

LE POTASSIUM

T. LAMBERT, V. HERAULT, L. CORNE

Connu depuis des siècles, le potassium, 19^e élément du tableau périodique, est très souvent en retrait sur la scène scientifique par rapport à ses cousins le sodium et le lithium. Néanmoins, son apport en chimie n'est pas négligeable, ses applications en industrie nombreuses et sa présence dans le corps humain indispensable. De son extraction sous forme de minerai à sa purification, la production de potassium a fait l'objet d'études et d'améliorations au cours du siècle dernier. Il existe de nombreux domaines où la connaissance du potassium est capital : datation, production d'engrais, médecine et alimentation, industrie électrochimique, etc. Élément d'avenir, le potassium semble avoir bien des surprises à révéler au chimiste.

1. HISTORIQUE

Le potassium est le troisième élément de la famille des alcalins. Il a été découvert en 1807 par Sir Humphry Davy lors de la réduction par électrolyse de la potasse KOH. Son symbole chimique est K d'après son nom allemand *kalium*. Son nom français dérive de la potasse, terme qui peut représenter différents composés chimiques suivant le domaine où elle est utilisée ; KOH évidemment, mais également KCl, K₂O ou K₂CO₃. C'est un constituant principal des cendres de végétaux qui se dit « qali » en arabe, dont est originaire le nom « alcalin ».¹

Lorsque Humphry Davy met en place son expérience, les sels de potassium étaient déjà bien utilisés en Amérique et en Asie pour leurs propriétés conservatrices et gustatives.² Il avait auparavant tenté d'effectuer l'électrolyse de potasse diluée. Cependant, il n'obtenait que du dioxygène et du dihydrogène, produits de l'électrolyse de l'eau. C'est pourquoi le 6 octobre 1807, il choisit d'électrolyser de la potasse pure. Il la place dans une casserole avec un disque de platine connecté

à la partie négative de la batterie. Puis il met en contact avec la potasse un fil de platine connecté à la partie positive de la batterie, voir Figure 1. C'est ainsi qu'il obtient le potassium en tant que corps pur.



Fig. 1 Dispositif expérimental de Sir Humphry Davy.³

Pour bien prouver que le platine n'était pas responsable de l'apparition de ce nouveau métal, il a utilisé d'autres métaux pour électrode. De plus, il a remarqué qu'en présence d'eau, le potassium réagissait violemment avec une flamme violette caractéristique. C'est d'ailleurs par la méthode de test de flamme que l'on prouve encore aujourd'hui la présence de potassium (Figure 2).²

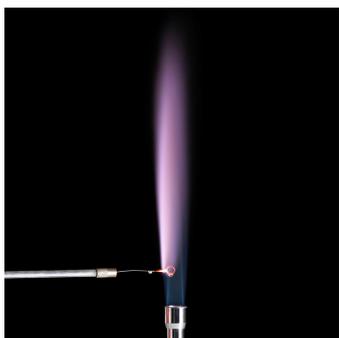


Fig. 2 Flamme produite par le potassium.⁴

2. PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES

Le potassium se trouve à l'état solide aux conditions normales de température et de pression. Il prend la forme d'un métal de couleur argenté tellement mou qu'il peut être coupé au couteau. C'est un excellent réducteur, comme tous les alcalins. Mis au contact de l'eau, il produit une réaction très exothermique décrite dans l'Equation 1 qui conduit à une explosion (Figure 3). C'est pour cette raison qu'il est souvent conservé dans de l'huile.

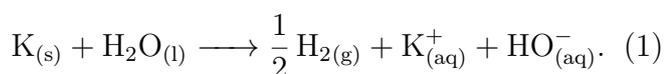


Fig. 3 Explosion du potassium solide en contact de l'eau.⁴

Le potassium est un excellent conducteur électrique et thermique. La conduction thermique s'explique par le fait que la transmission de la chaleur pour un métal est surtout due aux électrons libres qui communiquent leur agitation thermique à leurs voisins. Comme le potassium est de configuration électronique $[\text{Ar}]4s^1$ il possède un électron libre et donc conduit bien la chaleur. Il est très peu électronégatif et peut former avec les éléments non métalliques des composés généralement à liaisons ioniques.

L'ensemble des ses propriétés principales sont résumées dans le Tableau 1.

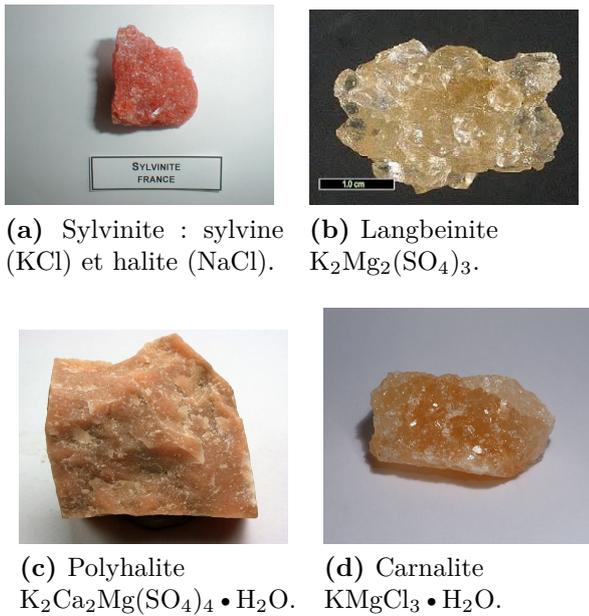
Symbole	K
Numéro atomique	19
Configuration électronique	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Masse atomique	39,0983 u
Famille	métaux alcalin
Densité	0,856
Isotopes	^{39}K stable (93,26 %) ^{40}K instable (0,01 %) ^{41}K stable (6,73 %)
Electronégativité (échelle de Pauling)	0,82
Potentiel standard du couple K^+/K (vs. ESH)	-2,93 V
Rayon atomique	243 pm
Rayon ionique	140 pm
Point de fusion	63,5 °C
Point d'ébullition	759 celsius

Tab. 1 Propriétés générales du potassium.⁵

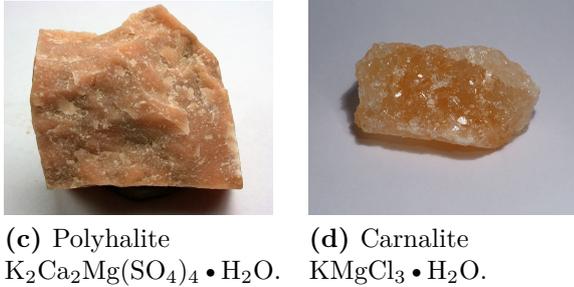
3. LE POTASSIUM DANS LA TERRE

3.1. D'où provient le potassium ?

Le potassium est le 7^e élément le plus abondant de la croûte terrestre où il représente 2,6 % de la masse totale. On le trouve sous forme de roche dont quelques exemples sont données à la Figure 4. Ce sont des roches évaporites, c'est-à-dire qu'elles proviennent de la précipitations de sels qui étaient présents dans une solution saline comme la mer. Parmi ces roches, la plus abondante et donc la plus exploitée est la sylvinite (Figure 4a). C'est une roche principalement constituée de sylvine (KCl) et de halite (NaCl), et c'est majoritairement à partir de celle-ci que l'on va former la potasse KCl.⁶



(a) Sylvinites : sylvine (KCl) et halite (NaCl). (b) Langbeinites $K_2Mg_2(SO_4)_3$.



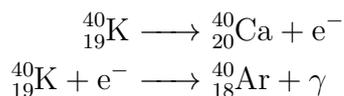
(c) Polyhalite $K_2Ca_2Mg(SO_4)_4 \cdot H_2O$. (d) Carnalite $KMgCl_3 \cdot H_2O$.

Fig. 4 Différentes roches contenant du potassium.⁶

3.2. La datation au ^{40}K

Le potassium étant naturellement présent dans les roches, il est possible de l'utiliser pour de la datation. En effet le ^{40}K , qui ne représente que 0,012 % du potassium total, est naturellement radioactif.

Le ^{40}K se désintègre en ^{40}Ar et ^{40}Ca selon deux réactions qui se produisent en parallèle :⁷



Ce sont ces réactions de désintégration qui vont permettre la datation. Le temps de demi-vie du ^{40}K étant de 1,25 milliard d'années, il est possible de dater des roches couvrant la quasi-totalité des âges géologiques.

Il existe deux types de datation utilisant la radioactivité du potassium. D'une part, il est possible de réaliser la datation par spectrométrie de masse. On utilise cette technique pour déterminer la quantité de ^{40}Ar et de ^{40}K dans le minéral. L'argon est un gaz qui, ordinairement, ne se combine pas avec d'autres éléments. Ainsi, quand un minéral se forme à partir de roche fondue, il ne contient initialement pas d'argon. Cependant si le minéral contient du potassium, la décomposition de l'isotope ^{40}K va produire du ^{40}Ar piégé dans le

minéral. Il est ainsi possible de remonter à l'âge de la roche en utilisant la formule :

$$t = \frac{t_{1/2}}{\ln(2)} \times \ln \left(\frac{K_f + \frac{Ar_f}{0,109}}{K_f} \right),$$

avec $t_{1/2}$ la demi-vie du ^{40}K et K_f et Ar_f les quantités respectives de ^{40}K et de ^{40}Ar dans l'échantillon.⁸

D'autre part, il est possible de réaliser la datation par thermoluminescence. En effet, comme la désintégration du ^{40}K produit un rayonnement γ , des défauts se forment dans la roche et des électrons s'y retrouvent piégés. Le chauffage de la roche libère ces électrons qui produisent alors une lumière dont l'intensité peut être mesurée. La même roche est ensuite exposée à une quantité de rayons γ connue puis chauffée plusieurs fois pour réaliser un étalon. Cet étalon permet de déterminer la quantité de rayons γ qui avait été produite par désintégration du ^{40}K .

Comme il est plus facile de libérer des électrons piégés dans des défauts que de l'argon dans le minéral, la méthode par thermoluminescence est plus sensible aux événements que la roche a subis et permet de dater par exemple une poterie ou d'estimer la date d'un incendie. La méthode par spectrométrie de masse donne plutôt une indication de l'âge de la formation de la roche. La datation au ^{40}K est ainsi une méthode efficace de datation et elle est complémentaire de la datation au ^{14}C car elle permet de dater des échantillons qui ne contiennent pas de carbone.

4. MÉTHODE DE PRODUCTION

4.1. La production du chlorure de potassium

Le principe d'extraction de KCl repose sur le fait que KCl et NaCl ont une solubilité dans l'eau différente à chaud et à froid. En effet NaCl et KCl ont une solubilité dans l'eau similaire à chaud. Cependant, à froid NaCl est encore plus soluble tandis que KCl est peu soluble (Tableau 2).

Pour produire du KCl, la sylvinites est d'abord broyée puis dissoute dans de l'eau à 100 °C. Ensuite l'eau est refroidie à 30 °C pour que le KCl cristallise avant NaCl et se dépose au fond du contenant. Les impuretés restent en solution car

Composé	Solubilité à 30 °C (g·mL ⁻¹)	Solubilité à 100 °C (g·mL ⁻¹)
KCl	0,172	0,353
NaCl	0,297	0,275

Tab. 2 Solubilités dans l'eau à 30 °C et 100 °C de KCl et NaCl.

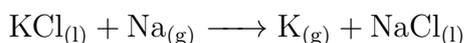
elles sont en concentration trop faible pour précipiter. Le KCl est ensuite récupéré sous forme d'un cristal blanc et peut directement être vendu sans nécessiter d'autres traitements.⁶

4.2. La production du potassium

Le potassium ne peut pas être produit par électrolyse contrairement au sodium. En effet, l'électrolyse du chlorure de sodium fondu forme du sodium qui flotte à la surface de l'électrolyte et qui peut donc facilement être récupéré de manière peu coûteuse. Dans le cas du potassium, celui-ci est plus dense et reste au fond de la cuve d'électrolyse où il se mélange avec le sel fondu, ce qui le rend très compliqué à séparer et à récupérer.

Pour produire le potassium par électrolyse, Sir Humphry Davy ajoutait un peu de mercure à la cathode, ce qui conduisait à la formation d'un agrégat entre le mercure et le potassium qui pouvait par la suite être collecté puis bouilli pour récupérer le potassium.³

Cette méthode ne peut pas facilement être utilisée en flux continu et nécessite l'utilisation de mercure toxique. Cela a donc motivé le développement d'une autre méthode pour produire du potassium de façon industrielle. Le potassium est produit par la réaction suivante :



Pour que cette réaction soit favorable thermodynamiquement, il faudrait remplacer le sodium par un métal moins électronégatif que le potassium. La réaction n'est pas favorable thermodynamiquement car le sodium est plus électronégatif que le potassium. Cependant des métaux moins électronégatifs que le potassium sont rares et chers, on utilise donc le sodium sous forme vapeur et du chlorure de potassium fondu dans une colonne de distillation chauffée à 870 °C (Figure 5). Comme le potassium est plus volatile

que le sodium (température d'ébullition de 759 °C pour le potassium contre 883 °C pour le sodium), le potassium s'échappe par le haut de la colonne.

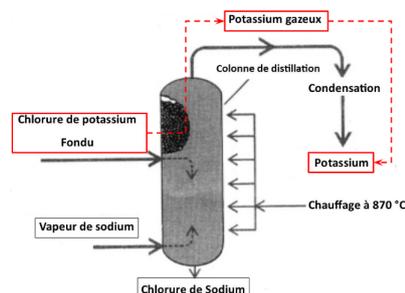


Fig. 5 Schéma de la production du potassium, en rouge le parcours du potassium.⁹

En accord avec le principe de Le Chatelier, le retrait d'un des produits du milieu réactionnel a pour effet de déplacer l'équilibre vers la formation des produits, ce qui permet ainsi la production de potassium.

5. L'ION POTASSIUM : DU SOL À NOS CELLULES

5.1. Du potassium dans les engrais

La croissance des plantes nécessite plusieurs apports du milieu extérieur. Les trois nutriments indispensables pour la croissance des plantes sont l'azote, le phosphore et le potassium. Ces éléments forment la base des engrais chimiques connus sous le nom d'engrais NPK. Chaque élément joue un rôle essentiel; celui du potassium est de permettre la floraison, ainsi que le développement des fruits et des racines. Il permet de diminuer la transpiration de la plante, ce qui la rend moins sensible à la sécheresse. Il participe également à la résistance aux maladies.

Ces engrais chimiques NPK augmentent le rendement agricole mais participent également à la pollution de nappes phréatiques et de cours d'eau. De plus, des engrais qui ne contiennent que les éléments NPK sont imparfaits : il manque des macroéléments (nécessaires en plus grandes quantités que des oligoéléments) comme le magnésium ou le soufre, et des oligoéléments présents dans des sels minéraux.¹⁰

Aujourd'hui, 95 % de la production mondiale de potasse est utilisée pour la production d'engrais,

ce qui représente près de 24 millions de tonnes de potasse par an.¹¹

5.2. Alimentation et santé

La partie du corps où le potassium est le plus abondant est le sang (principalement les globules rouges) où il représente 0,4 % en masse. On le retrouve également facilement dans les muscles, dans les tissus du cerveau et dans les os. Au total dans le corps on trouve entre 110 g et 140 g de potassium. Cette variation dépend principalement du poids des muscles dans le corps.¹²

Le dosage du potassium ainsi que sa concentration dans la circulation sanguine, la kaliémie, sont des enjeux médicaux importants avec des implications primordiales sur le système cardiaque et le système nerveux. Malheureusement, le corps humain n'est pas capable de le stocker. C'est pourquoi nous avons besoin d'un apport journalier en potassium. Nous en consommons entre 1 et 6 g·j⁻¹, avec une moyenne de 2,5 g·j⁻¹. Néanmoins, la consommation conseillée est de 3,5 g·j⁻¹. Le potassium est évacué ensuite principalement dans l'urine (3,2 g·j⁻¹), mais également dans la sueur.¹²

Contrairement aux idées reçues, la banane n'est pas l'élément avec la plus haute teneur en potassium (Figure 6). Le potassium est présent dans la quasi-totalité des aliments, les seuls qui n'en contiennent pas sont le sucre, les huiles végétales, le beurre et la margarine.²



Fig. 6 Aliments riches en potassium (valeurs moyennes pour 100 g d'aliments).²

Pour une personne en bonne santé, la concentration plasmatique en potassium est $4,2 \pm 0,4 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. Néanmoins, cette fourchette n'est pas très large, et il n'est pas rare d'observer des cas d'hyperkaliémie ou d'hypokaliémie. Si la concentration plasmatique du patient descend en dessous de $3,5 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, il fait face

à une hypokaliémie légère, ce qui se caractérise souvent par un sentiment de faiblesse. Des carences chroniques peuvent être une source de dépression. La déficience cause également une faiblesse musculaire : si celle-ci touche le cœur, le patient risque des problèmes cardiaques. En dessous de $3 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, on constate une paralysie des muscles lisses, dont le cœur, qui peut entraîner l'arrêt cardiaque.

Cependant, l'excès de potassium est également dangereux. On parle d'hyperkaliémie si la concentration plasmatique est supérieure à $5 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. Si cette concentration n'est que légèrement dépassée alors les symptômes sont bénins, essentiellement des fourmillements dans les membres. Néanmoins, au-delà de $6 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, le pronostic vital est engagé. En effet, il y a alors trop de potassium en dehors des cellules nerveuses, ce qui gêne la neurotransmission. On observe alors des convulsions pouvant entraîner la mort par arrêt cardiaque.¹²

Il est intéressant de noter que des meurtres ont été commis au potassium, entre autres par des soignants. Le chlorure de potassium KCl est utilisé pour les injections létales (*non-toxic lethal injection*) aux États-Unis pour les condamnés qui acceptent de donner leur corps à la science, car KCl, bien que mortel en trop grande quantité, agit principalement sur le système nerveux et laisse les organes non endommagés.²

5.3. Canaux potassiques et éthers couronne

Dans les organismes vivants, le potassium est sous sa forme cationique au degré d'oxydation +I : c'est l'ion potassium K^+ . Chez l'être humain, l'ion potassium est le cation le plus abondant au sein des cellules. 95 % du potassium se trouve dans les cellules, à la différence des ions sodium et calcium qui sont plutôt présents dans la matrice extra-cellulaire.

Les membranes des cellules ont des canaux ioniques dans lesquels les ions K^+ et Na^+ se déplacent à l'inverse des gradients de concentration. La densité surfacique de ces canaux à la surface de la membrane est supérieure à $100 \mu\text{m}^{-2}$, qui transfèrent plus de 200 ions K^+ et Na^+ par seconde.²

Certains canaux sont spécialisés uniquement dans le transport des ions potassium. Pour ces canaux particuliers, comme par exemple le canal

1J95 (Figure 7), les cations K^+ sont les seuls à pouvoir passer. Le rayon de Van der Waals du potassium, qui est la taille de l'atome, coïncide parfaitement avec le rayon interne du canal. Il justifie donc les tailles de canaux spécifiques.^{13,14}

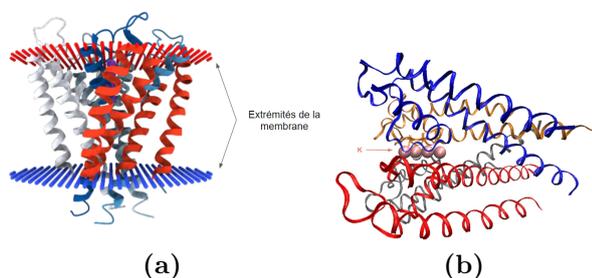


Fig. 7 Canal potassique 1J95 au sein de la membrane plasmique (a) et avec des ions K^+ (en rose) le traversant (b) ; image produite avec Visual Molecular Dynamics.¹⁵ La structure de la protéine provient de la banque de donnée RCSB-PDB.¹⁶

Dans le cas des membranes des cellules nerveuses, la transmission de ces ions permet la transmission des impulsions nerveuses. Le phénomène de mouvement des charges à travers la membrane crée une différence de potentiel entre l'intérieur et l'extérieur de la cellule. Cette différence de potentiel se déplace à la surface de la cellule et peut être perçue comme une onde le long des cellules nerveuses. C'est une des techniques de transport de l'information de notre système nerveux. La région de l'hippocampe, lieu important dans l'apprentissage et le stockage de la mémoire, est la zone où les concentrations de potassium dans les canaux sont les plus élevées.²

Les canaux spécifiques utilisent beaucoup d'oxygènes pour coordiner les alcalins. Cette idée a déjà donné lieu à des utilisations en chimie d'éthers couronnes.¹³ Ceux-ci peuvent être construits avec un nombre d'atomes d'oxygène précis, et donc une taille bien définie, pour devenir alors spécifique à un ion alcalin en particulier (Figure 8).

C'est leur rayon de Van der Waals qui justifie la distance à chaque oxygène, et qui donc définit le nombre d'oxygène moyen optimal autour de chaque ion. On trouve en moyenne 6 oxygènes (et donc 6 molécules d'eau) autour de K^+ , 5 oxygènes autour de Na^+ et 4 oxygènes autour de Li^+ .^{13,14}

Cette spécificité des éthers couronnes peut avoir des applications très utiles. En effet, ils per-



(a) Éther couronne spécifique à Li^+ . (b) Éther couronne spécifique à Na^+ . (c) Éther couronne spécifique à K^+ .

Fig. 8 Éthers couronnes spécifiques aux ions alcalins avec la représentation de l'ion et son rayon de Van der Waals : $r_{vdW}(Li^+) = 182$ pm, $r_{vdW}(Na^+) = 227$ pm et $r_{vdW}(K^+) = 275$ pm.⁵

mettent de doser ou d'éliminer les cations associés. Il est souvent compliqué d'extraire des ions en phase aqueuse et ces éthers solubles en phase organique permettent de capturer sélectivement ces ions et de les transférer en phase organique.

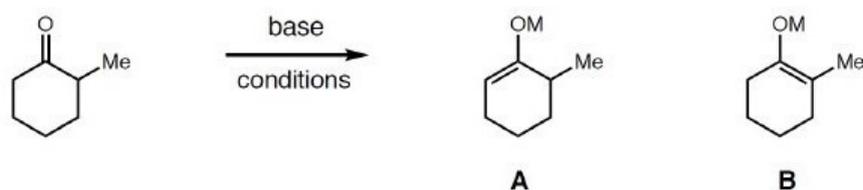
6. UN CONTRE-ION EN CHIMIE ORGANIQUE

Les chimistes considèrent parfois que la forme cationique du potassium n'est qu'un élément spectateur des réactions chimiques. Pourtant il a une importance non négligeable, principalement sur la sélectivité.

Dans la réaction d'énolisation montrée au-dessus du Tableau 3, le choix du contre-ion alcalin de la base a un réel impact sur les produits obtenus et ce pour des températures bien différentes. Le produit cinétique A est obtenu à 90 % à -78 °C en présence de la base Ph_3CLi , tandis qu'il n'est obtenu qu'à 67 % avec la base Ph_3CK . Les deux bases sont pourtant sensiblement semblables avec un pK_a similaire. On retrouve un résultat inverse à 25 °C. Le choix du contre-ion est donc un élément important pour la stratégie en synthèse organique.

Un autre exemple de l'importance du contre-ion en synthèse organique est la modification de Schlösser de la réaction de Wittig. C'est une réaction très utilisée en chimie organique dans laquelle, à partir d'un dérivé carbonylé et d'un ylure de phosphore, un alcène de configuration (*Z*) est formé majoritairement (Figure 9).

Il est possible de modifier les conditions expérimentales en rajoutant du phényllithium avec du



Base	Température	Ratio A : B	Contrôle
Ph ₃ CLi	-78 °C	90 : 10	cinétique
Ph ₃ CK	-78 °C	67 : 33	cinétique
Ph ₃ CLi	25 °C	38 : 62	thermodynamique
Ph ₃ CK	25 °C	10 : 90	thermodynamique

Tab. 3 Réaction d'énolisation avec différentes bases (Ph₃CLi et Ph₃CK) à différentes températures (-78 °C et 25 °C) dans le THF.¹⁷

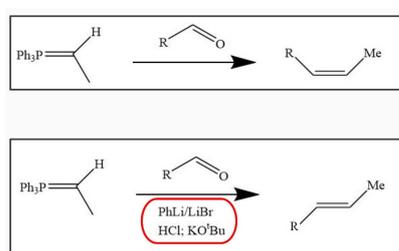


Fig. 9 Equation-bilan de la réaction de Wittig en haut et la modification de Schlösser de cette réaction en bas.

bromure du lithium dans de l'acide chlorhydrique (Figure 9). Le lithium va modifier la stéréochimie grâce à son oxophilie, c'est-à-dire le fait qu'il interagit fortement avec l'oxygène. Cependant, la complexation avec l'oxygène va empêcher la suite de la réaction : il faut alors retirer le lithium du milieu réactionnel. Pour cela un alcoolate de potassium est ajouté, l'alcoolate va se lier préférentiellement au lithium (du fait qu'il possède un oxygène ayant une densité électronique élevée). Le potassium reste donc le contre-ion qui ne va pas bloquer la suite de la réaction, car il est moins oxophile. L'Equation 2 résume le changement de contre-ion.



L'alcène de configuration (*E*) est alors majoritairement obtenu grâce à cette modification des conditions expérimentales.

7. APPLICATIONS CONCRÈTES

7.1. Le superoxyde de potassium, un système respiratoire en milieu confiné

Le potassium possède la propriété intéressante de s'oxyder en formant le superoxyde de potassium KO₂ lorsqu'il est brûlé en présence de dioxygène. Contrairement au sodium et au lithium qui forment préférentiellement leurs oxydes (Na₂O et Li₂O) le potassium forme le superoxyde KO₂ (Figure 10) d'état d'oxydation plus élevé de +IV.

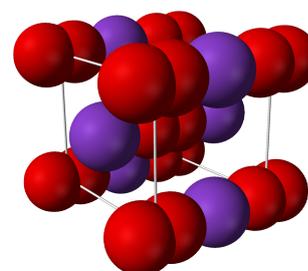
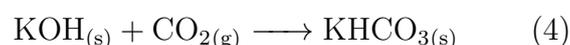
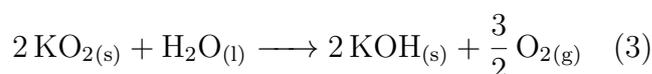


Fig. 10 Structure du superoxyde de potassium, avec du potassium (en violet) et de l'oxygène (en rouge).¹⁸

Le solide obtenu stocke une grande quantité d'oxygène. Il est ensuite capable d'absorber le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau en libérant du dioxygène suivant les Equations 3 et 4.



Lors de la respiration, du dioxyde de carbone et de l'eau sont produits, ils peuvent alors réagir

avec le superoxyde de potassium pour produire du dioxygène. Il permet ainsi de respirer en milieu confiné. Le superoxyde de potassium s'emploie donc simplement comme source de dioxygène et épurateur d'atmosphère passif. En effet 1 kg de KO_2 peut absorber 0,308 kg de CO_2 et relâcher 0,388 kg de O_2 ce qui représente environ 20 h de respiration pour une personne au repos et 13 h pour une personne en activité.¹⁹

Il est utilisé en grandes quantités dans des milieux clos comme les mines, les sous-marins, ou encore les vaisseaux spatiaux. Il est également utilisé de façon individuelle dans des tenues fermées, utilisées par exemple par les pompiers pour combler le manque d'oxygène au cœur d'un incendie. Avec sa fabrication simple et son rendement élevé, le superoxyde de potassium est donc un système respiratoire de choix pour des milieux confinés.

7.2. Les batteries au potassium

Avec la raréfaction des énergies fossiles, les énergies renouvelables se sont développées rapidement. Cependant, la production de ces énergies est irrégulière parce qu'elle dépend d'une source d'énergie inconstante comme le soleil ou le vent. L'un des enjeux primordiaux est donc de trouver un moyen de stocker l'énergie produite pour pouvoir la redistribuer au long terme.

C'est dans ce but que les batteries métal-air ont été imaginées car elles ont des densités énergétiques théoriques, c'est-à-dire des quantités d'énergie par masse de batterie, très élevées comparées aux batteries actuelles. Ce sont des batteries constituées d'une anode en métal pur et d'une cathode en contact avec une source de dioxygène comme l'air ambiant. Elles sont basées sur une réaction d'oxydoréduction impliquant le dioxygène via la réaction suivante $\text{O}_2 + e^- = \text{O}_2^-$. La batterie potassium-air a une densité énergétique de 935 Wh/kg²⁰ contre seulement 100 à 200 Wh/kg²¹ pour les batteries lithium-ion actuelles.

Cette batterie met en jeu une anode en potassium métallique et une cathode en carbone poreux dans laquelle peut se former KO_2 , et qui est connectée à un réservoir d'oxygène (Figure 11). A cause de la très grande réactivité du potassium métallique et de l'ion superoxyde O_2^- , il est difficile de trouver un électrolyte stable. Un autre problème est dû au fait que le potassium se passive vite au contact de l'électrolyte, ce qui em-

pêche d'avoir une durée de vie suffisante pour avoir une utilisation commerciale. Une étude menée en 2018²⁰ a permis de trouver une surface de passivation artificielle protégeant l'anode métallique ainsi qu'un électrolyte stable. Cela a permis d'avoir une grande longévité allant jusqu'à plusieurs centaines de cycles. Elle reste encore très faible comparée à nos batteries actuelles (des milliers de cycles²¹) mais constitue un résultat très prometteur.

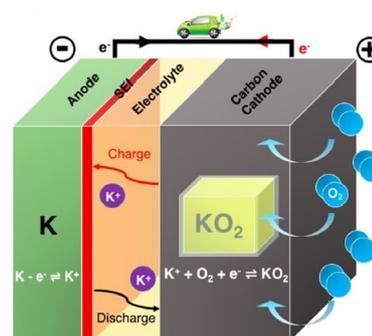


Fig. 11 Schéma de la batterie potassium-air.²⁰

Ainsi, grâce à sa densité énergétique très élevée et de l'abondance du potassium sur Terre, la batterie potassium-air est un candidat pour le stockage d'énergie à grande échelle. Ces dernières ont plusieurs avantages par rapport aux batteries métal-air des autres métaux alcalins. En effet celles au lithium, malgré une densité énergétique bien supérieure, ont des problèmes de cinétique, et celles au sodium ont des problèmes de stabilité thermodynamique.²⁰

8. CONCLUSION

Le potassium est ainsi un élément qui est utile dans un grand nombre de domaines. Sa présence abondante dans les minéraux rend son extraction relativement simple et permet même de dater les roches le contenant. Il est important de comprendre son rôle dans le corps pour rester en bonne santé et une bonne connaissance de ses propriétés permet de s'en servir aussi bien en chimie organique que pour des engrais ou encore comme système respiratoire. De plus, il reste encore de la place pour des recherches futures comme le développement de batteries efficaces utilisant du potassium et sans doute d'autres surprises que nous réserve encore cet élément.

RÉFÉRENCES

- (1) A. HATTERER, H. K. Potassium - Encyclopedia Universalis <https://www.universalis.fr/encyclopedie/potassium/>.
- (2) EMSLEY, J. , *Nature's Building Blocks*; Oxford University Press : 2011.
- (3) MORRIS, J.; MORRIS, R. "Here Here Sir Humphry E. Davy— playing with your chemistry set again? Boom de Boom!", Potassium? -Sodium? <http://www.scitechantiques.com/Davy-potassium/>.
- (4) Fine Art America <https://fineartamerica.com>.
- (5) PERECK, S. Les éléments chimiques <https://www.elementschimiques.fr/?fr/proprietes/chimiques>.
- (6) La potasse d'Alsace, un siècle d'exploitation http://www.lithotheque.site.acstrasbourg.fr/hommes/roches_utiles/la-potasse.
- (7) LANGLOIS, C.; BRIOT, D.; THOMAS, P. La méthode de datation potassium-argon <https://planet-terre.ens-lyon.fr/ressource/datation-k-ar.xml>.
- (8) K-Ar dating https://en.wikipedia.org/wiki/K%E2%80%93Ar_dating.
- (9) MISHRA, B. , *Alkali Metals Production (Li, Na, K)*, 2nd, 2017; t. Encyclopedia of Materials : Science and Technology.
- (10) MONDE, L. Les engrais NPK : définition, utilisation et limites <https://jardinage.lemonde.fr/dossier-1012-engrais-npk.html>.
- (11) PLANETOSCOPE Production et consommation de Potasse <https://www.planetoscope.com/matieres-premieres/1193-production-mondiale-de-potasse.html>.
- (12) DERACHE, P.; DELMAS-BEAUVEUX, M.-C.; DARMON, M. , *Biochimie structurale métabolique et clinique*, Collection Le Moniteur Internat; Groupe Liaisons : 2001; chap. Le métabolisme hydroélectrolytique et ses perturbations.
- (13) KISTENMACHER, H.; POPKIE, H.; CLEMENTI, E. *J. Chem. Phys.* **1974**, *61* (799) .
- (14) KELLY, C.; CRAMER, C.; TRUHLAR, D. *J. Phys. Chem. B* **2007**, *111* (2) , 408-422.
- (15) HUMPHREY, W.; DALKE, A.; SCHULTEN, K. *J. Mol. Graph.* **1996**, *14* , 33-38.
- (16) MORAIS-CABRAL, J.; MACKINNON, R.; ZHOU, M. 1J95 <https://www.rcsb.org/structure/1J95>.
- (17) BROWN, C. A. *J. Org. Chem.* **1974**, *39* (26), 3913-3918.
- (18) Superoxyde de potassium https://fr.wikipedia.org/wiki/Superoxyde_de_potassium.
- (19) HOLQUIST, J.; KLAUS, D.; GRAF, J. Characterization of Potassium Superoxide and a Novel Packed Bed Configuration for Closed Environment Air Revitalization, 44th International Conference on Environmental Systems <https://ttu-ir.tdl.org/bitstream/handle/2346/59647/ICES-2014-192.pdf?sequence=1&isAllowed=y>.
- (20) XIAO, N.; REN, X.; MCCULLOCH, W.; GOURDIN, G.; WU, Y. *Acc. Chem. Res.* **2018**, (9) , 2335-2343.
- (21) DOUBLET, M. , *Batteries Li-ion: Conception Théorique*, Réf : AF6612 v1 ; Ed. Techniques Ingénieur.