

Scienze chimiche, fisiche e naturali

La migrazione dell'elettrone

OBIETTIVI

1. Analizzare a livello concettuale i principi su cui si fondano le reazioni di ossidoriduzione: la variazione del numero di ossidazione e la complementarità dei processi di riduzione e di ossidazione.
2. Mettere in relazione fatti e fenomeni con il modello microscopico proposto: le particelle atomiche e subatomiche.
3. Comprendere il concetto di mole, utilizzandolo nelle formule chimiche e molecolari.

CONTENUTI

La struttura atomica e sub atomica; il concetto di mole ed il numero di Avogadro; i concetti di energia e di energia radiante; le trasformazioni energetiche. Le trasformazioni chimiche accompagnate da variazione del numero di ossidazione.

METODI ED ATTIVITA'

Vi sono argomenti, come il presente, entrati ormai largamente nei programmi di Scienze Chimiche della scuola secondaria, che trovano soddisfacente interpretazione solo nell'ambito della meccanica quantistica. Mi riferisco in particolare alla struttura dell'atomo, al comportamento dell'elettrone-onda, oltre che al legame covalente ed al carattere direzionale del legame in genere.

Occorrerà quindi premettere agli studenti che ciò che tratteremo potrà equivalere alla propedeutica acquisizione di grammatica e sintassi, conoscenza indispensabile per la completa padronanza di un linguaggio. E' comunque evidente che una trattazione alla portata degli studenti della secondaria di I grado dovrà sacrificare ogni pretesa di eleganza formale (il che non significa necessariamente rinuncia al rigore scientifico!).

Ciò a cui si dovrà mirare è una rappresentazione corretta, anche se soltanto qualitativa, per ovvie motivazioni strutturali, del comportamento degli oggetti di dimensioni atomiche.

Il lavoro verrà iniziato con la presentazione della struttura atomica, facendo riferimento all'etimo della parola (= indivisibile), diremo poi che questa è la ragione per la quale l'atomo è la più piccola frazione di un elemento in grado di conservarne le caratteristiche chimiche e fisiche (sarà opportuno aver già fornito agli studenti il concetto di elemento come *individuo* chimico con lo studio dei principi del collocamento nella tabella periodica).

Sarà poi fatto cenno alla complessità della struttura atomica stessa costituita da diversi tipi di particelle:

Faremo inoltre presente, come possibilità di ulteriore approfondimento, al fatto che protoni e neutroni sono a loro volta formati da particelle fondamentali dette *quark*.

Evidenzieremo che il numero di nucleoni A determina il peso atomico, essendo gli elettroni praticamente privi di massa. Per far comprendere a pieno l'elevatissimo valore della densità nucleare, possiamo far cenno all'ipotesi "assurda" del riempimento di un bicchiere di soli nuclei, il suo peso risulterebbe dell'ordine delle tonnellate! Il peso atomico espresso in grammi rappresenta il peso di una mole di atomi, ovvero di un numero di Avogadro di atomi: $\mathcal{N} = 6,02 \cdot 10^{23}$. Possiamo quindi passare alla definizione della **mole**. Definiremo la mole (mol) come la quantità di sostanza, che contiene tante entità di elementi (molecole, ioni, atomi, etc.) quanti sono gli atomi contenuti esattamente in 12 g di ^{12}C , il cui numero corrisponde appunto al numero di Avogadro \mathcal{N} . Anche se la mole è una delle sette unità di misura del SI, e pertanto gli studenti incontrano il concetto già nelle prime pagine del testo di Geometria del 1° anno, la comprensione dello stesso, come noi tutti ben sappiamo, presenta notevoli aspetti di criticità. A parer nostro, la trattazione dello stesso nel presente ambito può essere di notevole aiuto.

Interessante risulta l'intervallare la discussione con semplici esercizi di calcolo del PA e PM di individui chimici e composti, accettando, ove possibile, esempi proposti dai ragazzi. Dopo di ciò

potrà essere calcolata la % di un determinato elemento in un composto, es. la % di ossigeno nella CO₂ e nel CO (avendo gli studenti ben chiaro il concetto di proporzione già dal precedente a.s.). Passeremo a questo punto a definire gli *isotopi*, come gli atomi di un determinato elemento caratterizzati dall'aver lo stesso numero di protoni, ma diverso numero di neutroni (link con la radioattività, trattata ampiamente da Ed. Tecnica). Potremo limitarci pertanto ad illustrare che la parte centrale dell'atomo è costituita dal nucleo dove abbiamo detto ha sede la massa atomica; esiste quindi una branca della chimica, la chimica nucleare, che si interessa delle reazioni omonime. Esse si distinguono nettamente dalle reazioni della chimica ordinaria perché coinvolgono i nuclei atomici, *mentre nella chimica ordinaria, intervengono soltanto le configurazioni elettroniche esterne*.

Altro concetto che presenta difficoltà di comprensione se non precocemente chiarito, è quello di **orbitale**.

Nel grande spazio intorno al nucleo, secondo criteri non casuali, sono distribuiti gli elettroni, in "orbitali" con determinato livello energetico. Poiché gli elettroni presentano anche le proprietà di un'onda, è opportuno parlare di probabilità (link con la matematica del certo e del probabile) di trovare un dato elettrone in un certo istante in determinato volume; ci saranno quindi zone con più alta probabilità di trovare l'elettrone dette ORBITALI.

Passeremo a questo punto a definire il grado, o numero, di ossidazione N.O., come la carica formale assunta da un atomo di un elemento chimico in un composto, quando si assegnano le coppie di elettroni di legame all'elemento più elettronegativo; ad es. nell'H₂O, l'ossigeno ha N.O. -2 e l'idrogeno +1.

Possiamo quindi, indipendentemente da possibili altre classificazioni, suddividere tutte le reazioni chimiche in due classi:

- 1) **reazioni che avvengono senza variazione del N.O;**
- 2) **reazioni che avvengono con variazione del N.O., o reazioni di ossido-riduzione (reazioni redox).**

Le **reazioni di ossido-riduzione** hanno un'importanza eccezionale, sotto certi punti di vista. Basti pensare che la respirazione a livello cellulare è un'ossido-riduzione e che gli organismi viventi si procurano energia tramite processi di ossido-riduzione, siano essi aerobi od anaerobi. Risulta doveroso precisare che il bilanciamento di una reazione di questo tipo (approfondimento ulteriore) è spesso meno immediato che non quello delle altre reazioni, e che bisogna operare in modo particolare.

Poniamo di aver già chiarito (UD relativa ad elementi di Stechiometria) come si possa trattare una reazione fra elementi, dal punto di vista quantitativo, sulla base del peso equivalente.

Anche tutte le altre reazioni possono essere trattate su questa base. Naturalmente, anche in questo caso, il peso equivalente potrà variare da reazione a reazione.

Diverso è però il modo con cui si determina il peso equivalente nel caso delle reazioni che non implicano un'ossido-riduzione rispetto a quello usato per le reazioni redox.

Abbiamo definito il numero di equivalenti come il rapporto fra massa e peso equivalente:

$$eq = \frac{\text{massa della sostanza}}{\text{peso equivalente}} \quad \text{un equivalente è uguale a } 10^3 \text{ milliequivalenti (meq)}$$

Forniremo a questo punto le generalità riguardanti il concetto di **ossidazione** con relativi esempi. Possiamo far cenno alla definizione storica di ossidazione.

L'ossidazione fu definita originariamente come un'aggiunta di ossigeno ad un elemento o ad un composto. Ad es.: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

Tutti sappiamo che il ferro, esposto all'azione dell'aria, lentamente arrugginisce. Anche questa è un'ossidazione ed il processo può essere ottenuto rapidamente scaldando il ferro in ambiente di

ossigeno: $4 Fe + 3 O_2 \xrightarrow{\Delta} 2 Fe_2O_3$

Possiamo con semplici strumentazioni di laboratorio provare quanto detto (con chiodi, acidi, basi e fornellino).

Reazioni del tutto analoghe si possono ottenere anche con elementi diversi dall'ossigeno, quali alogeni, zolfo ed altri elementi elettronegativi; ad es.: $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{FeCl}_3$

Possiamo constatare infine che tra questi tipi di reazioni possono essere incluse anche le trasformazioni chimiche consistenti nella sottrazione di idrogeno da un composto (deidrogenazione); es.: alcool etilico che dà aldeide acetica.

Possiamo pertanto generalizzare affermando che: **una specie chimica che si ossida perde elettroni, ovvero aumenta la propria carica elettrica positiva.**

Si definisce genericamente **riduzione** il processo inverso rispetto all'ossidazione. Ne segue che, in generale, la perdita di ossigeno o di altri elementi elettronegativi, così come l'aggiunta d'idrogeno, sono riduzioni; ad es.: aldeide acetica più idrogeno che dà etanolo.

Generalizzando possiamo dire che: **la specie chimica che acquista elettroni, si riduce, ovvero, riduce la propria carica positiva.**

Dopo aver definito i due processi separatamente possiamo verificare, da un rapido esame delle reazioni considerate, che la sostanza che si ossida perde elettroni e che la sostanza che si riduce acquista elettroni. Ciò porta a concludere che un'ossidazione non può avvenire se non si verifica simultaneamente una riduzione.

Quindi, ossidazione e riduzione sono **processi complementari** e ci troviamo sempre di fronte ad una reazione di ossido-riduzione!

Un'importante applicazione di quanto visto, è l'analisi volumetrica per ossido-riduzione, cioè **l'analisi ossidimetrica**. Molte reazioni di ossido-riduzione avvengono in soluzione acquosa in modo rapido e quantitativo, per questa ragione esse possono essere sfruttate, e lo sono largamente, per la determinazione quantitativa delle sostanze che vi prendono parte.

La concentrazione del reagente deve essere espressa in termini chimici considerando che il peso equivalente corrisponde al peso molecolare diviso il numero di elettroni posti in gioco.

Proponiamo di seguito un'attività applicativa da svolgere con la guida del docente.

Determinazione dell'acido ascorbico (vitamina C)

Per la determinazione della vitamina C può essere usata la titolazione diretta oppure la "retro-titolazione".

La retro-titolazione, che useremo noi, presenta qualche difficoltà concettuale. La reazione che conduce all'ossidazione dell'acido ascorbico è la seguente:



Occorre considerare che nel caso della retro-titolazione si aggiunge più triioduro di quello che serve per ossidare tutta la vitamina C. Poi si usa il tiosolfato di sodio per titolare il triioduro rimasto in eccesso.

Possiamo utilizzare il seguente schema:

- 1) abbiamo un campione che contiene acido ascorbico, ma non sappiamo quanto (anche se si trova scritto sulla tavoletta, dobbiamo dimostrarlo);
- 2) aggiungiamo triioduro in eccesso per ossidare l'acido ascorbico, ma non sappiamo quanto ne è rimasto in eccesso. Conosciamo soltanto quante moli di triioduro abbiamo aggiunto: un po' di esso ha reagito con la vitamina C, ma il resto no.
- 3) Per trovare quante moli di triioduro non hanno reagito con l'acido ascorbico, possiamo titolare il triioduro col tiosolfato di sodio standardizzato in precedenza.

In pratica:.....

Una soluzione madre di triioduro di potassio 0,05 N può essere preparata aggiungendo 500 ml di soluzione standard di KIO_3 0,1 N (commercialmente disponibile) ad una soluzione di KI (non meno di 0,05 moli) in circa 400 ml di acqua bidistillata (acidificata con H_2SO_4) posti in un recipiente tarato da 1000 ml e portando il tutto a volume. Chi dispone di una bilancia di precisione può partire da KIO_3 solido pesandone 2140 mg (0,05 equivalenti) mentre di KI ne occorrono almeno 8,3 g, pari

a 0,05 moli = 0,05 eq (lo ioduro in eccesso non partecipa alle reazioni di ossidazione ma serve per mantenere lo I₂ in soluzione acquosa).

PROTOCOLLO D'ANALISI:

- Calcolare il peso molecolare (o meglio, peso formula) dello iodato e dello ioduro di potassio, sommando i pesi atomici;
- calcolarne i pesi equivalenti P.E., dividendo il P.M. del KIO₃ per 5, ovvero per la variazione del grado d'ossidazione dello iodio, da +5 a 0, nella reazione (per il KI, peso formula e peso equivalente coincidono);
- preparare una soluzione circa 0,1 N di tiosolfato di sodio (considerare l'eventuale presenza di acqua di cristallizzazione) in apposito matraccio tarato;
- prelevare un quantitativo utile per la titolazione: circa 20–25 ml in un becher;
- titolare il tiosolfato con la soluzione di triioduro (indicatore: salda d'amido, preparata solubilizzando l'amido in acqua bollente, e lasciando raffreddare);
- triturare una tavoletta di vitamina C da 1 g (teoricamente 0,01136 eq) in un matraccio da 100 ml e portare a volume con acqua;
- prelevare 10 ml esatti della soluzione (teoricamente 1,136 milliequivalenti) ed aggiungervi, tramite buretta, 30 ml esatti (0,0015 eq) della soluzione di triioduro 0,05 N;
- determinare l'eccesso di triioduro per titolazione con la soluzione di tiosolfato di sodio, dopo avere aggiunto poca salda d'amido come indicatore ed annotando il volume aggiunto quando scompare la colorazione scura dovuta al triioduro in eccesso;
- calcolare gli equivalenti di triioduro occorsi per titolare la vitamina C detraendo dagli equivalenti totali aggiunti (0,0015) gli equivalenti di tiosolfato usato.

VERIFICHE

Rispondi alle seguenti domande:

1. Perché l'ossidazione deve essere complementare al processo di riduzione?
2. Quali, secondo te, possono essere gli impieghi degli agenti antiossidanti? Qual è la ragione chimica dell'esplicitare la loro azione?
3. Come varia il grado di ossidazione di una specie chimica quando essa perde elettroni? E quando li acquista?
4. Cosa comporta per un agente chimico l'essere riducente? E l'essere ossidante?
5. Qual è la funzione dell'indicatore di ossido riduzione? E dell'indicatore acido-base?
6. Come viene calcolato il peso equivalente di una specie chimica?
7. Che cosa si intende per molarità?
8. La mole come unità di quantità di materia: impieghi e generalità.
9. Come si evita il mascheramento cromatico in una determinazione analitica?
10. Cosa si intende per bilanciamento di una reazione chimica? Quale legge fondamentale ci possiamo ritrovare?
11. Definisci il numero di ossidazione.
12. In quale tipo di legame chimico possiamo parlare di carica elettrica ed in quale altro di carica formale?

Con modalità stilistica di una relazione tecnica: procedi alla stesura di un'ipotetica relazione che riguardi la ricerca di vitamina C in un succo di frutta od in una pasticca per uso farmaceutico.

Per il livello di **accettabilità** lo studente dovrà rispondere ai $\frac{3}{4}$ dei quesiti proposti.

Per il livello di **eccellenza** lo studente dovrà rispondere alla (quasi) totalità delle domande; nella stesura della relazione, lo studente dovrà dimostrare padronanza critica dei contenuti appresi e dovrà esprimere gli stessi tramite linguaggio specifico appropriato.

Patrizia Martelli