

ENSI UL

PRATIQUE CHIMIQUE

Master professionnel

CHIMIE

2020-2021

TP 1 Dosage de bioxyde d'hydrogène H_2O_2 par permanganate de potassium KMnO_4

1.1 Généralités

La manganimétrie comprend tous les dosages qui peuvent être faits à l'aide du permanganate de potassium, oxydant énergique en milieu neutre, acide ou alcalin. Les produits de réaction diffèrent suivant le pH du milieu. En milieu neutre ou alcalin, il se forme de l'oxyde de manganèse, de couleur brune, qui trouble la solution et empêche de voir nettement la fin de la réaction (changement de couleur). En milieu acide (sulfurique), il se forme le sulfate de manganèse II et la fin de la réaction est remarquée par la disparition de la coloration rose violacée de la solution.

1.2 Réactifs :

- bioxyde d'hydrogène de titre inconnu ;
- permanganate de potassium, 0.05N ;
- acide sulfurique, 2N.

1.3 Manipulations :

- prélever 2.5 ml d'une solution H_2O_2 ;
- introduire la substance dans un ballon jaugé de 100 ml et compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée ;
- remuer la solution ;
- verser la solution de KMnO_4 dans la burette ;
- verser dans l'erlenmeyer, à l'aide d'une pipette graduée, 20 ml de solution préparée de H_2O_2 et ajouter 10 ml de la solution de H_2SO_4 , 2N ;
- effectuer le dosage de la solution H_2O_2 par KMnO_4 en versant goutte à goutte la solution de KMnO_4 jusqu'à l'apparition de la coloration rose ;
- déterminer la quantité de KMnO_4 versée ;
- faire trois essais et prendre la moyenne.

1.4 Résultats :

- écrire la réaction d'oxydoréduction de titrage ;
- calculer la concentration en bioxyde d'hydrogène de la solution étudiée (2.5ml) et la masse de bioxyde d'hydrogène dans cette solution.

TP 2 Préparation et dosage d'une solution de l'acide sulfurique

1.1 Généralités

Toutes les méthodes volumétriques de dosage des solutions acides ou basiques sont désignées sous le nom d'acidimétrie ou d'alcalimétrie.

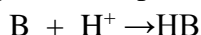
L'ensemble d'acidimétrie et d'alcalimétrie est désigné sous le nom de protométrie.

A l'aide de protométrie on détermine la quantité d'ions d'hydrogène (protons) qu'on met en jeu dans une réaction.

Comme l'acide est capable de céder des protons, en déterminant la quantité de protons qui ont été cédés, et on dose ainsi l'acidité.



Une base étant capable de capter des protons, est donc antagoniste d'un acide.



Pour doser une solution acide, on ajoute une solution de base de titre connu, et, inversement, une solution alcaline est titrée au moyen d'une solution acide de titre connu (concentration connue).

Dans les dosages acidimétrique ou alcalimétrique, on ajout toujours un indicateur coloré, substance qui, par changement de couleur, marque la fin de la réaction.

1.2 Réactifs :

- acide sulfurique à 10% massique ;
- acide sulfurique, 2N ;
- hydroxyde de sodium, 0.1N ;
- indicateur méthylorange.

1.3 Manipulations :

- préparer 50 ml d'acide sulfurique 0.1N à partir d'une solution de l'acide sulfurique à 10% massique (masse volumique $\rho = 1.069 \text{ g/ml}$) dans une fiole jaugée ;
- verser dans une éprouvette N°1, 2 ml d'une solution de l'acide sulfurique 0.1N et dans une éprouvette N°2, 2 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium, 0.1N ;
- mettre dans deux éprouvettes une goutte d'indicateur méthylorange et remarquer la couleur des solutions ;
- remplir la burette d'acide sulfurique préparé de titre voisin de 0.1N jusqu'au niveau zéro ;
- mettre dans erlenmeyer 5 ml de solution 0.1N de NaOH et ajouter 5 ml d'eau distillée et une goutte de méthylorange ;
- ajouter dans erlenmeyer à l'aide de la burette à chaque fois 0.5 ml d'acide sulfurique jusqu'au moment de changement de la coloration ;
- déterminer la quantité de l'acide sulfurique versée ;
- faire trois essais et prendre la moyenne.

1.4 Résultats :

- écrire la réaction de titrage ;
- calculer la normalité, la molarité et le titre (g/l) de la solution de l'acide sulfurique.

TP 3 Réactions d'oxydoréduction

1.1 Généralités

Réaction d'oxydoréduction est une réaction mettant en présence un oxydant (capteur des électrons) et un réducteur (libérateur des électrons) et conduisant à des transferts d'électrons :



1.2 Réduction des ions du cuivre par le fer métallique

1.2.1 Manipulations :

- mettre dans une éprouvette un morceau de fil de fer et ajouter 2 ml d'une solution 0.5N de sulfate de cuivre ;

1.2.2 Résultats :

- décrire vos observations ;
- indiquer les réactions des couples RED-OX ;
- mettre en évidence le transfert d'électrons ;
- équilibrer la réaction globale.

1.3 Oxydation des ions de fer Fe^{+2} par permanganate de potassium KMnO_4

1.3.1 Manipulations :

- verser dans une éprouvette 2 ml d'une solution 0.001N de KMnO_4 ;
- ajouter 2-3 gouttes de solution 2N de l'acide sulfurique ;
- ajouter goutte par goutte une solution 0.5N de sulfate de fer II jusqu'à la décoloration complète de la solution

1.3.2 Identique à 1.2.2.

1.4 Réduction de l'acide nitrique par le cuivre métallique

1.4.1 Manipulations :

- mettre dans une éprouvette un morceau de fil de cuivre et ajouter 2 ml de solution de l'acide nitrique.

1.4.2 Identique à 1.2.2.

1.5 Réaction d'auto oxydoréduction

1.5.1 Manipulations :

- mettre dans une éprouvette 2-3 cristaux d'iode et ajouter 2 ml de solution de NaOH (2N) ;
- ajouter à la solution obtenue 2 ml de solution 2N de l'acide sulfurique.

1.5.2 Résultats :

- décrire vos observations ;
- indiquer les réactions des couples RED-OX des deux réactions;
- mettre en évidence le transfert d'électrons dans les deux réactions;
- équilibrer les réactions globales.

1.6 Oxydation de l'alcool éthylique par KMnO_4 en milieu acide et basique

1.6.1 Manipulations :

- mettre dans une éprouvette N°1, 1 ml de solution de KMnO_4 et ajouter 1 ml de solution 2N de l'acide sulfurique;

- mettre dans une éprouvette N°2, 1 ml de solution de KMnO_4 et ajouter 1 ml de solution 2N de NaOH ;
- mettre dans les deux éprouvettes 2 ml d'alcool éthylique ;
- chauffer l'éprouvette N°1.

1.6.2 Résultats :

- décrire vos observations ;
- indiquer les réactions des couples RED-OX des deux réactions;
- mettre en évidence le transfert d'électrons dans les deux réactions;
- équilibrer les réactions globales.

TP 4 Protométrie

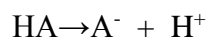
1.1 Généralités

Toutes les méthodes volumétriques de dosage des solutions acides ou basiques sont désignées sous le nom d'acidimétrie ou d'alcalimétrie.

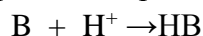
L'ensemble d'acidimétrie et d'alcalimétrie est désigné sous le nom de protométrie.

A l'aide de protométrie on détermine la quantité d'ions d'hydrogène (protons) qu'on met en jeu dans une réaction.

Comme l'acide est capable de céder des protons, en déterminant la quantité de protons qui ont été cédés et on dose ainsi l'acidité.



Une base étant capable de capter des protons, est donc antagoniste d'un acide.



Pour doser une solution acide, on ajoute une solution de base de titre connu, et, inversement, une solution alcaline est titrée au moyen d'une solution acide de titre connu (concentration connue).

Dans les dosages acidimétrique ou alcalimétrique, on ajout toujours un indicateur coloré, substance qui, par changement de couleur, marque la fin de la réaction.

Ajustage : l'ajustage d'une solution à un titre t' , s'effectue toujours à partir d'une solution de titre plus élevé que celui qu'on désire obtenir.

$$t > t'$$

Il faut calculer le volume n de solution de titre t , qu'il faut diluer, pour obtenir un volume n' de solution de titre t' .

Pour préparer n' ml de solution de titre t' , il faut prélever un volume de solution à diluer contenant $n't'$ mEq.

$$nt = n't' \quad n = n't' / t$$

Car $n't'$ mEq seront contenu dans $n't'/t$ ml de solution de titre t .

Exemple : Préparer 1000 ml de solution 0.1N (t'), à partir d'une solution de titre 0.16N (t).

La solution que nous voulons préparer doit contenir 0.1 mEq x 1000, soit 100 mEq.

100 mEq correspondent à $100/0.16 = 625$ ml solution de titre t , qu'on complétera avec 375 ml d'eau distillée pour obtenir 1000 ml.

1.2 Réactifs :

- acide oxalique pur 0.6303 g;
- acide sulfurique de titre voisin de 1N ;
- hydroxyde de sodium de titre voisin de 0.1N ;
- hydroxyde de sodium 1N ;
- indicateur phénolphtaléine à 1%.

1.3 Préparation d'une solution de soude 0.1N

1.3.1 Manipulations :

- préparation de la solution standard d'acide oxalique 0.1N.

Prendre 0.6303 g d'acide oxalique et introduire la substance dans une fiole jaugée de 100 ml. Ajouter environ 80 ml d'eau distillée et agiter jusqu'à la dissolution complète. Compléter avec de l'eau distillée, jusqu'au trait de jauge ;

- dans une fiole conique, introduire 10 ml (pipette) de solution standard de l'acide oxalique ;
- ajouter 2 à 3 gouttes de solution de phénolphthaléine ;
- titrer avec la solution de NaOH, approchée de 0.1N jusqu'au virage au rose de l'indicateur ;
- faire 3 essais et prendre la moyenne.

1.3.2 Résultats :

- écrire la réaction de dosage ;
- calculer la normalité de la solution de soude.

1.4 Préparation d'une solution normale d'acide sulfurique

1.4.1 Manipulations :

- préparer dans une fiole jaugée de 50 ml, une solution de titre voisin de 1N de l'acide sulfurique à partir de la solution 2N ;
- faire la vérification du titre de la solution de l'acide sulfurique préparé à l'aide d'une solution de soude 1N. Introduire dans une fiole conique 10 ml (pipette) de solution de NaOH 1N et 4 gouttes de solution de phénolphthaléine ;
- titrer avec la solution acide jusqu'à décoloration du rose de l'indicateur ;
- faire 3 essais et prendre la moyenne.

1.4.2. Résultats :

- écrire la réaction de dosage ;
- calculer la normalité de l'acide sulfurique ;
- effectuer l'ajustage. Pour obtenir 1000 ml de solution normale, calculer en fonction du titre trouvé et de l'équivalent gramme de H_2SO_4 les quantités respectives d'acide et d'eau distillée (voir technique de l'ajustage) ;
- présenter la courbe de neutralisation d'un acide fort par une base forte.

TP 5 Détermination du pH des solutions à l'aide de des indicateurs

1.1 Généralités

La présence dans une solution d'ions OH^- ou d'ions H_3O^+ peut se mettre en évidence au moyen d'indicateurs qui ont la propriété de changer de teinte lorsque des concentrations de H_3O^+ ou de OH^- sont modifiées. Le tableau 1 indique les indicateurs colorés les plus utilisés ainsi que les concentrations en iongr/l d'ions H_3O^+ ou OH^- qui correspondent à leur changement de teinte (nommé zone de virage ou seuil de sensibilité de l'indicateur).

1.2 Réactifs :

- solution de NaOH, 0.1N ;
- solution de HCl, 0.1N ;
- solution inconnue ;
- indicateurs : rouge de méthyle, phénolphtaléine, méthylorange, BTB (bromothymol bleu).

1.3 Coloration des indicateurs dans les milieux différents

1.3.1 Manipulations :

- prendre deux éprouvettes ;
- mettre dans l'éprouvette N° 1, 2 ml d'une solution 0.1N de NaOH ;
- mettre dans l'éprouvette N°2, 2 ml d'une solution 0.1N de HCl ;
- mettre dans chaque éprouvette une goutte de méthylorange ;
- faire la même expérience avec les indicateurs : rouge de méthyle, phénolphtaléine et BTB ;
- observer les teintes.

1.3.2 Résultats :

- présenter vos observations sous forme de tableau :

Indicateur	pH de zone de virage	Teinte de l'indicateur		
		Sous forme acide	Dans la zone de virage	Sous forme basique
Méthylorange	3.1-4.4			
Rouge de méthyle	4.4-6.2			
BTB	2.0-6.0			
Phénolphtaléine	8.2-10.0			

- indiquer l'indicateur dont la zone de virage se trouve proche du milieu neutre ;
- quels sont les indicateurs ayant la zone de virage dans un milieu acide ; basique ;
- expliquer le fonctionnement des indicateurs dans les milieux acide et basique ;
- calculer le pH de la solution 0.1N de HCl ;
- calculer le pH de la solution 0.1N de NaOH.

1.4 Détermination de l'intervalle du pH d'une solution inconnue à l'aide des indicateurs

1.4.1 Manipulations :

- prendre 3-4 ml d'une solution donnée et déterminer l'intervalle du pH de la solution à l'aide des indicateurs suivants : BTB, rouge de méthyle, méthylorange.

1.4.2 Résultats :

- expliquer le procédé de l'analyse et calculer la concentration de H_3O^+ contenue dans la solution.

TP 6 Dosage de l'acide orthophosphorique par l'hydroxyde de sodium

1.1 Généralités

L'acide orthophosphorique (H_3PO_4) est un triacide, contenant 3 fonctions acides de forces différentes (forte, moyenne, faible). La saturation de l'acide par la soude donne trois éthers-sels différents. La formation de ces trois sels correspond aux pH suivants :

- la fonction acide forte à pH voisine de 4.4 pour la formation du phosphate monosodique :
$$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- la fonction acide moyenne à pH voisine de 9.6 pour la formation du phosphate disodique :
$$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- la fonction acide faible à pH voisine de 12.6 pour la formation du phosphate trisodique :
$$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$$

Cette dernière fonction est trop faible pour être dosée.

L'acide orthophosphorique peut donc être titré:

- comme monoacide, à pH=4.4 ; l'acide intervenant dans la réaction avec une acidité ;
- comme diacide, à pH=9.6 ; l'acide intervenant dans la réaction avec deux acidités.

On utilisera la technique de dosage avec deux indicateurs. La première acidité est mise en évidence par le méthylorange : le virage est net du rouge au jaune. Il y a formation de NaH_2PO_4 . La deuxième acidité est mise en évidence par la phénolphthaléine ; pour la neutralisation complète, l'indicateur doit virer au rouge orangé. Il y a donc formation de Na_2HPO_4 .

1.2 Réactifs :

- solution de NaOH 1N ;
- solution de méthylorange ;
- solution de phénolphthaléine ;
- solution de l'acide orthophosphorique 85%.

1.3 Manipulations :

- préparer dans une fiole jaugée de 100 ml, une solution de l'acide orthophosphorique à 5% volumique à partir d'une solution de l'acide à 85% volumique ;
- dans une fiole conique introduire 10 ml de solution acide à titrer à 5% (pipette) et ajouter 2-3 gouttes de méthylorange. Titrer avec NaOH 1N jusqu'à ce que le méthylorange vire du rouge au jaune ;
- on ajoute à la solution du dosage de la première acidité 2-3 gouttes de phénolphthaléine et on verse la soude de la burette jusqu'au virage de l'indicateur au rouge ;
- faire 3 essais et prendre les moyennes.

1.4 Résultats :

- calculer le poids au litre (g/l) en acide orthophosphorique ;
- présenter la courbe de neutralisation de l'acide orthophosphorique par une base forte NaOH.

TP 7 Iodométrie

1.1 Généralités

L'iodométrie est une méthode de dosage d'un corps oxydable à l'aide d'une solution d'iode de titre connu, ou de dosage de l'iode libéré (réduction) à partir de l'oxydation d'un iodure.

1.2 Préparation d'une solution de thiosulfate de sodium 0.1N

1.2.1 Réactifs :

- thiosulfate de sodium de titre voisin de 0.1N ;
- solution titrée d'iode 0.1N ;

1.2.2 Manipulations :

- dans une fiole conique introduire 10 ml (pipette) de solution de thiosulfate de sodium de titre voisin de 0.1N et ajouter 1 ml d'empois d'amidon;
- à l'aide de la burette verser la solution d'iode 0.1N jusqu'à l'obtention d'une coloration jaune claire ;
- faire 3 essais et prendre la moyenne.

1.2.3 Résultats :

- écrire la réaction de dosage ;
- calculer le titre, en normalité, de la solution de thiosulfate de sodium ;
- effectuer l'ajustage de la solution de thiosulfate de sodium en vue de son utilisation dans 1.3.

1.3 Dosage d'une solution d'iode

1.3.1 Réactifs :

- solution d'iode de titre inconnu ;
- solution de thiosulfate de sodium 0.1N ajustée ;

1.3.2 Manipulations :

- dans une fiole conique introduire 10 ml (pipette) de solution d'iode de titre inconnu et ajouter 1 ml d'empois d'amidon;
- verser à l'aide de la burette la solution de thiosulfate de sodium jusqu'à la disparition de la coloration jaune claire ;
- faire 3 essais et prendre la moyenne.

1.3.3. Résultats :

- écrire la réaction de dosage ;
- calculer le titre, en normalité, de la solution d'iode.

Potentiels standard

de quelques couples oxydant-réducteur

1) à pH = 0

Demi-équation d'échange électronique	E ⁰ /V	
$F_2 + 2H^+ + 2e = 2HF$	+ 3,06	
$F_2 + 2e = 2F^-$	+ 2,85	
$S_2O_8^{2-} + 2e = 2SO_4^{2-}$	+ 2,01	
$Co^{3+} + e = Co^{2+}$	+ 1,82	
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$	+ 1,77	
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	+ 1,695	
$Ce^{4+} + e = Ce^{3+}$	+ 1,70	dans HClO ₄ à 1 mol · L ⁻¹
	+ 1,44	dans H ₂ SO ₄ à 1 mol · L ⁻¹
$2HClO + 2H^+ + 2e = Cl_2 + 2H_2O$	+ 1,63	
$NaBiO_3 + 6H^+ + 2e = Na^+ + Bi^{3+} + 3H_2O$	+ 1,6	
$H_5IO_6 + H^+ + 2e = IO_3^- + 3H_2O$	+ 1,5	
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e = Br_2 + 6H_2O$	+ 1,52	
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	+ 1,51	
$Mn^{3+} + e = Mn^{2+}$	+ 1,51	
$PbO_2 + 4H^+ + 2e = Pb^{2+} + 2H_2O$	+ 1,455	
$Cl_2 + 2e = 2Cl^-$	+ 1,359	
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+ 1,33	
$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	+ 1,23	
$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	+ 1,299	
$2IO_3^- + 12H^+ + 10e = I_2 + 6H_2O$	+ 1,195	
$Br_2(aq) + 2e = 2Br^-$	+ 1,087	
$Br_2(l) + 2e = 2Br^-$	+ 1,065	
$2ICl_2^- + 2e = I_2 + 4Cl^-$	+ 1,06	
$HNO_2 + H^+ + e = NO + H_2O$	+ 1,00	
$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	+ 0,96	
$NO_3^- + 3H^+ + 2e = HNO_2 + H_2O$	+ 0,94	
$NO_3^- + 10H^+ + 8e = NH_4^+ + 3H_2O$	+ 0,87	
$2Hg^{2+} + 2e = Hg_2^{2+}$	+ 0,920	
$Cu^{2+} + I^- + e = CuI(s)$	+ 0,86	
$Ag^+ + e = Ag(s)$	+ 0,7994	
$Hg_2^{2+} + 2e = 2Hg(l)$	+ 0,789	
$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	+ 0,771	
	+ 0,674	dans H ₂ SO ₄ à 1 mol · L ⁻¹
$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$	+ 0,682	
$I_2(aq) + 2e = 2I^-$	+ 0,6197	
$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	+ 0,564	
$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e = H_3AsO_3 + H_2O$	+ 0,559	

$[\text{I}_3]^- + 2\text{e} = 3\text{I}^-$	+ 0,536	
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	+ 0,5355	
$\text{Cu}^+ + \text{e} = \text{Cu}$	+ 0,521	
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 0,45	
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) + 2\text{e} = 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{CrO}_4^{2-}$	+ 0,446	
$2\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 0,40	
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e} = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+ 0,356	
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}(\text{s})$	+ 0,337	
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + 2\text{e} = 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Cl}^-$	+ 0,2680	
	+ 0,2412	dans KCl en solution saturée
$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{e} = \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^-$	+ 0,2224	
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,17	
$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{Cu}^+$	+ 0,153	
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	+ 0,15	
$[\text{SnCl}_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{SnCl}_4]^{2-} + 2\text{Cl}^-$	+ 0,14	dans HCl à 1 mol · L ⁻¹
$\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	+ 0,141	
$\text{AgBr}(\text{s}) + \text{e} = \text{Ag}(\text{s}) + \text{Br}^-$	+ 0,095	
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+ 0,08	
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} + \text{e} = \text{Ag}(\text{s}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+ 0,01	
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,000	
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}(\text{s})$	- 0,126	
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}(\text{s})$	- 0,136	
$\text{AgI}(\text{s}) + \text{e} = \text{Ag}(\text{s}) + \text{I}^-$	- 0,151	
$\text{CuI}(\text{s}) + \text{e} = \text{Cu}(\text{s}) + \text{I}^-$	- 0,185	
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}(\text{s})$	- 0,250	
$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	- 0,255	
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}(\text{s})$	- 0,277	
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{e} = \text{Ag}(\text{s}) + 2\text{CN}^-$	- 0,31	
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e} = \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}$	- 0,356	
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}(\text{s})$	- 0,403	
$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	- 0,41	
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}(\text{s})$	- 0,440	
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{s})$	- 0,74	
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}(\text{s})$	- 0,763	
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}(\text{s})$	- 1,18	
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}(\text{s})$	- 1,66	
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}(\text{s})$	- 2,37	
$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}(\text{s})$	- 2,71	
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}(\text{s})$	- 2,87	
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sr}(\text{s})$	- 2,89	
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}(\text{s})$	- 2,90	
$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}(\text{s})$	- 2,92	
$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}(\text{s})$	- 3,04	