

Des batteries sodium-ion

Terminale spécialité Physique-Chimie · Piles et électrolyse

1. Rôle du séparateur

Le séparateur empêche le contact direct entre les deux électrodes : il évite ainsi un court-circuit à l'intérieur de la cellule. Il reste perméable aux ions afin de permettre leur migration dans l'électrolyte, d'assurer la conduction ionique et de maintenir l'électroneutralité au cours du fonctionnement.

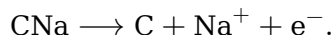
2. Fonctionnement pendant la décharge

On applique la **méthode A du chapitre** : on exploite d'abord l'information d'orientation fournie par la mesure. La borne V du voltmètre est reliée à l'électrode B et la borne COM à l'électrode A. L'affichage positif signifie donc

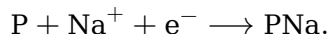
$$U_{BA} = V_B - V_A > 0.$$

L'électrode B est la borne positive et l'électrode A la borne négative.

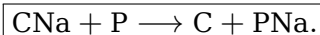
À l'électrode A, le carbone dur sodié cède un électron : il subit une **oxydation**. Cette électrode est donc l'**anode**, borne négative :



À l'électrode B, le matériau P capte un ion sodium et un électron : il subit une **réduction**. Cette électrode est donc la **cathode**, borne positive :



En additionnant les deux demi-équations, l'ion sodium et l'électron se simplifient. L'équation de fonctionnement est :



Dans le circuit extérieur, les électrons circulent de A vers B ; le courant conventionnel circule en sens inverse, de B vers A. Dans l'électrolyte, les ions Na^+ migrent globalement de A vers B.

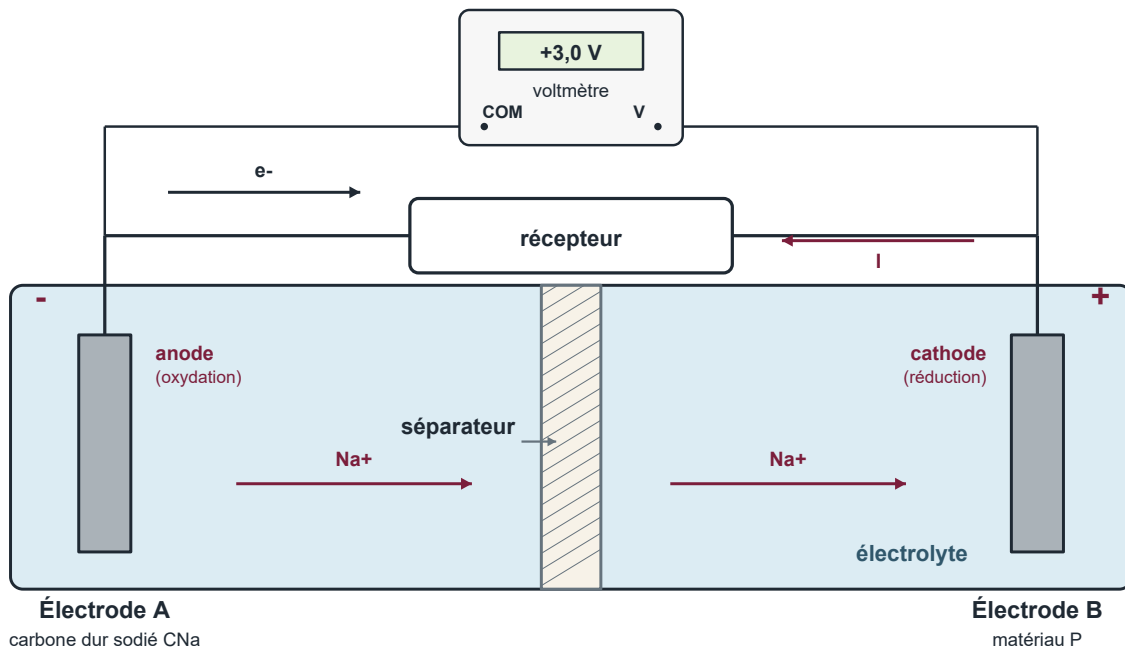


Figure 2 - Schéma complété de la cellule en décharge

3. Avancement, capacité et autonomie

On construit le tableau d'avancement de la réaction de décharge :

	CNa	P	C	PNa
État initial (mol)	$4,50 \times 10^{-2}$	$6,00 \times 10^{-2}$	0	0
Évolution (mol)	$-x$	$-x$	$+x$	$+x$
État final (mol)	$4,50 \times 10^{-2} - x$	$6,00 \times 10^{-2} - x$	x	x

Les quantités de réactifs doivent rester positives ou nulles :

$$x_{\max} = \min(4,50 \times 10^{-2}; 6,00 \times 10^{-2}) = 4,50 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Le carbone dur sodié est le réactif limitant. D'après sa demi-équation, une mole de CNa transformée libère une mole d'électrons. Ainsi :

$$n_{e,\max} = x_{\max} = 4,50 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

On utilise ensuite la relation de la **méthode B du chapitre** :

$$Q_{\max} = n_{e,\max} \cdot F = 4,50 \times 10^{-2} \times 9,65 \times 10^4 = 4,34 \times 10^3 \text{ C.}$$

Comme $1 \text{ A} \cdot \text{h} = 3600 \text{ C}$:

$$Q_{\max} = \frac{4,34 \times 10^3}{3600} = 1,21 \text{ A} \cdot \text{h.}$$

L'expression littérale de la durée maximale est $\Delta t_{\max} = Q_{\max}/I$. En utilisant la capacité en $\text{A} \cdot \text{h}$:

$$\Delta t_{\max} = \frac{1,21}{0,60} = 2,0 \text{ h.}$$

Dans ce modèle idéal, la cellule peut donc alimenter le dispositif pendant environ **2,0 h**.

4. Recharge

La charge électrique qui restaure effectivement l'état chargé vaut $Q_{\max}$. Avec un rendement coulombique η , la charge que doit fournir le chargeur est :

$$Q_{\text{fournie}} = \frac{Q_{\max}}{\eta} = \frac{4,34 \times 10^3}{0,920} = 4,72 \times 10^3 \text{ C.}$$

À intensité constante, $Q_{\text{fournie}} = I \cdot \Delta t$, donc :

$$\Delta t = \frac{Q_{\text{fournie}}}{I} = \frac{4,72 \times 10^3}{1,50} = 3,15 \times 10^3 \text{ s} = 52,4 \text{ min.}$$

Il faut donc au minimum **52 min** dans le cadre de ce modèle (52,4 min).

On applique enfin la **méthode C du chapitre**. La décharge est l'évolution spontanée de l'accumulateur vers l'équilibre. La charge réalise la transformation inverse : le système s'éloigne de l'équilibre et ne peut pas évoluer ainsi de lui-même. Le chargeur joue le rôle de générateur, impose le sens du courant et fournit l'énergie nécessaire : la recharge est une **transformation forcée** et l'accumulateur fonctionne alors en électrolyseur.