4. On entrouvre le robinet (4) pour faire passer la suspension par le tube en caoutchouc jusqu'à l'entrée du tube (1) (niveau I - I) et on ferme le robinet (4).

5. On verse de l'eau distillée dans le tube (1) avec précaution (par les parois du tube à l'aide d'une pipette jusqu'au niveau (II - II).

6. On plonge les ponts de sel (3) dans le récipient (7) avec les électrodes (2) et la solution de $CuSO_4$ à 10%. Deux autres bouts des ponts de sels se trouvent dans deux coudes du tube (1).

7. On entrouve le robinet (4) et on fait monter la suspension du niveau I - I au niveau II - II. On réalise cette opération assez lentement pour exclute l'agitation mutuelle de deux liquides en contact. L'agitation peut provenir du passage des bulles d'air, sortant du tube en caoutchouc. On élimine ces bulles d'air au début de l'opération en ouvrant légèrement le robinet (4). Les bouts des ponts de sels (3) doivent être en contact avec le liquide latérale jusqu'à la fin de cette opération.

8. On fixe la position initiale de la surface de séparation entre la suspension à examiner et l'eau distillée à l'aide de l'échelle graduée.

9. On lie le dispositif avec la source du courant continu on le met en marche en imposant 100 Volts et en déclanchant en même temps le chronomètre. La frontière entre deux liquides commence à se déplacer lentement en haut dans un coude et en bas dans l'autre. Il est nécessaire d'observer la tension électrique imposée et de la régler dans le cas de déviation.

10. On mesure le temps correspondant au déplacement de la frontière à 1 ÷ 1,5 cm (10 ÷ 20 min). On débranche la source du courant continu et on fixe la distance parcurue d'après l'échelle graduée. La valeur moyenne de S_1 et S_2 est numériquement égale à cette distance. Si la frontière de séparation est trouble dans un coude, on ne prend pas en considération cette grandeur.

11. On mesure la distance (L) entre les électrodes pour calculer le gradient de potentiel. On prend pour cela un fil souple et on mesure la distance entre les bout des ponts de sel selon la configuration du tube(A-B-C).

④ Traitement des résultats.

1. Ayant mesuré la distance (L) et sachant la tension électrique imposée (4) on calcule le gradient du potentiel d'après l'expression (3).

2. On trouve la vitesse électrophorétique du déplacement des particules argileuses d'après l'expression (2).

3. On calcule la grandeur du potentiel électrocinétique en appliquant la formule (1).

4. On détermine la charge des particules argileuses suivant la diréction du déplacement des particules et du signe de l'électrode.

TRAVAIL PRATIQUE N8.

EMULSIONS.

But du travail: l'obtention des émulsions directes et inverses, l'étude de l'influence d'un émulsifiant sur la stabilité des émulsions.

Partie théorique.

Les émulsions représentent des systèmes microhétérogènes formées par les mélanges de deux liquides, l'un étant finement dispersé (phase dispersée) dans l'autre (phase continue). On distingue, selon la nature de la phase dispersée et du milieu dispersant des emulsions directes (l'huile dans l'eau "h/e") et des émulsions inverses(l'eau dans huile "e/h"). L'inversion des émulsions est la transformation d'une émulsion directe en émulsion inverse et vice versa. Ce phénomène évolue sous l'action des conditions extérieures (modification de la température, addition des réactifs). On peut déterminer le type d'émulsion à l'aide des méthodes suivantes:

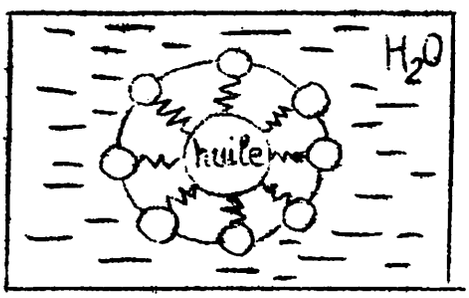
a) d'après la conductibilité électrique;
b) d'après la dissolvatations des colorants polaires et apolaires.

La première méthode est basée sur la mesure de la conductibilité électrique dont la valeur est beaucoup plus élevée dans le cas d'une émulsion directe h/eau, par rapport à celle des émulsions inverses. La deuxième méthode consiste en ce que les èmulsions de type h/e se colorent aisement avec les colorants solubles dans l'eau et de type inverse e/h - avec les colorants solubles dans l'huile.

Les dispersions d'un liquide dans un autre ne sont pas toujours stables.

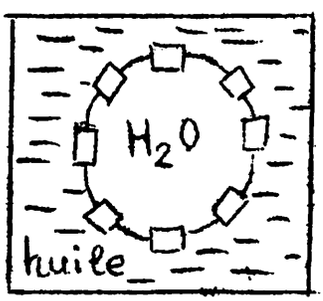
Les gouttelettes de la phase dispersée tendent à se réunir (on appelle ce phénomène "coalescence"). La coalescence

s'achève par la séparation totale d'une émulsion en deux couches. Il est possible d'apprécier la stabilité agrégative des émulsions en mesurant la vitesse de cette séparation. Il est nécessaire d'utiliser certaines substances pour former des émulsions stables. On appelle ces substances "émulsifiants". La nature des émulsifiants peut être très diverse (corps tensio-actifs, corps macromoléculaires naturels et artificiels, corps solides comme $CaCO_3$, $CaSO_4$, argiles sous forme des poudres à haut degré de dispersion). Le mécanisme de la stabilisation des émulsion en présence d'un émulsifiant consiste en création d'une couche protéctrice (ou d'un film d'adsorption) autour de chaque gouttelette de la phase dispersée. L'illustration de l'action protéctrice des émulsifiants est donnée sur les figures 1a, 1b, 1c.

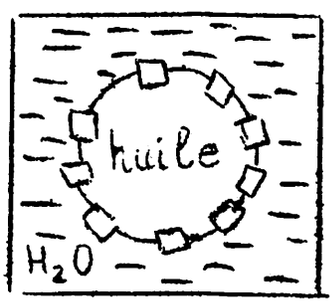


1a

Stabilisation d'une émulsion directe h/eau par un corps tensio-actif.



1b



1c

Stabilisation d'une émulsion inverse (1b) et directe (1c-) par les poudres de la nature différentes.

Les poudres avec la surface hydrophile (argile, $CaCO_3$) stabilisent des émulsions directes, tandis que celles avec la surface hydrophole (noir de charbon). "Boue à émulsion inverse" désigne les émulsion dont la phase continue est l'huile (eau/huile). Ces boues ont l'intérêt de présenter une phase continue huile sans affinité avec l'argile, qui ainsi ne subit plus phénomènes d'hydrotation, d'échange de base, etc.

Les boues à émulsion eau/huile sont principalement utilisées:

- pour le forage et le carottage des niveaux producteurs dans les sondages de développement ou d'extension;
- pour les reprises et entretiens de puits productifs;
- pour résoudre des prpblèmes de forage (argiles gonflant ou à fort pouvoir dispersant, grandes épaisseurs de sel ou d'anhydride, puits profonds posant des problèmes de hautes températures, de déviation, etc.).

La concentration de la phase aqueuse dispersée peut atteindre 50% et plus de volume. Les principaux avantages des boues à émulsion inverse sont les suivants:

- contrôle aisé des caractéristiques;
- insensibilité aux contaminants habituels des boues à base d'eau (NaCl, $CaSO_4$, ciment);
- excellentes caractéristiques de filtration statique, cake mince insoluble dans l'eau et soluble dans le brut;
- augmentation de la durée de vie des outils.

Partie expérimentale.

A. Obtention des émulsions.

1. Verser 5 ml d'eau distillée dans une éprouvette, ajouter 1 ml d'huile (du gaz-oil, du fuel , du brut.

2. Boucher l'éprouvette et la secouer énergiquement. La stabilité de l'émulsion obtenue est très faible et l'émulsion se détruit immédiatement en formant deux couches.

3. Ajouter quelques gouttes de solution d'oléate de sodium à 1% et secuer énergiquement de nouveau.

4. Examiner la forme des gouttelettes d'émulsion à l'aide d'un microscope.

5. Dessiner l'émulsion observée.

B. Inversion des émulsions.

1. Verser 2 ÷ 3 ml de benzène coloré par le colorant soluble dans le benzène mais insoluble dans l'eau.

2. Ajouter dans l'éprouvette la même quantité de solution aqueuse d'oléate de sodium à 1%.

3. Boucher l'éprouvette et la secouer énergiquement.

4. Déterminer le type d'émulsion à l'aide d'un microscope.

5. Ajouter dans l'émulsion à examiner 2 ÷ 3 ml de benzène et 2 ml de la solution de $CaCl_2$ à 2%.

6. Boucher l'éprouvette et l'ajiter énergiquement.

7. Déterminer le nouveau type d'émulsion.

8. Faire des conclusions.

C. Détermination de la stabilité agrégative des émulsions.

1. Verser 5 ml de benzène et 5 ml d'eau distillée dans une éprouvette graduée.

2. La boucher et agiter jusqu'à l'obtention d'une émulsion homogène.

3. Mettre en marche le chronomètre et fixer le temps de formation de 2 ml de la couche du benzène.

4. Calculer la vitesse de la formation de 2 ml de couche de benzène d'après l'expression:

$$V = \frac{2}{\tau} \quad [ml/min]$$

où: τ - temps de formation de 2 ml de benzène.

5. Répéter les mêmes opérations pour une série des émulsions à partir du benzène et des solutions aqueuses de l'oléate de sodium à 1% ; 0,5%; 0,25%; 0,12%; 0,06%. Préparer les solutions de l'oléate de sodium aux concentrations inférieures à 1% par la dilution de la solution initiale.

6. Présenter les données expérimentales au tableau:

Concentration d'émulsifiant, %	τ, min	U, ml/min

7. Tracer le graphique U = f(C)

TRAVAIL PRATIQUE N 9.

Coagulation. Détermination du seuil de coagulation d'une dispersion argileuse.

But du travail: l'étude expérimentale de l'énfluence des électrolytes sur la stabilité des boues de forage et la détermination du seuil de coagulation.

Partie théorique.

Les fluides de forage comme les systèmes dispersifs sont thermodynamiquement instables. La surface spécifique très élevée de la phase dispersée détermine l'excès de l'énergie libre, qui tend à diminuer d'après la deuxième loi de la thermodynamique. Cette tendance s'exprime par la diminution spontané du degré de dispersion du système. En d'autres termes, les particules de la phase dispersée se réunissent en formant des agrégats qui se précipitent. On appelle ce processus "coagulation" ou "floculation". La stabilité agrégative caractérise la capacité d'un système à conserver le même degré de dispersion en fonction du temps. L'existance des systèmes agrégativement stables n'est possible qu'aux conditions bien déterminées. Notamment, la présence des couches d'adsorptions de la nature différente sur l'interphase s'oppose au processus de l'aglomération de la phase dispersée. Les substances qui peuvent créer les couches d'adsorption et augmenter la stabilité agrégative s'appellent stabilisateurs ou protecteurs. L'action protectrice de ces substances consiste en formation de la couche d'adsorption sur la surface des particules colloïdales. Cette couche a une structure bédimensionnelle ayant la dureté assez grande qui protège les particules colloïdales contre la coagulation. On utilise dans la pratique des fluides de forage les protecteurs colloïdaux suivants: amidon, carboxyméthylcellulose (C.M.C.), tanins, lignosulfonates (FCL). Les boues de forage traitées à l'aide des produits indiqués, résistent bien

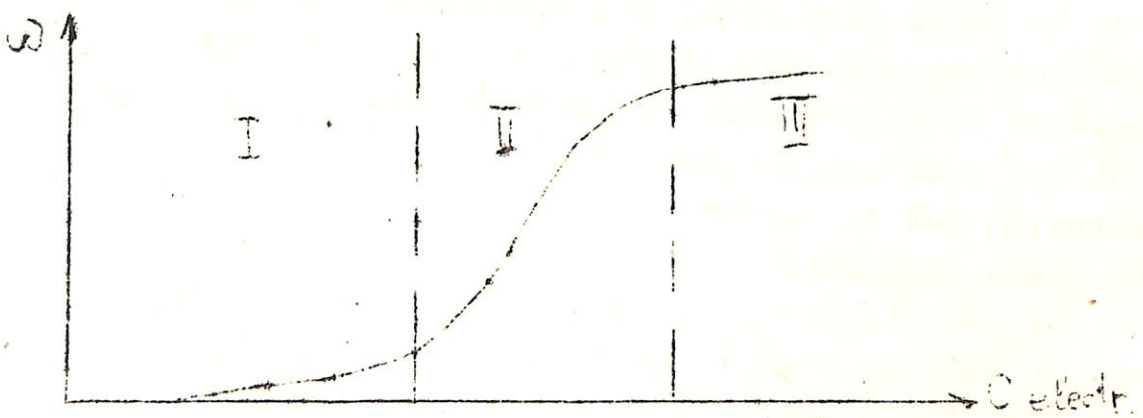
aux contaminants divers.

Le processus de coagulation peut être provoqué par les causes suivantes: addition d'électrolytes, modification de la température agitation ou secouage, action des champs électrique et magnétique. Il faut souligner, que parmi les facteurs provoquant la coagulation, c'est l'addition d'électrolytes qui est le facteur le plus puissant. Les dispersions argileuses sont très sensibles à l'introduction d'électrolytes (contamination). On appelle le seuil de coagulation une concentration minimale qu'il faut introduire au système pour provoque sa coagulation.
On l'exprime en milli mole/litre

$$\gamma = 100 \cdot C \cdot V \qquad (1)$$

où: γ - seuil de coagulation, mmole/litre
C - concentration molaire d'électrolyte;
V - nombre minimale de millilitre de la solution d'électrolyte provoquant la coagulation.

La coagulation est un processus qui se déroule en fonction du temps. La vitesse de coagulation est déterminée comme la dérivée de la concentration de particules par le temps ($\frac{dn}{d\tau}$). Le dessin N1 représente la dépendance de la vitesse de coagulation en fonction de la concentration d'électrolyte ajouté.



La zone I caractérise le domaine de la stabilité du système colloïdal . La zone II correspond à la coagulation lente, celle III - coagulation rapide, lorsque chaque rappochement des particules provoque la floculation. La base théorique de la coagulation rapide a été élaborée par Smoluchowski. La vitesse de la coagulation rapide est selon Smoluchowski une réaction du deuxième ordre.

$$-\frac{dn}{d\tau} = k \cdot n^2 \qquad (2)$$

On obtient après l'integration l'expression (3)

$$n = \frac{n_o}{1 + k \cdot n_o \cdot} \qquad (3)$$

où : n_o - nombre de particules dans l'unité de volume à $\tau = 0$

n - nombre de particules à

k - constante de coagulation.

Le pouvoir coagulant des électrolytes dépend de la valence des ions. La règle de Schultzé-Hardy stipule que: plus la valence des ions est grande, plus elevé est le pouvoir coagulant et plus petit est le seuil de coagulation. Cette dépendance est donnée quantitativement par la théorie de DLVO:

$$\gamma_{el.} = \frac{A \cdot \varepsilon^3 \cdot T^5}{Z^6} = \frac{\text{constante}}{Z^6} \qquad (4)$$

où: A - une constante;

ε - constante diélectrique du milieu; dispersant;

T - température;

Z - valence d'ion coagulant.

Partie expérimentale.

On utilise dans ce travail une dispersion de bentonite et les solutions des électrolytes suivantes: KCl à 1M, K_2SO_4 à 0,01M et K_3 $Fe(CN)_6$ à 0,001M. La détermination du seuil de coagulation se fait d'une manière approximative. Notamment, on constate le commencement de la coagulation lorsque l'agrégation des particules devient visible.

1. On verse 5 ml de suspension de bentonite dans 12 éprouvettes (4 éprouvettes pour chaque électrolyte).

2 . On ajoute dans chaque éprouvette une quantité d'eau distillée (suivant le tableau 1).

3. On bouche les éprouvettes, on les agite bien.

4. On fixe la coagulation visible dans 10-15 min. On désigne la présence de la coagulation dans chaque éprouvette par le signe " + ", l'absence - par " - " .

5. On porte les résultats obtenus dans le tableau 1.

6. Si la coagulation visible s'observe dans toutes les 4 éprouvettes, on va diminuer les volumes d'électrolyte. Si, au contraire, la coagulation n'est pas observée dans 4 éprouvettes, il faut augmenter les volumes d'électrolyte.

7. On calcule le seuil de coagulation de la dispersion de bentonite pour chaque électrolyte d'après la formule (1).

Tableau N1

Numéro de l'éprouvette	Electrolyte	Quantité de dispersion de bentonite en ml	Quantité d'eau distillée en ml	Quantité de solution d'électrolyte	Résultat +/ -
1	KCl	5	5	0,2	
2	KCl	5	5	0,3	
3	KCl	5	5	0,4	
4	KCl	5	5	0,5	
5	K_2SO_4	5	0	1	
6	K_2SO_4	5	0	2	
7	K_2SO_4	5	0	3	
8	K_2SO_4	5	0	4	
9	$K_3 Fe(CN)_6$	5	0	1	
10	$K_3 Fe(CN)_6$	5	0	2	
11	$K_3 Fe(CN)_6$	5	0	3	
12	$K_3 Fe(CN)_6$	5	0	4	

TRAVAIL PRATIQUE N 10

Détermination de la concentration micellaire critique des corps tensio-actifs colloïdaux par la méthode conductométrique.

But du travail: l'étude expérimentale de la méthode conductométrique pour déterminer la concentration micellaire critique (C.M.C) d'un corps tensio-actif colloïdale.

Partie théorique.

Une particule élémentaire d'un système colloïdale s'appelle "micelle". La structure d'une micelle peut être soit cristalline, soit amorphe suivant la nature du système colloïdale. Les solutions des corps tensio-actifs colloïdaux représentent un type des systèmes dispersifs liophiles où les micelles se composent des molécules associées. Le degré d'association des molécules de corps tensio-actifs peut atteindre 20 ÷ 100. En même temps les corps tensio-actifs colloïdaux peuvent se trouver sous forme des molécules ou des ions distinctes dans le domaine de concentration très faible (solution moléculaire ou vraie). Une concentration à laquelle un système moléculaire se transforme en système micellaire porte le nom "concentration critique micellaire".

Ainsi, la formation des micelles se traduit par un changement qualitatif du système, lorsque une solution vraie se transforme dans un système microhétérogène colloïdale. Ce passage s'accompagne d'une variation brusque des paramètres physico-chimiques du système tels que la tension superficielle, la conductibilité électrique, les propriétés optiques etc. (voir les fig. 1,2).

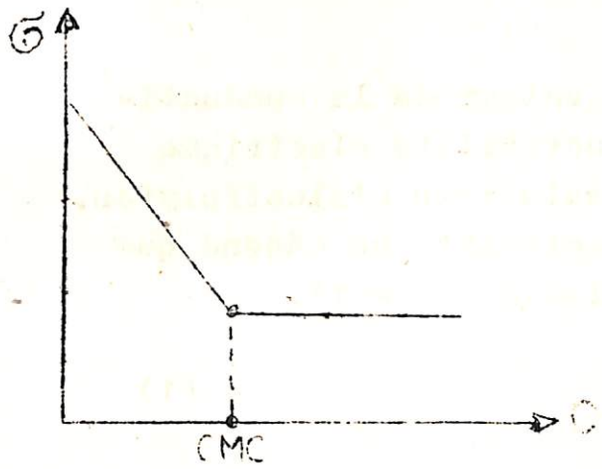


Fig. 1

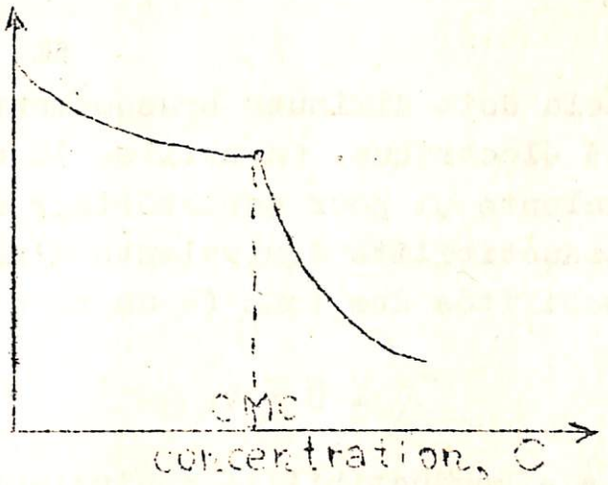


Fig.2

La structure simplifiée de la micelle de solution aqueuse d'un corps tensio-actif colloïdale est présentée sur la fig.3. Les groupes apolaires du corps tensio-actif colloïdale s'assemblent en formant le noyau des micelle, tandis que les groupes polaires s'orientent vers le milieu dispersant (H_2O).

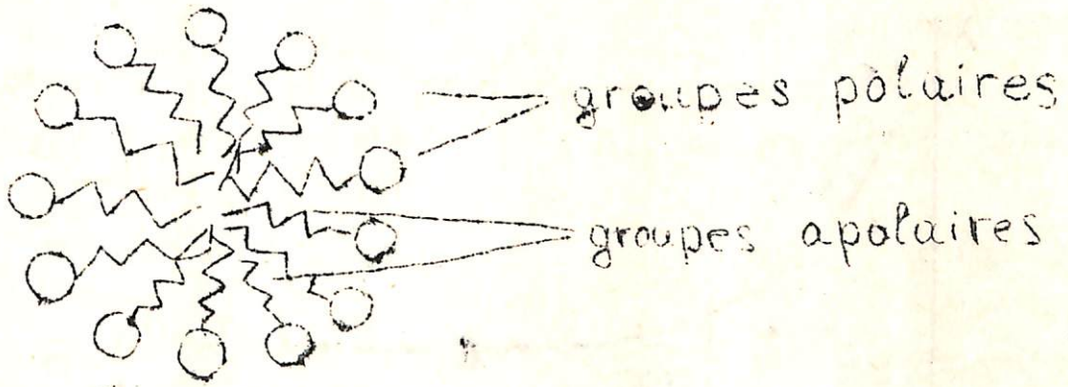


Fig.3
Structure d'une micelle.

La solubilité vraie des corps tensio-actifs colloïdaux est très petite et constitue environnement $10^{-2} \div 10^{-5}$ mole/l. Les valeurs de la concentration critique mocellaire se trovent dans l'intervalle 1 - 20 mmole/l pour les corps tensio-actifs ionogènes.

Les corps tensio-actifs ionogènes se decomposent totalement en ions à l'état moléculaire. L'association des molécules lors de la formation des micelles provoque immédiatement la diminution de la concentration des ions. Il est bien évidant

que cela doit diminuer brusquement la valeur de la conductibilité électrique. On utilise la conductibilité électrique équivalente λ pour caractériser les solutions d'électrolytes. La conductibilité équivalente d'un électrolyte ne dépend que des mobilités des ions (à degré d'ionisation = 1).

$$\lambda = U + V \qquad (1)$$

où: λ - conductibilité équivalente;
U,V - mobilités de cation et d'anion.

Au fur et à mesure que la micelle se forme la mobilite V tombe et la conductibilité équivalente λ diminue aussi. Il est possible de fixer le passage d'une solution vraie en solution miccelaire (colloïdale) en observant la variation de la conductibilité électrique de la solution aqueuse du corps tensio-actif colloïdale.

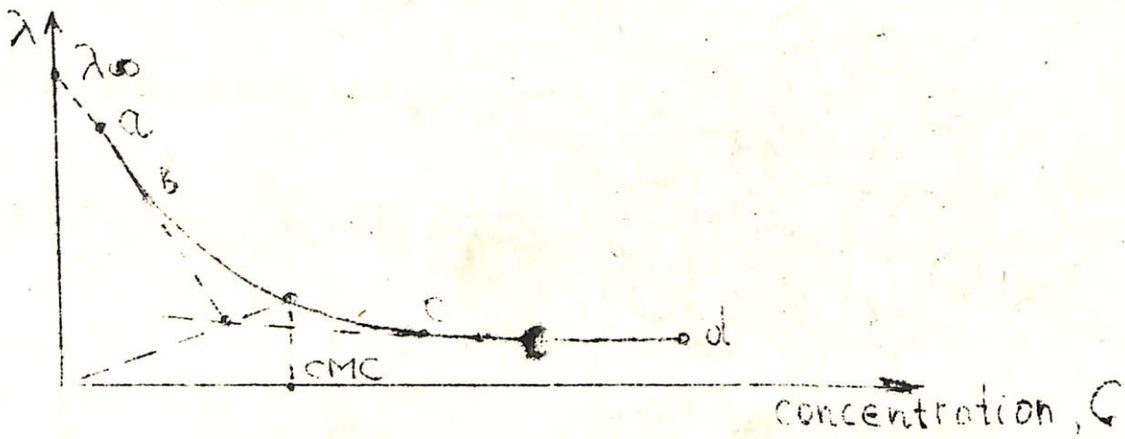


Fig.4

Courbe de la dépendance $\lambda = f(C)$ d'un corps tensio-actif colloïdale.

La courbe $\lambda = f(C)$ tombe brusquement dans le domaine initiale ab, ce qui correspond à l'état de la solution avec la prédominance des ions. Le segment bc caractérise la prédominance des micelles, et le segment cd représente le passage totale du système à l'état micellaire. Pour faciliter la détermination de la CCM et augmenter sa précision

7. B I B L I O G R A P H I E

1. Landriot G., Fluides de forage, Paris, 1968.
2. Garcia C., Parigot P., Boues de forage, Paris, 1968.
3. Ricard G., Cours sur les boues de forage, Paris, 1968.
4. Manuel pratique des fluides de forage, Paris, 1969.
5. Berkovitsch M., Technologie du forage des puits petrolières et du gaz, Moscou, 1974.
6. Martschenko R., Chimie physique et colloidale, Moscou, 1969.
7. Emschwiller G., Chimie physique, t.2, Paris, 1964.
8. Kruyt H.R., Overbeek J., Initiation à la chimie physique. Chimie colloidale en particulier, Paris, 1968.
9. Chitour S.E., Chimie physique des phenomènes de surface, Alger, 1981.
10. Ricard G., La physico-chimie des boues de forage, Paris, 1966.

entre deux $\sqrt{c}$ voisines; $\Delta(\lambda/\lambda_\infty)$ - la différence des valeurs du rapport λ/λ_∞ pour deux concentration voisines.

6. On remplit le tableau 2

N°	C eq-g/l	$Ohm^{-1} \cdot cm^2$	$\sqrt{c}$	λ/λ_∞	$\Delta\sqrt{c}$	$\sqrt{c}$	$\Delta(\lambda/\lambda_\infty)$	$\frac{\Delta(\lambda/\lambda_\infty)}{\Delta(\sqrt{c})}$

7. On trace les graphiques $\lambda/\lambda_\infty = f(\sqrt{c})$ (fig.5) et $\frac{\Delta(\lambda/\lambda_\infty)}{\Delta(\sqrt{c})} = f(\sqrt{c})$ (fig.6), on détermine la concentration critique micellaie C.C.M. sur le dernièr graphique.

7. On répète les opérations précédentes (8 - 10 dilutions).

8. On porte les résultats obtenus dans le tableau N1.

Tableau N 1.

N°	C éq-g/l	L_x Ohm^{-1}

4. Traitement des résultat obtenus

1. On calcule la conductibilité spécifique se pour chaque concentration de solution d'après la rélation (2)

$$\varkappa = L_x \cdot k \qquad (2)$$

où: $\varkappa$ - conductibilité spécifique en $Ohm^{-1}.cm^{-1}$

L_x - conductivité mésurée

k - constante de la cellule ($k = 0,67\ cm^{-1}$)

2. On calcule la conductibilité équivalente pour chaque concentration de solution d'après la relation (3)

$$\lambda = \frac{\varkappa \cdot 1000}{C} \qquad (3)$$

où: C - concentration de la solution examinée en éq-g/l

3. On calcule les valeurs de $\sqrt{C}$.

4. On construit le graphique $\lambda = f(C)$ et on trouve λ_∞ par extrapolation.

5. On calcule λ/λ_∞ ; $\Delta(\sqrt{C})$ - la différence entre les valeurs de $\sqrt{C}$ voisines; $\sqrt{C}$ - la valeur moyenne

3. Appuyer sur le bouton 7 . L'ampoule indicatrice 6 s'allume.
4. Mettre le commutateur de l'intervalle de mesure 5 dans la position convenablement choisie.
5. Tourner le bouton du contact glissant (4) jusqu'à la coïncidance de l'aiguille (2) avec le triangle.
6. Trouver la valeur de la conductance L_x en multipliant l'indication de l'échelle (3) par un multiplicateur du bouton 5 .

Exemple.

a) On a obtenu sur l'échelle du contact mobile (3) 1,73. Le multiplicateur correspondant à la position du commutateur 5 est égal à 10 (mS) . Alors, $L_x = 1,73 \times 10 \times 10^{-3} = 1,73 \cdot 10^{-2}$ Ohm^{-1}.

b) On a obtenu sur l'échelle (3) 0,25. La position du commutateur - x1 (μS).
Alors, $L_x = 0,25 \times 1 \times 10^{-6} = 0,25 \cdot 10^{-6}$ Ohm^{-1}.

3. Ordre de mesure

1. On rince la cellule conductomètrique et le verre à mesurer avec de l'eau distillée (2 - 3 fois) et la solution examinée.
2. On prélève 50 ml de solution à examiner dans le verre.
3. On met la cellule conductométrique dans le verre avec la solution du corps tensio-actif.
4. On branche l'appareil et on mesure la conductivité de la solution L_x ($L_x = \frac{1}{R_x}$)
5. On prélève 25 ml de solution examinée du verre et on y ajoute 25 ml d'eau distillée. La concentration de la solution initiale tombe à moitié.
6. On agite soigneusement la solution diluée et on mesure la conductibilité de la solution de nouveau.

8. TABLE DES MATIERES

1. Introduction 3
2. Chapitre 1. Caractéristiques chimiques des boues de forage 4
Travail pratique 1. Recherche qualitative des ions 4
Travail pratique 2. Mesure de l'alcalinité du filtrat 7
Travail pratique 3. Dosage quantitative du chlor dans le filtrat. 15
Travail pratique 4. Dosage quantitative du calcium Ca^{++} et du magnesium Mg^{++} dans le filtrat. 18
3. Chapitre 1 . Phénomènes superficiels. 21
Travail pratique 5. Tension superficielle. 21
Travail pratique 6. Adsorption de l'acide acétique par l'argile bentonitique. 32
4. Chapitre 111. Propriétés électriques des boues de forage 38
Travail pratique 7. Détermination du potentiel électrocinétique (ζ-potentiel) des particules argileuses par la methode de l'électrophorèse. 38
5. Chapitre 1V. Stabilité des systèmes dispersifs. 46
Travail pratique 8. Emulsions. 46
Travail pratique 9. Coagulation. Détermination du seuil de coagulation d'une dispersion argileuse. 51
6. Chapitre V. Proprietés colloidales des corps tensio-actifs. 56
Travail pratique 10. Détermination de la concentration micellaire critique des corps tensio-actifs par la methode conductomètrique. 56
7. Bibliographie. 64
8. Table des matières. 65